



UNIVERSIDAD COMPLUTENSE DE MADRID  
FACULTAD DE EDUCACIÓN – CENTRO DE FORMACIÓN DEL  
PROFESORADO  
DEPARTAMENTO DE DIDÁCTICA DE LAS CIENCIAS  
EXPERIMENTALES

**Enseñanza y aprendizaje de modelos sobre el  
equilibrio químico**  
**Una propuesta didáctica con alumnos universitarios  
españoles y argentinos**

**Memoria de Tesis presentada por**

**Andrés Raviolo**

**para optar al grado de Doctor**

**Directora: Dra. María Mercedes Martínez Aznar**

**Madrid, 2005**

## **Agradecimientos**

En primer lugar, deseo agradecer especialmente a la directora de esta Tesis, a María Mercedes Martínez Aznar, por todos estos años de apoyo y seguimiento. Colaboración que no se vio menguada a pesar del tiempo transcurrido y de la distancia geográfica.

También a los profesores de la Facultad de Química de la Universidad Complutense de Madrid, de la Universidad de Buenos Aires y de la Universidad Nacional del Comahue, que cedieron sus aulas y alumnos para llevar adelante las distintas acciones de la investigación. Así también, agradecer a los profesores que emitieron sus juicios como expertos sobre la propuesta didáctica elaborada.

A los alumnos, españoles y argentinos, que han brindado su tiempo y sus ideas, en cuestionarios y entrevistas, en especial a los estudiantes de la Licenciatura en Biología de la UNC- Bariloche: Romina, Andrea, Lila y José.

A los profesores del programa de doctorado, y al personal jerárquico y administrativo, del Departamento de Didáctica de las Ciencias Experimentales, Facultad de Educación de la UCM.

A Cooperación Internacional del Ministerio de Cultura y Educación que me otorgó una beca durante dos años para realizar los cursos de doctorado en Madrid.

A la Universidad Nacional del Comahue, Centro Regional Universitario Bariloche, que me permitió dedicar tiempo para este trabajo dentro del marco de mi carga en proyectos de investigación.

Agradecer a Nora Bacalá, por su asesoramiento en la parte estadística de esta Tesis. También a Juan Ignacio Pozo, por sus enseñanzas en numerosos talleres en los que participé y por responder desinteresadamente a algunas consultas.

Deseo recordar a profesores que he tenido en mi paso por distintos niveles educativos. A mis profesores en la carrera de ingeniería por provocar en mí la actitud de enseñar de una forma diferente a la forma en que la mayoría de ellos lo hacía. A los docentes del Profesorado en Química (UNC) y en particular de las materias de educación, entre ellas a la Profesora Ana María Pérez Aguirre por su ejemplo y acompañamiento en las “prácticas de la enseñanza”.

En este momento de mi vida profesional, no puedo menos que recordar las primeras clases que di en la escuela secundaria, siendo aun estudiante de ingeniería, en el Instituto Modelo Martín Rivadavia, en esos años lejanos y patagónicos de 1983 al 1985 en Comodoro Rivadavia, Provincia de Chubut.

También recordar los años de la Reforma Educativa del nivel medio del Ciclo Básico Unificado CBU, en la Provincia de Río Negro, en cuyos talleres de discusión docente encontré un espacio de formación profesional.

Agradecer a mi hermano del norte, Billy Tieman, por su ayuda en la escritura de artículos en inglés. De igual manera, a Victoria y Luis que me trajeron de Madrid una pesada cantidad de fotocopias. A mi compañera de doctorado María Charrier por su amistad.

Y, por su puesto, a Paula y los chicos, por ser la razón de todo esto. Paula, que además de compañera de vida, fue un gran apoyo anímico y académico en estos años de Tesis. Fermín y Marcos por constituir el presente y el futuro.

# Índice

<b>INTRODUCCIÓN</b> .....	1
<b>Capítulo 1: FUNDAMENTOS EPISTEMOLÓGICOS</b>	
1.1 NATURALEZA DE LA CIENCIA E INNOVACIÓN CURRICULAR .....	9
1.2 TEORÍAS Y MODELOS EN LA CIENCIA .....	10
1.2.1 Características de los modelos .....	12
1.2.2 Funciones de los modelos .....	13
1.2.3 Clasificación de los modelos .....	13
1.3 LA ENSEÑANZA Y EL APRENDIZAJE BASADOS EN MODELOS .....	16
1.4 EL CONCEPTO DE EQUILIBRIO QUÍMICO .....	18
1.4.1 Concepción científica del equilibrio químico .....	19
1.4.2 Interpretación molecular del equilibrio químico .....	21
1.4.3 El concepto de reversibilidad .....	23
1.4.4 Relevancia académica y social del tema equilibrio químico .....	24
<b>Capítulo 2: FUNDAMENTOS PSICOLÓGICOS</b>	
2.1 EL MODELO DEL PROCESAMIENTO DE LA INFORMACIÓN .....	27
2.2 LAS REPRESENTACIONES MENTALES .....	30
2.2.1 Relaciones entre proposiciones, imágenes y modelos .....	33
2.2.2 Discusión en torno a los modelos mentales .....	35
2.3 EL CONSTRUCTIVISMO .....	38
2.3.1 Conocimiento previo y concepciones alternativas .....	42
2.3.2 Concepciones alternativas y niveles de análisis de las representaciones mentales .....	44
2.3.3 Teorías implícitas y teorías científicas .....	47
2.3.4 Discusión sobre las concepciones alternativas y el modelo de las teorías implícitas .....	48
2.4 EL CAMBIO CONCEPTUAL .....	51
2.4.1 Enseñanza de modelos y cambio conceptual .....	54
<b>Capítulo 3: FUNDAMENTOS DIDÁCTICOS</b>	
3.1 APRENDIZAJE DE LA QUÍMICA Y TIPOS DE CONOCIMIENTO .....	57
3.2 NIVELES DE REPRESENTACIÓN DE LA MATERIA .....	59
3.2.1 Representación gráficas: el cuarto nivel de representación .....	62
3.2.1.1 Tipos de gráficos .....	62
3.2.1.2 El aprendizaje de gráficas numéricas .....	64
3.2.2 El nivel de representación simbólico .....	66
3.2.3 El nivel de representación microscópico o submicroscópico .....	67

3.2.3.1	La comprensión de representaciones microscópicas .....	68
3.2.3.2	Resolución de problemas y comprensión conceptual.....	69
3.2.3.3	Propuestas didácticas que usan representaciones microscópicas .....	72
3.3	MODELOS, SIMULACIONES Y ANALOGÍAS .....	75
3.3.1	Modelos y simulaciones .....	75
3.3.2	Simulaciones con la ayuda del ordenador .....	77
3.3.3	Limitaciones de los modelos de partículas .....	79
3.3.4	Analogías y su uso en la enseñanza de la química .....	82
3.3.5	Analogías y modelos .....	85
3.3.6	La analogía del mapa para el concepto de modelo .....	86

## **Capítulo 4. ESTUDIO BIBLIOGRÁFICO SOBRE EL APRENDIZAJE Y LA ENSEÑANZA DEL EQUILIBRIO QUÍMICO**

4.1	INTRODUCCIÓN .....	89
4.1.1	Preguntas que se plantea este estudio .....	89
4.1.2	Objetivos que se persiguen con el estudio bibliográfico .....	90
4.2	ESTUDIO SOBRE EL APRENDIZAJE DEL EQUILIBRIO QUÍMICO .....	90
4.2.1	Investigaciones sobre las concepciones alternativas de estudiantes acerca del equilibrio químico .....	91
4.2.1.1	Metodología empleada y muestras estudiadas por las investigaciones .....	93
4.2.1.2	Aspectos de la temática equilibrio químico que indagó cada investigación .....	94
4.2.1.3	Clasificación de las concepciones alternativas .....	95
4.2.1.4	Clasificación de sugerencias para la enseñanza .....	98
4.2.2	Estudios sobre la estructura u organización del conocimiento acerca del tema equilibrio químico .....	100
4.2.3	Estudios sobre las concepciones de los profesores acerca del equilibrio químico .....	102
4.2.4	Estudios que indagan los libros de texto .....	104
4.3	ESTUDIO SOBRE LA ENSEÑANZA DEL EQUILIBRIO QUÍMICO .....	107
4.3.1	Enfoques curriculares del equilibrio químico .....	108
4.3.1.1	Las características de un sistema en equilibrio químico .....	108
4.3.1.2	La evolución de un sistema en equilibrio químico que fue perturbado .....	117
4.3.2	Uso de analogías en la enseñanza del equilibrio químico .....	123
4.3.2.1	Clasificación de las analogías utilizadas .....	123
4.3.2.2	Analogías sobre aspectos de la cinética química .....	131
4.3.2.3	Propuestas de enseñanza basadas en analogías .....	133
4.3.2.4	Implicaciones del uso de analogías en la enseñanza del equilibrio químico .....	134
4.3.3	Uso de modelos y simulaciones en la enseñanza del equilibrio químico .....	135
4.4	ESTUDIO HISTÓRICO SOBRE EL CONCEPTO EQUILIBRIO QUÍMICO .....	137
4.4.1	Modelos históricos acerca del equilibrio químico .....	138
4.4.2	Implicaciones didácticas del estudio histórico .....	144
4.4.3	Conclusiones sobre el estudio histórico .....	156
4.5	EL ORIGEN DE LAS DIFICULTADES SOBRE EL EQUILIBRIO QUÍMICO .....	157

## Capítulo 5. ESTUDIO EXPERIMENTAL PRELIMINAR

5.1 INTRODUCCIÓN .....	167
5.1.1 Preguntas que se plantea este estudio .....	167
5.1.2 Objetivos que se persiguen .....	168
5.1.3 Hipótesis a contrastar .....	168
5.2 METODOLOGÍA .....	168
5.2.1 Instrumento: Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico ...	169
5.2.2 Muestras .....	171
5.3 RESULTADOS	
5.3.1 Estudio sobre logros y concepciones alternativas .....	173
5.3.2 Estudios comparativos .....	175
5.3.2.1 Comparación entre alumnos de la UCM .....	176
5.3.2.2 Comparaciones entre alumnos de la UCM y de la UBA .....	177
5.4 DISCUSIÓN	
5.4.1 Discusión sobre la enseñanza recibida en ambas universidades .....	179
5.4.2 Discusión sobre las concepciones alternativas encontradas .....	180
5.5 CONCLUSIONES DEL ESTUDIO PRELIMINAR .....	184

## Capítulo 6. DISEÑO DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA

6.1 INTRODUCCIÓN .....	189
6.2 FUNDAMENTOS DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA (PD) .....	189
6.2.1 Sugerencias didácticas consideradas en la elaboración de la PD .....	190
6.2.2 Cuestiones problemáticas que afronta la PD .....	190
6.2.3 Un enfoque basado en una progresión de modelos .....	192
6.2.4 La inclusión de cuatro modelos intermediarios .....	194
6.3 MÓDULOS Y ACTIVIDADES DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA	
6.3.1 Módulo 1: Actividades 1-8 .....	197
6.3.2 Módulo 2: Actividades 9-17 .....	202
6.3.3 Módulo 3: Actividades 18-26 .....	206
6.4 JUICIO DE EXPERTOS SOBRE LA PD .....	212
6.5 ASPECTOS METODOLÓGICOS .....	217
6.6 CONCLUSIONES .....	219

## Capítulo 7. DESARROLLO DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA CON ALUMNOS ESPAÑOLES

7.1 INTRODUCCIÓN .....	223
7.1.1 Preguntas que se plantea este estudio .....	223
7.1.2 Objetivos que se persiguen .....	224
7.1.3 Hipótesis a contrastar .....	224
7.2 METODOLOGÍA	
7.2.1 Diseño de investigación .....	224
7.2.2 Muestras .....	225
7.2.3 Instrumentos .....	225
7.3 RESULTADOS	

7.3.1	Resultados del Cuestionario Inicial .....	231
7.3.2	Resultados de las entrevistas iniciales .....	232
7.3.2.1	Situación 1: imagen del sistema en equilibrio .....	234
7.3.2.2	Situación 2: imagen equilibrio perturbado .....	256
7.3.3	Resultados de los módulos de actividades .....	
7.3.3.1	Primera parte: Módulo 1 .....	267
7.3.3.2	Segunda parte: Módulo 2 .....	277
7.3.3.3	Tercera parte: Módulo 3 .....	289
7.3.3.4	Conclusiones sobre el análisis de las respuestas a los módulos .....	304
7.3.4	Resultados del Cuestionario Final: TPEQ .....	308
7.3.4.1	Resultados de los grupos de control .....	309
7.3.4.2	Resultados comparativos entre grupos de control y experimentales .....	313
7.3.5	Resultados entrevistas finales .....	318
7.3.6	Resultados Test de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica .....	324
7.4	DISCUSIÓN .....	
7.4.1	El análisis de las respuestas de los alumnos como modelos mentales .....	325
7.4.2	Modelos mentales sobre el equilibrio químico .....	332
7.5	CONCLUSIONES .....	333

## **Capítulo 8. DESARROLLO DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA CON ESTUDIANTES ARGENTINOS.**

8.1	INTRODUCCIÓN .....	341
8.1.1	Preguntas que se plantea este estudio .....	341
8.1.2	Objetivos que se persiguen .....	342
8.1.3	Hipótesis a contrastar .....	342
8.2	METODOLOGÍA .....	
8.2.1	Diseño de investigación .....	343
8.2.2	Muestras .....	343
8.2.3	Instrumentos .....	344
8.3	RESULTADOS .....	
8.3.1	Resultados de los tests iniciales .....	351
8.3.2	Resultados entrevistas iniciales .....	352
8.3.2.1	Resumen sintético de las entrevistas .....	352
8.3.2.2	Ejemplos y análisis de las entrevistas iniciales .....	354
8.3.2.3	Conclusiones sobre los resultados obtenidos en las entrevistas iniciales .....	359
8.3.3	Resultados de los módulos de actividades .....	
8.3.3.1	Primera parte: Módulo 1 .....	360
8.3.3.2	Segunda parte: Módulo 2 .....	362
8.3.3.3	Tercera parte: Módulo 3 .....	364
8.3.4	Resultados del Cuestionario final: TPEQ .....	366
8.3.5	Resultados entrevistas finales .....	369
8.3.5.1	Conclusiones sobre las entrevistas finales .....	377
8.3.6	Resultados del Test de Asociaciones de Palabras (TAP) .....	378
8.3.6.1	Conclusiones sobre los resultados del TAP.....	386
8.3.7	Resultados Test de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica .....	387
8.3.8	Análisis multivariable sobre la efectividad de la	

Propuesta Didáctica .....	391
8.4 DISCUSIÓN .....	392
8.4.1 Análisis de las representaciones de los alumnos acerca del equilibrio químico desde la perspectiva de los modelos mentales, teorías de dominio y teorías implícitas .....	393
8.5 CONCLUSIONES .....	399

## **Capítulo 9: DISCUSIÓN FINAL E IMPLICACIONES DIDÁCTICAS**

9.1 DISCUSIÓN FINAL	
9.1.1 Discusión sobre el diseño global de la investigación llevada a cabo .....	405
9.1.2 Discusión sobre los distintos tipos de modelos referidos en esta investigación .....	408
9.1.3 Discusión sobre las representaciones de los estudiantes y el cambio conceptual en el equilibrio químico .....	410
9.1.4 Discusión sobre la calidad de la enseñanza en la universidad .....	417
9.2 IMPLICACIONES DIDÁCTICAS	
9.2.1 Implicaciones de la metodología con que se llevó adelante la PD ...	420
9.2.2 Sugerencias para la enseñanza del equilibrio químico .....	422
9.2.3 Sugerencias para reformular la enseñanza de la química en la universidad .....	425

<b>CONCLUSIONES FINALES Y PROYECCIONES FUTURAS .....</b>	<b>429</b>
----------------------------------------------------------	------------

<b>REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS .....</b>	<b>433</b>
-----------------------------------------	------------

## **ANEXOS**

Anexo 1: Test de Proposiciones con respecto al Equilibrio Químico .....	459
Anexo 2: Tablas de resultados TPEQ del estudio preliminar .....	462
Anexo 3: Cuestionario Inicial .....	466
Anexo 4: Cuestiones empleadas en las entrevistas .....	468
Anexo 5: Test de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica .....	476

## Introducción

La enseñanza de las ciencias en la universidad ha recibido poca atención desde la investigación en el campo de la Didáctica de las Ciencias, además de no observarse proyectos globales de innovación como se presentan en otros niveles educativos. Así, por ejemplo, en el ámbito universitario, es escasa la repercusión de las investigaciones sobre los conocimientos previos de los alumnos en distintas áreas del conocimiento, por más que esta línea ha tenido una gran expansión en estos últimos veinticinco años (Driver y Bell, 1986; Driver, 1988; Gabel, 1994; Furió, 1996).

En términos generales, se puede decir que las acciones de cambio en el nivel universitario han consistido, solamente, en modificaciones de los planes de estudio o en cambios en la organización de la docencia en los departamentos, acciones que no necesariamente tienen un impacto en la metodología de enseñanza en el aula.

Así, en un estudio sobre la enseñanza de la Química General en Estados Unidos (Hanson y Wolfskill, 1998) se expresa que los métodos tradicionales de enseñanza utilizados en instituciones universitarias no cubren las necesidades educativas de los estudiantes, dado que estos estudiantes presentan dificultades en la comprensión y aplicación de conceptos, en descubrir su pertinencia, en transferir conocimientos dentro y entre disciplinas y en desarrollar habilidades necesarias para el éxito en sus estudios y en su carrera.

En otro artículo sobre la enseñanza de la química en la universidad inglesa, Cole y otros (1998) mencionan algunos problemas que hacen que los cursos se vuelvan tediosos para los estudiantes: (a) los programas están abarrotados de contenidos, lo que favorece aprendizajes superficiales, (b) se dispone de poco tiempo para la incorporación de algunos temas que producen una mayor motivación, (c) no se da suficiente énfasis a los aspectos sociales de la química, (d) se presentan dificultades de tipo matemático y (e) no son obvias las relaciones entre teoría y trabajo práctico.

En ambientes universitarios los trabajos prácticos (Hodson, 1994) presentan deficiencias, como el abuso metodológico en el laboratorio de la guía con instrucciones cerradas, como una verdadera receta. A su vez, el enfoque con que se lleva a cabo la resolución de problemas está centrado en la resolución de ejercicios del tipo algorítmico- numérico, en lugar de centrarse en una resolución conceptual (Nurrenbern y Pickering, 1987). En general a los estudiantes, con la resolución de este tipo de ejercicios, les ha alcanzado para aprobar los exámenes, sin la necesidad de afrontar verdaderos problemas y manteniendo deficiencias en los conceptos involucrados (Gabel y Bunce, 1994).

Por otro lado, en la enseñanza universitaria predomina la clase magistral basada en la exposición oral, donde se presenta una comunicación unidireccional desde el docente al alumno. Esto no facilita la formulación de preguntas ni el intercambio entre estudiantes; es decir, no da cabida al aprendizaje cooperativo en el grupo de pares (Rugarcia, 1995).

La enseñanza de la química en la universidad se presenta, generalmente, fragmentada en tres espacios diferenciados: clases teóricas, clases de problemas y laboratorios. A veces estos espacios están a cargo de distintos profesores, lo que dificulta, aún más, una presentación unificada de la asignatura. Esto lleva a que algunos alumnos no logren transferir fácilmente los conceptos de un espacio a otro.

Además, se aprecia una fragmentación intradisciplinar, por la cual las distintas unidades son percibidas o asimiladas por los alumnos como compartimentos estancos sin relaciones entre sí, donde los conceptos anteriores no se ponen en juego o se aplican en los temas nuevos, donde no se rescatan los conceptos estructurantes de la disciplina. El estudiante, en el mejor de los casos, integraría las distintas unidades de la química en la preparación del examen final, porque no tiene oportunidades durante el desarrollo del curso de realizar una verdadera estructuración conceptual.

En definitiva, se puede afirmar que la presentación de la enseñanza en la universidad no facilita el aprendizaje significativo (Ausubel, Novak y Hanesian, 1978) de conceptos químicos, los cuales deben estructurarse dentro de la disciplina con un orden jerárquico y lógico y, en la mente del alumno relacionarse con el conocimiento previo.

Estas características de la enseñanza de la química en cursos introductorios universitarios se observa tanto en Argentina como en España. Estos problemas que se enfrentan en ambos contextos, y que serán abordados en esta investigación, pueden sintetizarse en que los alumnos:

- forman parte de un grupo numeroso en una misma aula
- reciben una enseñanza que desconecta “teoría” y “práctica”
- asumen la función de registradores de apuntes
- resuelven sólo ejercicios numéricos
- tienen poco contacto con los fenómenos y con las imágenes
- no interactúan cooperativamente con sus pares
- sostienen concepciones alternativas luego de la enseñanza
- no construyen modelos explicativos abarcadores
- no son evaluados frecuentemente sobre las ideas e imágenes que van construyendo

Todos estos aspectos mencionados sobre la enseñanza universitaria, han sido vivenciados en mi experiencia docente en cursos de química general de primer año de la universidad, en los que me vengo desempeñando, cumpliendo distintas funciones, durante los últimos 20 años.

## **El tema equilibrio químico**

La Química es una ciencia que estudia, fundamentalmente, un tipo de transformación de la materia, el llamado cambio químico o reacción química. La mayoría de las reacciones químicas alcanzan una situación de equilibrio: el equilibrio químico. Por ello, se puede afirmar que el tema equilibrio químico es un tema central en el estudio de esta ciencia, dado que profundiza y completa el estudio de la reacción química.

La importancia del estudio del equilibrio químico se revela en dos aspectos: (a) su *relevancia externa* a la química académica; es decir, su poder explicativo de fenómenos naturales y de procesos industriales y (b) su *relevancia interna*, como parte de la estructura de la disciplina química y como parte de un plan de estudios universitario. El tema equilibrio químico explica muchas reacciones químicas vitales de los seres vivos (nuestra vida depende de estos equilibrios) y también estudia las condiciones óptimas de producción industrial de sustancias de gran importancia económica. Por otro lado, la importancia curricular dentro de la asignatura química general, radica en que las ideas básicas del equilibrio químico se ponen en juego en otros conceptos posteriores que lo profundizan, como los equilibrios ácido - base, los equilibrios de solubilidad y los equilibrios de óxido - reducción. Y, finalmente, estos conceptos se aplican en otras asignaturas químicas posteriores en los planes de estudio, como química orgánica, química biológica, química analítica, etc.

En la didáctica de las ciencias se reconoce que, además de las cuestiones generales de la enseñanza como las mencionadas anteriormente sobre el nivel universitario, también influye en el aprendizaje las características propias de los contenidos específicos a enseñar. El tema equilibrio químico, contenido abordado en esta investigación, presenta dificultades propias dada su elevada jerarquía conceptual; es decir, que necesita para su comprensión del conocimiento de otros aspectos previos relativos a: sustancia, reacción química, gases, estequiometría, nociones de cinética y termoquímica, etc. Por ello, la enseñanza de este tema constituye un momento propicio para integrar o aplicar conceptos de capítulos anteriores y, a su vez, realizar un diagnóstico de las dificultades que perduran, con el fin de superarlas con propuestas adecuadas que faciliten el aprendizaje de este tema complejo.

El equilibrio químico es, además, un tema abstracto, que predispone a que los estudiantes generen concepciones alternativas, incorrectas desde el punto de vista científico, durante su enseñanza. Por ello, será necesario que los alumnos pongan en juego los modelos construidos en el ámbito educativo, los apliquen, amplíen y reestructuren. El aprendizaje a partir del conocimiento existente y la construcción de modelos explicativos apropiados, serán dos aspectos a los que se referirá esta investigación.

La investigación en el campo de la enseñanza de la química, y la experiencia propia como docente universitario, han mostrado que los estudiantes presentan serias dificultades durante el aprendizaje del equilibrio químico, y que muchas concepciones alternativas se muestran resistentes a la enseñanza tradicional, incluso pueden ser generadas o reforzadas por ella. En definitiva, muchos estudiantes no alcanzan a construir a un nivel adecuado, y relacionar entre sí, los conceptos básicos de la química.

Por las consideraciones expresadas hasta el momento, se percibe que existe la necesidad de llevar adelante investigaciones didácticas que realicen aportaciones en el campo de la enseñanza y aprendizaje en el contexto universitario y, en particular, sobre el contenido específico del equilibrio químico.

En este contexto, el propósito final de la presente investigación es *profundizar en el estudio del aprendizaje del equilibrio químico en el ámbito universitario a través del*

*desarrollo y evaluación de una propuesta didáctica que realice una aportación original y actualizada a la enseñanza de la química.*

La presente Tesis Doctoral aspira contribuir, en alguna medida, al cuerpo de conocimientos alcanzado por la investigación en la Didáctica de las Ciencias y, simultáneamente no perder de vista la realidad del profesor en su aula; para lo cual se espera elaborar contribuciones de utilidad para el profesor en activo que enseña química y, en particular, el equilibrio químico.

### **Objetivos generales de la investigación**

1. Realizar una exhaustiva investigación bibliográfica sobre las concepciones alternativas de alumnos, de distintos niveles educativos, sobre el equilibrio químico.
2. Indagar cuáles son las dificultades que presenta el aprendizaje y la enseñanza del equilibrio químico y las posibles causas y orígenes de las mismas.
3. Llevar adelante una revisión de los distintos enfoques y propuestas de enseñanza del tema equilibrio químico que han sido publicadas en la bibliografía especializada.
4. Realizar un estudio histórico sobre la evolución del concepto equilibrio químico y sistematizar las implicaciones didácticas que se desprendan de dicho estudio.
5. Llevar adelante una investigación preliminar sobre el aprendizaje del equilibrio químico en cursos de primer año de la universidad, que permita conocer las concepciones alternativas y dificultades que perduran a la enseñanza del tema.
6. Diseñar una Propuesta Didáctica (PD) sobre el equilibrio químico, que tenga en cuenta la información que surja de los apartados anteriores, para desarrollar en primer curso de la universidad, con el objetivo de superar las dificultades encontradas y apoyar la construcción de modelos explicativos que le permitan al estudiante comprender los modelos aceptados en la actualidad por la comunidad científica.
7. Evaluar la efectividad de la Propuesta Didáctica mediante un diseño experimental y describir la evolución del aprendizaje de estudiantes universitarios españoles.
8. Evaluar la efectividad de la Propuesta Didáctica mediante un diseño experimental y describir la evolución del aprendizaje de estudiantes universitarios argentinos y comparar los resultados obtenidos en ambos países.

## Presentación sintética de la memoria

En la presentación de esta memoria se distinguen tres bloques principales: marco teórico, desarrollo de la investigación y conclusiones finales. A su vez, estos bloques se desdoblaron en un total de nueve capítulos.

<b>Marco teórico</b>	- Fundamentos epistemológicos	<b>Capítulo 1</b>
	- Fundamentos psicológicos	<b>Capítulo 2</b>
	- Fundamentos didácticos	<b>Capítulo 3</b>
<b>Diseño y desarrollo de la investigación</b>	- Estudio bibliográfico sobre enseñanza y aprendizaje del equilibrio químico	<b>Capítulo 4</b>
	- Estudio experimental preliminar	<b>Capítulo 5</b>
	- Elaboración de Propuesta Didáctica	<b>Capítulo 6</b>
	- Desarrollo de la Propuesta Didáctica con alumnos españoles	<b>Capítulo 7</b>
	- Desarrollo de la Propuesta Didáctica con alumnos argentinos	<b>Capítulo 8</b>
<b>Conclusiones</b>	- Discusión final e implicaciones didácticas	<b>Capítulo 9</b>
	- Conclusiones finales y proyecciones futuras	

El **Capítulo 1** presenta la discusión sobre los fundamentos epistemológicos relacionados con el rol de los modelos y de las teorías en el desarrollo de la Ciencia. Describe las características, funciones y clasificaciones de los modelos. También hace referencia a la inclusión de contenidos sobre la naturaleza de la ciencia en los diseños curriculares y, en particular, aspectos relativos a la denominada enseñanza y aprendizaje basada en modelos. Además, desarrolla algunas consideraciones sobre la concepción científica del tema equilibrio químico y su relevancia social y académica.

El **Capítulo 2** trata sobre los fundamentos psicológicos. Comienza con una introducción al modelo del procesamiento de la información como un modelo sobre el aprendizaje. Luego hace hincapié en las representaciones mentales de los individuos, clasificadas como proposiciones, imágenes y modelos mentales, y de las relaciones que se establecen entre ellas. Enmarca las consideraciones anteriores en el constructivismo y presenta una discusión reflexiva y crítica del mismo. Discute sobre el papel que juegan las ideas previas y las concepciones alternativas en el aprendizaje, así como su estructuración en teorías de dominio y teorías implícitas. Finalmente, introduce la perspectiva del cambio conceptual y su relación con la construcción de modelos.

El **Capítulo 3** aborda la problemática de la enseñanza y el aprendizaje de la química desde los fundamentos didácticos. Para ello comienza desarrollando los tipos de conocimientos y niveles de representación de la materia, necesarios para saber química. Profundiza, en particular, en el rol de las representaciones microscópicas en el aprendizaje de la química y en la resolución de problemas, así como la inclusión de gráficos en la enseñanza. Por último, discute aspectos relativos a la enseñanza a partir de modelos, simulaciones y analogías.

El **Capítulo 4** presenta los resultados obtenidos de la investigación bibliográfica realizada en torno al aprendizaje y a la enseñanza del equilibrio químico. En especial, hace una síntesis de los estudios realizados sobre las concepciones alternativas y los enfoques de enseñanza frecuentes del tema. También incluye los resultados del estudio histórico llevado a cabo sobre la evolución del concepto equilibrio químico y las implicaciones didácticas de este estudio. Finalmente, y a modo de conclusión, resume las causas u orígenes de las dificultades de los estudiantes acerca del equilibrio químico, incluyendo, entre ellas, las características del equilibrio químico como contenido.

El **Capítulo 5** trata sobre el estudio experimental preliminar llevado adelante. Muestra los resultados obtenidos de la administración de un cuestionario (TPEQ) a grupos numerosos de alumnos de primer año de universidad (Universidad Complutense de Madrid -UCM- y Universidad de Buenos Aires -UBA-), y discute los logros y concepciones alternativas (dificultades extendidas y recurrentes) hallados, a la luz de otros estudios y de su posible origen. También efectúa estudios comparativos entre diferentes carreras de la misma universidad y entre las dos universidades.

El **Capítulo 6** presenta los fundamentos y las características de la Propuesta Didáctica (PD) sobre el equilibrio químico basada en la progresión de modelos, elaborada a la luz de los fundamentos teóricos mencionados en los capítulos anteriores y de los resultados obtenidos en la etapa experimental preliminar. Describe las actividades que conforman la propuesta de enseñanza, organizadas en tres módulos y la metodología con que se implementa. Además, incluye los comentarios de varios expertos que opinaron sobre ella.

El **Capítulo 7** muestra los resultados obtenidos en el desarrollo de la PD con alumnos españoles de la UCM. Esta etapa, que profundiza el estudio experimental preliminar, lleva adelante un diseño de investigación más completo, en el que participan dos grupos de control y dos grupos experimentales (para dos carreras diferentes: Licenciatura en Biología y Licenciatura en Geología). También discute los resultados obtenidos, en la evaluación de la efectividad de la PD, con distintos instrumentos, en especial con entrevistas semiestructuradas.

El **Capítulo 8** presenta los resultados obtenidos en el desarrollo de la Propuesta Didáctica con alumnos argentinos, a partir de un diseño experimental más complejo que el llevado a cabo en la etapa anterior. Muestra los resultados obtenidos en el seguimiento del aprendizaje de los alumnos a través de las respuestas ofrecidas en las entrevistas, en las actividades de los módulos y en el cuestionario TPEQ. También fundamenta y discute los resultados obtenidos en un test de asociaciones de palabras (TAP). Incluye una comparación de las actitudes de los estudiantes acerca del contenido y metodología de la Propuesta Didáctica en función del tamaño de los grupos. Finalmente, analiza las respuestas de los alumnos desde la perspectiva de los modelos mentales, las teorías de dominio y las teorías implícitas.

Por último, el **Capítulo 9** aborda en conjunto los resultados obtenidos en las etapas anteriores a través de la presentación de una discusión final, que abarca distintos aspectos como el diseño global de la investigación llevada a cabo, los distintos tipos de modelos referidos en esta investigación, las representaciones de los estudiantes y el cambio conceptual en el equilibrio químico y la calidad de la enseñanza en la universidad. También se desarrollan las implicaciones didácticas que se desprenden del trabajo realizado, éstas se refieren a la metodología con que se llevó adelante la Propuesta Didáctica, a las sugerencias para la enseñanza del equilibrio químico y a las sugerencias para reformular la enseñanza de la química en la universidad. Finalmente, esta memoria culmina con la enumeración sintética de las conclusiones finales y de las proyecciones futuras de la investigación.



# CAPÍTULO 1

## FUNDAMENTOS EPISTEMOLÓGICOS

### 1.1 Naturaleza de la Ciencia e innovación curricular

Actualmente, la mayoría de los proyectos internacionales de innovación curricular de las ciencias para los niveles educativos básicos, hacen hincapié en la formación de ciudadanos científicamente alfabetizados, a través de la introducción de temas relacionados con la ciencia - tecnología - sociedad y en la inclusión, ya no sólo de los conceptos y los procesos científicos, sino especialmente del estudio de la naturaleza de la ciencia y del quehacer científico.

Algunos países como Holanda, por ejemplo, traducen las consideraciones anteriores en una reforma curricular que incluye una nueva asignatura llamada Comprensión Pública de la Ciencia que acompaña a las materias tradicionales como Química, Biología y Física. Esta nueva asignatura persigue tres objetivos principales: (1) introducir a todos los estudiantes en los principales conceptos científicos (como vida, materia, biosfera, sistema solar y universo); (2) mostrar las relaciones complejas entre ciencia, tecnología y sociedad y (3) concienciar a los estudiantes sobre las formas en que el conocimiento científico se produce y desarrolla. Con respecto a este último objetivo, la innovación curricular propone un cambio de foco de atención desde el contenido de los modelos a la naturaleza de los modelos científicos. En esta dirección, el conocimiento previo de los estudiantes y el conocimiento práctico de los profesores sobre los modelos y el modelado tienen una importancia crucial (Van Driel y Verloop, 1999).

Los modelos son una herramienta clave en el pensar y en el hacer científicos, dado que mejoran la investigación, comprensión y comunicación (Harrison y Treagust, 2000a). Para Gilbert (1993) los modelos y el modelado contribuyen a la alfabetización científica por ser:

- uno de los principales productos de la ciencia
- un elemento en la metodología científica
- una herramienta de aprendizaje fundamental en la enseñanza de las ciencias, y
- una herramienta fundamental de enseñanza en la educación científica.

Existen muchos trabajos sobre el aprendizaje y la enseñanza del contenido de modelos específicos, como por ejemplo de los modelos corpusculares (ej. Harrison y Treagust, 1996; De Vos y Verdonk, 1987), pero se encuentran pocos estudios sobre las concepciones de los estudiantes sobre la naturaleza y uso de los modelos. Entre ellos:

(1) el estudio de Gilbert<sup>1</sup>, S. (1991) que investiga sobre las ideas de alumnos universitarios de un curso introductorio de biología sobre el proceso de modelar; (2) la investigación de Grosslight et al. (1991) sobre las concepciones de estudiantes de 7° y 11° grado sobre los modelos y su uso en ciencia; y (3) el estudio de Van Driel y Verloop (1999) que investigan el conocimiento de profesores de ciencias (física, química y biología) sobre los modelos y la modelización. También existen pocos estudios sobre cuáles son las formas más efectivas de presentar, secuenciar y evaluar los modelos como estrategia de enseñanza en el aula.

Los estudiantes creen que la ciencia es una colección de hechos y que la mejor forma de aprender ciencia es memorizando esos hechos. Conciben a los modelos científicos como simples copias de eventos observables o referentes a imitar y, no establecen una clara distinción entre modelo y observación. Aunque los textos consideren a los modelos en un sentido hipotético-deductivo, a los estudiantes se les exige aprender “hechos” acerca de, por ejemplo, átomos y moléculas de la misma manera en la que ellos tienen que aprender “hechos” sobre el mundo observable (Andersson, 1991).

En general, la Didáctica de las Ciencias ha destacado entre sus objetivos la naturaleza de la ciencia, pero los programas y los profesores han contribuido poco al desarrollo de dicho objetivo. Los profesores cuentan con información *de* la ciencia que enseñan y, como la mayoría de los ciudadanos, tienen poco conocimiento *sobre* la ciencia. Por otro lado, la mayoría de los libros de texto presentan una visión anticuada e incorrecta de la adquisición del conocimiento científico. Es importante que en la enseñanza se considere la estructura y el desarrollo de las teorías científicas como un marco organizador del currículo y de la enseñanza (Duschl, 1997).

Los contenidos relacionados con la naturaleza de las ciencias y el quehacer de los científicos son particularmente claves en la alfabetización científica. Los estudiantes universitarios suelen no ser conscientes que están tratando continuamente en sus clases con modelos. Por ello, se percibe la necesidad de complementar de algún modo este aspecto en la formación científica de estudiantes, ya que no existen en los planes de estudio materias vinculadas con la epistemología de las ciencias. Aunque, quizás, resulte de mayor utilidad su abordaje explícito desde las materias curriculares vigentes. Además es reconocido que conocer sobre la naturaleza de los modelos facilita la comprensión de modelos específicos y lo que ellos representan (Van Driel y Verloop, 1999).

## 1.2 Teorías y modelos en la Ciencia

Las teorías científicas son estructuras complejas, que tienen la capacidad de describir, explicar y predecir fenómenos observables, sin ser dependientes de ninguna observación sencilla (Hodson, 1986). Las teorías no se derivan directamente de la observación y su valor radica en su capacidad para justificar observaciones. Además, dado que ninguna teoría puede abarcar todas las observaciones en su dominio, siempre existirán algunas observaciones que no puedan ser explicadas satisfactoriamente.

---

<sup>1</sup> Dado que en este tema existen dos autores con apellido Gilbert: J. K y S. W., se distinguirá con la inicial S., al autor con menor número de aportaciones citadas.

Hodson afirma que, cuando las anomalías de una teoría permanecen mucho tiempo, son socialmente significativas y se centran en los supuestos fundamentales de la teoría, es cuando la teoría cae bajo la amenaza de ser falsada, aunque reconoce que las teorías cambian y se desarrollan para acomodarse mejor a la evidencia observacional.

Giere (1990) sugiere que una teoría comprende dos elementos: una población de modelos y varias hipótesis que relacionan estos modelos con sistemas del mundo real. Así, se concibe a una teoría como un conjunto de abstracciones las cuales son proyectadas sobre un mundo imaginario por medio de los modelos y estos modelos, a su vez, son proyecciones del mundo real. En este sentido los modelos constituyen una especie de intermediarios “visibles” entre el mundo imaginario y el mundo real (Justi y Gilbert, 1999).

Un modelo puede considerarse como una representación simplificada de un sistema, que concentra la atención en aspectos específicos del mismo (Ingham y Gilbert, 1991) y cuyas principales funciones son descriptivas, explicativas y predictivas. En otras palabras, son representaciones que se usan para hacer predicciones, para guiar la investigación, para resumir datos, para justificar resultados y para facilitar la comunicación.

Considerando el rol fundamental de los modelos y la modelización en ciencias, Gilbert S. (1991) sugiere que la ciencia puede concebirse como: “un proceso de construcción de modelos conceptuales predictivos”. Y, dado que ningún modelo es completamente correcto, la ciencia puede entenderse, no como un proceso puramente descriptivo de objetos, sino como un proceso imaginativo de pensamiento.

Las definiciones anteriores de modelo unen los dos componentes de la ciencia: el proceso y el producto. En este sentido, el propósito de la investigación científica sería producir modelos que representen relaciones consistentes y predictivas. Por ello, en la investigación científica los modelos son especialmente necesarios e importantes para la descripción de fenómenos y para formular hipótesis a ser verificadas.

Los modelos son uno de los principales resultados de la ciencia dado que son más fácilmente visibles que las teorías y esto les da relevancia para propósitos educativos. Frecuentemente los modelos están asociados con una teoría, por ejemplo los modelos de bolas y varillas o los modelos compactos, con la teoría molecular de la materia; o el modelo de bolas de billar y los modelos estadísticos con la teoría cinética de los gases.

Es importante definir claramente la distinción entre teoría y modelo. Según Hodson (1986) es común que en la enseñanza se use una teoría realista para explicar un fenómeno y un modelo instrumentalista para su predicción; así también, suelen presentarse modelos opuestos para diferentes aspectos del fenómeno, como por ejemplo, modelos de ondas y de partículas, para la luz.

En la enseñanza, y en los libros de texto, se observa una tendencia a presentar las teorías a partir de sus estructuras formales, lógico-deductivas-matemáticas, lo que no facilita la comprensión de los fenómenos que las teorías explican. En relación con ello, Greca y Moreira (1998) mencionan el caso de Maxwell y los fenómenos electromagnéticos. Maxwell comenzó comprendiendo los fenómenos dados por Faraday, quién no escribió ni una sola fórmula. Para Maxwell la elaboración del concepto

cuantitativo de campo fue el resultado de la manipulación y el razonamiento de una serie de modelos abstractos sucesivos, no de la consideración de la consistencia de una estructura formal. Primero hizo hincapié en las consideraciones cualitativas del concepto campo y en la explicación de los métodos que utilizó para concebir los fenómenos antes de pasar a su formulación. Sin embargo, la educación pretende que los alumnos aprendan un nuevo concepto solamente a través de consideraciones basadas en la consistencia formal, cuando los propios científicos se valen de analogías físicas y amplias explicaciones sobre las representaciones que utilizan para comunicar a sus colegas un nuevo concepto.

En general, tanto alumnos como profesores suelen perder de vista que las teorías y modelos son construcciones o invenciones sociales que dan respuesta a demandas prácticas o teóricas. Así, la ciencia puede entenderse, no como un discurso sobre lo real, sino sobre los modelos posibles (Pozo y Gómez Crespo, 1998).

### **1.2.1 Características de los modelos**

Es necesario profundizar la definición de modelo a través de describir detalladamente sus características. Todos los modelos científicos comparten las siguientes características comunes (Van Driel y Verloop, 1999):

- (1) Un modelo está siempre relacionado a un objeto de estudio (tarjet) (sistema, objeto, fenómeno, proceso) el cual es representado por él.
- (2) Un modelo es una herramienta de investigación, que es usada para obtener información acerca del objeto de estudio el cual no puede ser observado o medido directamente (ej: átomo, dinosaurio u agujero negro). Así, un modelo a escala, como copia exacta de un objeto a otra escala (ej. de una casa, de un puente) no se lo considera un modelo científico.
- (3) Un modelo no puede interaccionar directamente con el objeto que representa. Una fotografía o un espectro no es considerado un modelo.
- (4) Un modelo tiene ciertas analogías con el objeto de estudio, de esta forma permite al investigador derivar hipótesis del mismo. Estas hipótesis pueden ser verificadas estudiando el objeto, lo que produce nueva información acerca del objeto.
- (5) Un modelo siempre difiere en ciertos aspectos del objeto. En general se sostiene un modelo tanto como sea posible. Dependiendo de los intereses de una investigación específica algunos aspectos del objeto son deliberadamente excluidos del modelo.
- (6) En el diseño de un modelo, y guiado por las preguntas de la investigación, el investigador hace elecciones específicas y encuentra un compromiso entre lo análogo y lo diferente del modelo con el objeto.
- (7) Un modelo es desarrollado a través de un proceso interactivo, en el cual los datos empíricos con respecto al objeto pueden conducir a la revisión del modelo, mientras que en una siguiente etapa el modelo es puesto a prueba en un estudio posterior del objeto.

### 1.2.2 Funciones de los modelos

Ya se mencionaron las funciones descriptivas, explicativas y predictivas de los modelos; otras dos funciones, de relevancia para el avance de la ciencia, son sugeridas por Osborne y Gilbert (1980):

1. Habilitar una versión simplificada de un fenómeno a ser producido, concentrando el estudio sobre algunas características especiales del fenómeno.
2. Estimular las investigaciones ayudando a la visualización de un fenómeno y proyecciones imaginativas sobre sus propiedades.

La modelización es una herramienta esencial y propia de la investigación científica. Es una técnica que ha tenido gran aplicación en distintas ramas de la ciencia y la tecnología; por ejemplo, los modelos matemáticos tuvieron, y tienen, una gran importancia en el control de sistemas en ingeniería y en ciencia ambiental. En tecnología han tenido una gran utilización los modelos a escala de estructuras y los modelos de dispositivos mecánicos. En bioquímica e ingeniería molecular han tenido un espectacular impacto los modelos moleculares.

El proceso de modelizar incluye la construcción de un modelo o la alteración de uno ya existente. En este proceso de modelizar se pueden identificar una serie de etapas (Webb, 1993):

1. Identificar y definir el problema o sistema a ser modelizado.
2. Definir el propósito del modelo, incluyendo quién lo usará, cómo lo usará y cuán valioso será.
3. Decidir cuáles son los principales factores en el modelo.
4. Definir las relaciones entre las componentes del modelo.
5. Evaluar el modelo poniéndolo a prueba y examinando su conducta en relación a su propósito declarado y mejorarlo cuando sea apropiado.
6. Repetir este proceso desde el paso 3 cuando sea necesario.

### 1.2.3 Clasificación de los modelos

Dar ejemplos de modelos no es una tarea sencilla pues suelen incluirse bajo ese término todo tipo de representaciones, con lo cual se diluyen los límites que permiten diferenciar los modelos de otras construcciones.

La clasificación realizada por Black (1962) es una de las más mencionadas en la bibliografía, y presenta cinco tipos de modelos:

*Modelos a escala:* son semejantes a los objetos, sistemas o procesos, sean reales o imaginarios, y preservan las proporciones relativas.

*Modelos análogos:* representan algún objeto, sistema o proceso, diseñado para reproducir, en algún nuevo medio y lo más fielmente posible, la estructura o red de relaciones del original.

*Modelos matemáticos:* son situaciones que pueden ser resumidas en, o representadas por, una ecuación matemática.

*Modelos teóricos*: incluyen la producción de alguna representación concreta de un fenómeno, el cuál puede ser aplicado al estudio del fenómeno sin realizar suposiciones teóricas acerca de él.

*Modelos arquetipo*: son un repertorio sistemático de ideas por medio de las cuales un pensador dado describe, mediante extensiones analógicas, algún dominio al cual estas ideas no son inmediata o literalmente aplicadas.

Esta clasificación plantea una discrepancia con las características de los modelos mencionadas anteriormente, que no considera a los modelos a escala como modelos científicos.

La clasificación de Gilbert, S. (1991) brinda ejemplos, aunque es muy amplia y, por lo tanto, sus límites resultan poco definidos:

*Bases de datos*: tablas de datos, diagramas, cuadros, figuras, dibujos, mapas, gráficos, registros...

*Representaciones*: réplicas concretas, modelos a escala, copias, ejemplos, muestras, demostraciones, prototipos.

*Analogías*: imágenes analógicas, análogos concretos...

*Simulaciones*: simulaciones en computadora, juegos, juegos de rol, tornados artificiales...

*Procedimentales*: instrucciones, sistemas de reglas, sistemas ejecutivos, esquemas, arquetipos, guías, matrices.

*Conceptuales/teóricos*: descripciones verbales o escritas, fórmulas matemáticas, ideas, estándares, predicciones, hipótesis, redes conceptuales, mapas semánticos, diagramas “V”, esbozos, informes.

Gilbert y Boulter (2000) presentan una clasificación de modelos de acuerdo a su estatus ontológico, considerando el origen y la evolución de los mismos. Esta clasificación incluye consideraciones psicológicas y educativas, además de las epistemológicas:

- Modelo mental
- Modelo expresado
- Modelo consensuado
- Modelo científico
- Modelo histórico
- Modelos curriculares
- Modelos enseñados
- Modelo híbrido
- Modelo pedagógico

Un *modelo mental* es una representación cognitiva personal que surge de la experiencia individual o dentro de un grupo. Para Johnson y Laird (1983) los individuos construyen y razonan con entidades mentales llamados modelos mentales. Los modelos mentales son representaciones internas personales del sistema a ser modelado (Norman, 1983), son una clase especial de representaciones mentales, una representación analógica, que los individuos generan durante su funcionamiento cognitivo (Vosniadou, 1994). De su estudio se ocupa la psicología cognitiva, como se verá en el Capítulo 2.

Un *modelo expresado* es puesto a dominio público por un individuo o grupo a través de algún modo de representación (concreto, verbal, matemático, visual, simbólico y gestual). Los modelos mentales no son accesibles directamente sino que se infieren desde los distintos modos de la comunicación humana. Cuando los modelos mentales son puestos en dominio público a través de cualquier modo de representación se convierten en *modelos expresados*. Estos modelos constituyen representaciones externas, expresadas a través de la acción, habla, escritura u otra forma material de representación. El acto de expresar un modelo mental tiene un efecto sobre el mismo, al expresarlo está cambiando.

Los *modelos consensuados* son modelos expresados que han sido desarrollados y verificados, donde varios científicos han alcanzado cierto grado de acuerdo sobre su uso. Diferentes grupos sociales después de discusión y experimentación pueden llegar al acuerdo de que un modelo expresado tiene valor; por ejemplo, esto es válido para un grupo de alumnos. En particular, los científicos producen muchos modelos expresados de un fenómeno para ser investigados. Estos modelos constituyen uno de los principales productos de la ciencia y, a su vez, el proceso de construcción de modelos consensuados forma parte de los procesos fundamentales de la ciencia.

Los *modelos científicos* son aquellos modelos expresados que han obtenido aceptación social después de ser verificados por la comunidad científica. Justi y Gilbert (2000) diferencian a los modelos científicos de los modelos consensuados: los modelos consensuados serían los modelos científicos que están a la vanguardia de la investigación en un determinado momento. Cuando un modelo consensuado ha ganado aceptación en la comunidad científica, y es publicado en revistas reconocidas con arbitraje, se convierte en modelo científico.

Los *modelos históricos* son concebidos como modelos científicos, producidos en un contexto específico, que han sido reemplazados o sustituidos como producto del avance de la ciencia. Un modelo histórico ha alcanzado un estatus consensuado dentro de un contexto histórico particular. Como contexto se entiende a un sistema de creencias filosóficas, científicas, tecnológicas y sociales.

Los *modelos curriculares o del currículo* (curricular models) son versiones simplificadas de cualquier modelo consensuado o histórico que es incluido en el currículo de ciencias en cualquier nivel del sistema educativo.

Los *modelos enseñados o modelos de enseñanza* (teaching models) a su vez son desarrollados y usados por los profesores y diseñadores del currículo para promover la comprensión del sistema estudiado. Dado que la comprensión de un modelo consensuado, histórico o curricular (y el fenómeno que ellos representan) a menudo es difícil, los modelos de enseñanza recurren a simplificaciones y centran su atención en algunos atributos particulares del fenómeno. Los modelos en la enseñanza pueden ser desarrollados o bien por el profesor o bien por el alumno.

Un *modelo híbrido* está formado por combinación de algunas características de varios modelos científicos, históricos o curriculares en un campo de estudio. Se usan para propósitos curriculares, o de enseñanza en el aula, como si fueran un todo coherente.

Los *modelos pedagógicos* (model of pedagogy) son usados por los docentes durante la planificación, práctica y reflexión sobre las actividades de clase e involucran cuestiones relacionadas con la naturaleza de la ciencia y la naturaleza de la enseñanza y aprendizaje de la ciencia.

### 1.3 La enseñanza y el aprendizaje basados en modelos

En el aprendizaje de las ciencias es importante el contacto directo con los materiales y su manipulación a través de la realización de experimentos. Los experimentos posibilitan al estudiante tomar contacto con fenómenos que no conoce y también hacerlo, en una forma controlada, con fenómenos que le son conocidos. Las actividades experimentales promueven el desarrollo de habilidades, como por ejemplo las relacionadas con la medición y otros procedimientos científicos. Pero, se debe tener presente que a partir de experiencias de laboratorio es imposible, y generalmente tampoco es necesario, que los estudiantes descubran todos los conceptos que aborda el currículo de ciencias.

Existen importantes conceptos de la ciencia que no son directamente accesibles desde la manipulación experimental, por ejemplo la naturaleza discontinua de la materia. Para el aprendizaje de estos conceptos se requiere de otras estrategias que apunten a la construcción conceptual, actividades que favorezcan el aprendizaje de los modelos abstractos centrales de la ciencia, como los modelos: atómico, cinético molecular, celular, evolutivos, campos, moléculas complejas, estructuras cristalinas, ecosistemas, flujo y consumo de energía; y modelos de procesos como las reacciones químicas, las reacciones nucleares, las fuerzas, la fotosíntesis, los ciclos bioquímicos de los elementos, etc.

La enseñanza de modelos y su puesta en juego interactiva (simulaciones), ofrecen oportunidades para activamente: (1) tener experiencias con fenómenos que normalmente no son accesibles por cuestiones técnicas, económicas o de seguridad; (2) desarrollar ciertas habilidades de investigación y de resolución de problemas como interpretación de datos, emisión de hipótesis, comunicación y toma de decisiones y (3) desarrollar la comprensión de ciertos conceptos y modelos centrales de las ciencias; con las cuales se contribuye a (4) tener una imagen más apropiada sobre la naturaleza de la investigación científica.

Por ello, la *enseñanza y el aprendizaje basados en modelos* (Gobert y Buckley, 2000) es una línea de investigación dentro de la Didáctica de las Ciencias que ha adquirido recientemente mucha importancia, como lo demuestra el número especial dedicado a este tema (model-based teaching and learning) por el International Journal of Science Education (volumen 22, nº 9 de septiembre, 2000). El objetivo de la investigación en este campo persigue mejorar la comprensión de los alumnos sobre los modelos y su rol en la ciencia. Esta línea de investigación está íntimamente ligada a los desarrollos actuales en epistemología de la ciencia.

Entre los artículos más relevantes en esta línea se destacan los publicados por miembros del grupo CMISTRE (Centre for Models in Science and Technology:

Research in Education) con sede en la Universidad de Reading (UK), dirigido por J. K. Gilbert. Este grupo se ha constituido en un grupo de referencia internacional sobre la enseñanza y el aprendizaje basados en modelos, y está conformado principalmente por investigadores ingleses. Este proyecto se formula la siguiente pregunta central: ¿Qué rol juegan los modelos en la producción, disseminación, comprensión y uso del conocimiento en la ciencia y la tecnología?

El propósito de modelizar, de hacer modelos, en la enseñanza de las ciencias es proveer una explicación, la cual puede ser definida como una respuesta a una pregunta acerca del mundo. La calidad de una explicación puede ser evaluada considerando el valor predictivo del modelo producido. Desarrollar la modelización y usar en forma sistemática modelos analógicos y modelos múltiples de un fenómeno, pueden favorecer la generación de una comprensión más sofisticada de las ciencias (Harrison y Treagust, 1996).

Aprender ciencias, de acuerdo a los objetivos formulados por Hodson (1993) y a la clasificación ontológica vista, implica el desarrollo de una comprensión de los principales modelos históricos y científicos, a través de modelos curriculares y de los modelos enseñados.

Así, puede concebirse a la *enseñanza basada en modelos* (Gobert y Buckley, 2000) como cualquier implementación consistente en recursos informativos, actividades de aprendizaje y estrategias de enseñanza que procuran facilitar la construcción de modelos en alumnos, individualmente o en grupo.

De acuerdo a Gilbert, Boulter y Rutherford (2000) los modelos enseñados deberían cumplir una serie de características, que imponen un gran desafío a los docentes. En concreto, los modelos enseñados deberían ser:

- . Completos: las entidades sobre las cuales el modelo está compuesto y las relaciones entre estas entidades deben ser claramente comprendidos.
- . Coherentes: el nivel de detalle explicativo se debe ajustar a las necesidades de los estudiantes.
- . Concretos: el modelo debe ser comprensible a los estudiantes.
- . Conceptuales: el modelo debe formar un puente claro entre la teoría subyacente y el fenómeno a ser explicado.
- . Correctos: el alcance y campo de aplicación del modelo debería estar aclarado.
- . Considerados: el modelo debería estar lingüísticamente bien presentado

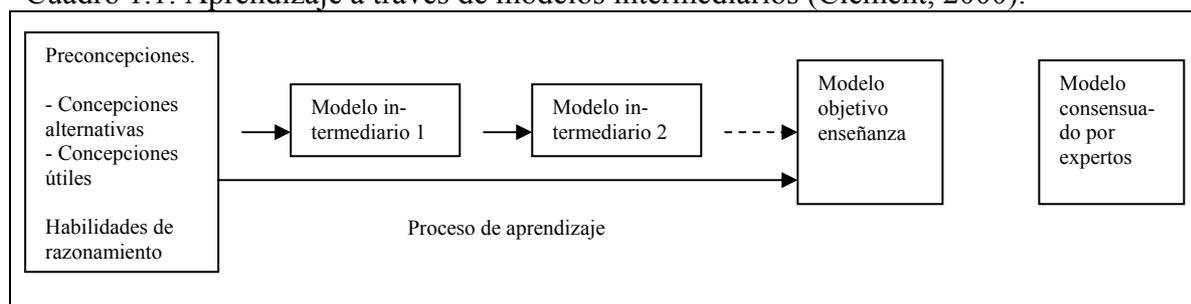
Por su parte, el *aprendizaje basado en modelos* (Gobert y Buckley, 2000) es definido como la construcción de modelos mentales sobre fenómenos. En la formación de un modelo se integran piezas de información acerca de la estructura, función o comportamiento y mecanismos causales de un fenómeno, partiendo de representar un sistema análogo o a través de la inducción. Estos modelos mentales son evaluados y revisados cuando surge la necesidad.

En definitiva, el aprendizaje de modelos es un proceso dinámico que incluye la formación y puesta a prueba del modelo, con la consiguiente revisión, refuerzo o rechazo del mismo. Este proceso involucra la revisión (modificación de partes del modelo existente) y la elaboración de modelos (adición o combinación de modelos

existentes) donde se incrementa la complejidad y adecuación del mismo (Buckley, 2000). Estas acciones deberían estar presentes en el proceso educativo.

Por ejemplo, un enfoque sobre la construcción de modelos en la clase es el sugerido por Clement (2000) (Cuadro 1.1). En este enfoque, que parte de un diagnóstico sobre las concepciones que poseen los estudiantes antes de la enseñanza, el proceso de aprendizaje consiste en recorrer un camino, a través de uno o más *modelos intermediarios*, hasta alcanzar el modelo objetivo de la enseñanza. Este conocimiento deseable de alcanzar después de la instrucción puede no ser tan sofisticado como el modelo consensuado por los expertos o modelo científico.

Cuadro 1.1: Aprendizaje a través de modelos intermediarios (Clement, 2000).



En las consideraciones citadas en este apartado sobre la enseñanza y aprendizaje basados en modelos se basa la Propuesta Didáctica que se diseñó y llevó a cabo en la presente investigación. Sobre la construcción de modelos mentales y su organización en la mente del sujeto se hará referencia en el capítulo siguiente que trata sobre los fundamentos psicológicos. Y en capítulos posteriores se abordarán los siguientes temas: distintos tipos de modelos utilizados en la enseñanza de la química, modelos históricos definidos a partir de un estudio sobre la evolución histórica del concepto equilibrio químico, modelos curriculares sobre el equilibrio químico, modelos y simulaciones utilizados en la enseñanza del equilibrio químico, modelos mentales en el aprendizaje del equilibrio químico, diseño y evaluación de una propuesta de enseñanza basada en modelos.

## 1.4 El concepto de equilibrio químico

En este apartado se realiza una revisión conceptual del tema equilibrio químico, especialmente de algunas cuestiones relevantes que no se encuentran en los libros de textos usados frecuentemente.

El interés proviene de la necesidad de profundizar teóricamente los conceptos sobre los cuales los estudiantes suelen manifestar concepciones alternativas. También en la necesidad de definir y diferenciar términos que se usan con diferente significado en la vida cotidiana y, dentro de la ciencia, en distintas ramas o disciplinas (por ejemplo la palabra “reversibilidad” en termodinámica y en equilibrio).

### 1.4.1 Concepción científica del equilibrio químico

El equilibrio químico es un estado o situación que alcanza una reacción química. Una *reacción química* es un proceso en el cual una sustancia (o varias sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas. Una sustancia es una forma de materia homogénea que tiene composición constante o definida y propiedades distintivas.

La mayoría de las reacciones químicas son *reversibles* al menos en un cierto grado. Al ponerse en contacto los reactivos comienza la formación de productos y, tan pronto como se forman algunas moléculas de producto, comienza el proceso inverso.

En los sistemas químicos *cerrados* se llega a una situación de equilibrio. En el equilibrio coexisten reactivos y productos. Los sistemas evolucionan *espontáneamente* hacia el equilibrio, debido a la desigualdad de velocidades de reacción. Si no se lo perturba desde el exterior el sistema permanecerá en el equilibrio. Las *perturbaciones* pueden ser cambios de concentración, de presión o de temperatura.

La naturaleza del equilibrio es independiente de la dirección desde dónde el sistema alcanza el equilibrio (*aproximación al equilibrio*): sólo reactivos, sólo productos, o mezcla de reactivos y productos. Si se parte de reactivos, la reacción se produce disminuyendo la cantidad de reactivos y, con ello, disminuye la velocidad directa, con lo que aumenta la cantidad de productos y aumenta la velocidad inversa, hasta que llega un momento que ambas velocidades se igualan. En ese estado de equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo y, por lo tanto, no se observan cambios en el sistema. Lo mismo ocurre si se parte sólo de los productos o de concentraciones intermedias de ambos.

Las concentraciones en el sistema en equilibrio químico reflejan la tendencia intrínseca (*reactividad química*) de los átomos a existir como moléculas de reactivos o como moléculas de productos. Es decir, indican la tendencia de una reacción a producirse. Esta tendencia refleja una “inclinación hacia” aunque no significa que la reacción se produzca dado que puede tener una velocidad muy lenta.

El equilibrio es *dinámico*. Las reacciones directa e inversa continúan, en la situación de equilibrio, pero a velocidades iguales. Esto determina que la composición del sistema se mantenga constante (*composición constante*) a una determinada temperatura. En este sentido, el sistema en equilibrio es macroscópicamente estático y microscópicamente dinámico.

El equilibrio tiene una *naturaleza termodinámica*. El estado del equilibrio representa un compromiso entre dos tendencias distintas: la tendencia de las moléculas a asumir el estado de *mínima energía* ( $\Delta H < 0$ ) y la tendencia a evolucionar hacia un estado de *máxima entropía* ( $\Delta S > 0$ ). Estas dos tendencias se expresan a través de otra función llamada energía libre; así, los sistemas evolucionan espontáneamente hacia un estado de *menor energía libre* ( $\Delta G < 0$ ). Estas *funciones termodinámicas* se relacionan por la ecuación  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ , en ella se observa que la energía libre depende de la temperatura.

Se deben tomar precauciones al interpretar la ecuación  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ , dado que se suele hacer uso de la regla “un valor negativo de  $\Delta H$  y un valor positivo de  $T\Delta S$  hace que el término de la derecha de la ecuación sea negativo y de aquí que la  $\Delta G$  es negativa y la reacción espontánea”. Esta interpretación, ofrecida por muchos textos, no es adecuada, dado que debería interpretarse como que la tendencia hacia una más baja energía libre de Gibbs es sólo la tendencia hacia una mayor entropía global. El sistema cambia espontáneamente sólo porque se incrementa la entropía del universo no porque tienda hacia una más baja energía. En este sentido,  $\Delta G$  es una medida del cambio de entropía del universo causado por esa reacción. En la ecuación anterior,  $\Delta S$  es el cambio de entropía del sistema y  $-\Delta H/T$  es el cambio de entropía de los alrededores, con lo cual la entropía total tiende a un máximo para las reacciones espontáneas (Banerjee, 1995).

Para que una reacción tenga lugar espontáneamente la energía libre del sistema siempre debe disminuir. La reacción neta deberá detenerse cuando la energía libre llegue a un *valor mínimo* donde se habrá alcanzado el equilibrio. La situación para la cual la variación de energía del sistema es cero es la del equilibrio ( $\Delta G = 0$ ).

Para describir el estado de un sistema químico, o la extensión de una reacción, se utiliza el *cociente de reacción*  $Q$ . El valor de  $Q$  en el equilibrio se denomina *constante de equilibrio*  $K$  y depende de la temperatura y no de las condiciones iniciales (es independiente de las concentraciones iniciales). Dado que  $K$  relaciona las concentraciones ( $K_c$ ) -o las presiones parciales ( $K_p$ )- de los productos de la reacción y de los reactivos, su valor es una expresión de la *extensión* de la reacción.

Existe una ecuación que relaciona la energía libre con la composición del sistema, ésta es:  $\Delta G = RT \ln K/Q$ . De la *comparación de*  $Q$  y  $K$  se puede determinar en qué dirección se desarrollará la reacción (en la dirección en que  $Q$  se haga igual a  $K$ ). Por ello, una de las ecuaciones más útiles de la termodinámica es la que relaciona la energía libre estándar con la constante de equilibrio ( $\Delta G^\circ = -RT \ln K$ ); con lo cual,  $K$  y  $\Delta G$  dan similar información. Como ya se mencionó, dado que la energía libre *depende de la temperatura* también la constante de equilibrio es función de esa magnitud. También se desprende de la ecuación anterior que la  $K$  es adimensional, dado que las unidades del producto  $R.T$  son iguales a la de  $\Delta G^\circ$  (J/mol).

Las ecuaciones anteriores se cumplen para *mezclas ideales*. Una más adecuada expresión de  $K$  para sistemas no ideales incluye las *actividades* (concentraciones “efectivas”) en lugar de las concentraciones, por ejemplo:  $K = a_d \cdot a_e / a_a = \exp(-\Delta G^\circ/RT)$ . Desde esta expresión también se puede entender por qué las constantes de equilibrio son adimensionales. Y además, utilizando el concepto actividad, explicar por qué no se incluyen sólidos y líquidos puros en la ecuación de  $K$  (la actividad es igual a 1 en su estado estándar, a 1 atm de presión, -además el error es pequeño a otras presiones-). Por último, y a partir de la ecuación anterior, se puede demostrar que se obtiene el mismo valor de  $K$  para ecuaciones en función de las concentraciones, presiones parciales o fracciones molares (ver Harris, 1982).

El *principio de Le Chatelier* es una regla utilizada para analizar rápidamente el efecto de las perturbaciones externas a sistemas en equilibrio. Es casi siempre correcta aunque tiene sus limitaciones. Ofrece una respuesta cualitativa de la forma como evoluciona el sistema ante cambios en las condiciones externas. No proporciona una explicación, ni da valores numéricos.

El principio de Le Chatelier establece que si un sistema en equilibrio se somete a una tensión o perturbación que cambie cualquiera de los factores determinantes del equilibrio, el sistema reaccionará para minimizar el efecto de la perturbación. Esta regla no es un principio de la cinética química; en otras palabras, el tiempo en alcanzar el equilibrio no depende del valor de  $K$ . Además desde el punto de vista termodinámico es una regla prescindible, dado que se puede predecir la evolución de un sistema perturbado haciendo un análisis de la ecuación de  $K$  y de las ecuaciones de van't Hoff. En otras palabras, la evolución de una reacción perturbada no “obedece” a la regla de Le Chatelier sino obedece al segundo principio de la termodinámica.

La magnitud de  $K$  depende de las unidades que se usen para expresar las concentraciones de los reactivos; aunque, como ya se mencionó,  $K$  es *adimensional*. Figura sin unidades, en tablas y ecuaciones, debido a que las concentraciones utilizadas en las  $K$  termodinámicas son concentraciones relativas a las de sus estados estándar. En las *tablas* figuran entalpías de formación, entropías de formación absolutas y energías libres de formación en *condiciones estándar*: presión estándar =  $10^5$  Pa = 1 bar = 1,01325 atm y temperatura estándar (se debe especificar, no es única) generalmente 293,15 K o 298,15 K.

En resumen, el valor de  $K$  de una reacción depende de la temperatura y es una expresión de la tendencia de los reactivos a convertirse en productos. Todas las reacciones química alcanzan el equilibrio: las “que no se producen” ( $K$  tiende a cero), las que se producen hasta completarse ( $K$  tiende a infinito) y las reacciones intermedias entre las dos anteriores (presentan cantidades de reactivos y productos detectables).

Para Strong (1988), las características del equilibrio químico pueden sintetizarse en:

- *Estable*: El estado del sistema no cambia espontáneamente.
- *Incompleto*: El estado final del sistema incluye reactivos y productos como componentes identificables.
- *Reversible*: El mismo conjunto de componentes finales puede formarse de diferentes conjuntos de reactivos iniciales.
- *Sensible*: Perturbaciones en la concentración, presión o temperatura pueden ser acompañados por cambios en el estado del sistema que reduce la magnitud de la perturbación inicial en la concentración, presión o temperatura.
- *Químico*: Los reactivos y productos están relacionados mediante una relación estequiométrica.

#### 1.4.2 Interpretación molecular del equilibrio químico

Sobre la base del capítulo de Campbell (1974) se brindan elementos para contestar la pregunta: ¿Por qué no todas las moléculas de reactivo pasan a producto o viceversa? Para que una reacción se produzca las moléculas deben chocar entre sí y formarse moléculas que no estaban presentes antes de la colisión. Varios factores determinan la probabilidad de reacción ante una colisión: la concentración de las sustancias reaccionantes, la energía cinética de las moléculas que van a chocar y las trayectorias relativas al momento del choque. A mayor cantidad de partículas por unidad de

volumen, a una temperatura dada, mayor será el número de colisiones entre las partículas.

En cualquier sistema de moléculas que no esté al cero absoluto, la energía cinética de traslación está distribuida al azar (las conocidas curvas de distribución de energía de Maxwell-Boltzmann, para un gas monoatómico). Muy pocas moléculas tienen una energía baja y un número relativamente mayor de moléculas tienen energía alta. El porcentaje de moléculas con energía elevada aumenta al aumentar la temperatura.

Dada esta distribución al azar de las energías cinéticas de las moléculas pueden darse choques de distintas clase, desde “suaves” a “fuertes”. También son al azar las orientaciones relativas entre las moléculas que chocan: si no chocan con la orientación adecuada se puede producir un simple rebote de las partículas.

Todos los átomos tienden a atraerse entre sí en mayor o menor grado; la interacción entre dos átomos de helio es muy pequeña, en cambio la fuerza de enlace entre dos átomos de carbono en el grafito, o entre dos átomos de nitrógeno en la molécula de nitrógeno, es muy fuerte. Las fuerzas de enlace o energías de enlace (energías de disociación de enlaces) varían entre menos de una kilocaloría por mol para el helio hasta varios cientos en los enlaces fuertes.

Las moléculas nuevas se originan porque unos enlaces se han roto, o porque se han formado nuevos enlaces o porque han ocurrido ambas cosas a la vez. La energía necesaria para aflojar los enlaces primitivos y formar los nuevos enlaces recibe el nombre de *energía de activación*, que se define como la energía necesaria para que se produzca la reacción.

Cuando chocan dos moléculas con energía suficiente para alcanzar la energía de activación pueden formar nuevos productos, si la geometría de la colisión es la favorable. Una reacción es improbable, dentro de un lapso de tiempo y a bajas temperaturas, si la energía de activación requerida es muy alta y/o si los requerimientos geométricos son muy estrictos.

La ecuación química ajustada de una reacción química no representa, generalmente, cómo se produce la reacción; es decir, no indica qué moléculas chocan entre sí para producir el producto, dado que las reacciones se producen en una serie de pasos elementales que conducen a la formación de productos. Esta serie de pasos elementales se denomina *mecanismo de reacción*. Así, una reacción se puede producir en varios pasos elementales en los que se forman y consumen sustancias intermediarias (que no aparecerán en la ecuación química global ajustada). La velocidad de una reacción estará determinada por el paso más lento, o determinante, de la secuencia de pasos que conduce a la formación del producto.

Ahora, las moléculas de producto también están animadas del mismo tipo de movimiento que las de reactivo, y su distribución de energía cinética también será al azar. Por ello, si dos moléculas de producto chocan con suficiente energía y con la orientación adecuada pueden volver a formar los reactivos. Si se considera que los requerimientos geométricos son los mismos para las dos direcciones de la reacción, la única diferencia entre las dos reacciones es la energía de activación. De las dos reacciones, directa e inversa, la que posea menor energía de activación se producirá con

mayor frecuencia a una temperatura dada; es decir, será más probable que dos moléculas choquen con la energía suficiente para sobrepasar la energía de activación. Esto constituye la reversibilidad a nivel partículas o *reversibilidad microscópica*. Desde este punto de vista, y teniendo en cuenta que los requerimientos energéticos nunca son infinitos, existe una posibilidad finita de que cualquier reacción sea auto reversible, es decir que no existe ninguna reacción irreversible.

Si la energía de activación es baja y los requerimientos de configuración son pocos, la reacción se produce muy frecuentemente y las concentraciones de los reactivos disminuirá. El equilibrio se alcanza cuando las velocidades de la reacción “directa” o “inversa” son idénticas debido a un balance exacto entre las energías de activación, los requerimientos geométricos y las concentraciones. Se denomina *equilibrio dinámico* porque se producen reacciones opuestas a la misma velocidad.

### 1.4.3 El concepto de reversibilidad

Conviene diferenciar claramente los usos de la palabra reversibilidad: (1) en procesos reversibles (en termodinámica), (2) como reversibilidad microscópica y (3) en la denominación de reacciones reversibles (sentido macroscópico).

En los procesos reversibles desde el punto de vista termodinámico, las variables de estado o funciones de estado nunca difieren más que una cantidad infinitesimal de un momento a otro. Los procesos reversibles suelen llamarse también procesos cuasiestáticos, en donde todas las funciones de estado varían tan lentamente que el sistema se encuentra en todo momento en estado de equilibrio y en cualquier momento se puede parar e invertir el proceso modificando infinitesimalmente las condiciones externas. Por ejemplo en la expansión de un gas en un sistema cilindro - émbolo, el movimiento del émbolo es infinitamente lento por variación infinitesimal de la fuerza neta que actúa sobre él. Con estados de equilibrio se está refiriendo a los estados que estudia la termodinámica, es decir a estados en los cuales las variables de estado poseen valores uniformes y constantes a través de todo el sistema (Mahan, 1972).

Ya se trató el hecho de que por la reversibilidad microscópica existe una tendencia al equilibrio dinámico, en un sistema químico cerrado a temperatura constante, como resultado neto de las colisiones al azar. El equilibrio químico es un estado en el cual cualquiera de las dos reacciones es igualmente probable. En otra situación distinta al equilibrio una de las direcciones se favorece y ocurre una reacción neta.

En otras palabras, la reversibilidad microscópica en el equilibrio se interpreta en que cada cambio en una dirección es compensado por un cambio igualmente probable en la otra dirección, este dinamismo conduce, en las condiciones del equilibrio, a que ningún cambio neto ocurra para el estado de equilibrio o  $\Delta S = 0$  (Campbell, 1980).

Por último, las reacciones se suelen clasificar en reacciones reversibles (por ejemplo: la disociación del ácido acético) y reacciones irreversibles (por ejemplo: la combustión del metano). Al hablar de reacciones reversibles e irreversibles uno se está refiriendo a la *retornabilidad*, la posibilidad de que los productos pueden retornar a

formar los reactivos originales, con el uso de una adecuada fuente y sumidero de energía. Pero todo sistema cerrado, o partes del mismo, pueden retornar a estados anteriores, con el uso de suficiente energía; es decir, con el precio de decrecer la energía disponible y con un incremento en la entropía de los alrededores. Por eso no tendría sentido la clasificación en reacciones “irreversibles” para aquellas reacciones que proceden “casi hasta completarse” y “reversibles” aquellas con constante de equilibrio baja, en las que se presenta una incompleta conversión de los reactivos y productos (Campbell, 1980). Por ello Campbell propone no usar el término “reversibilidad” para expresar la extensión de la reacción sino el término “retornabilidad”; en cambio, Arnaud (1993) propone el término de “inversible” y sugiere dejar el término “reversible” para estudios de termodinámica.

En el caso de sistemas aislados (no pueden intercambiar ni materia ni energía con el medio) por el enunciado del segundo principio de la termodinámica (“Todos los procesos en sistemas aislados y a volumen constante tienden a aumentar el desorden del sistema”) no es posible la retornabilidad. No es posible la retornabilidad del sistema a un estado anterior de menor entropía.

Resumiendo, las principales ideas destacadas por Campbell (1980):

- Toda reacción química llegará a un equilibrio, exhibiendo *micro-reversibilidad*, si se lo mantiene en un recipiente cerrado a temperatura constante.
- Cualquier sistema cerrado puede retornar a un estado anterior si está disponible una fuente y/o sumidero de energía adecuados. Los sistemas cerrados son *retornables*.
- Ningún sistema aislado puede retornar a un estado anterior, aún si el cambio ocurre con *reversibilidad termodinámica*. Los sistemas aislados son no retornables.

#### 1.4.4 Relevancia académica y social del tema equilibrio químico

En este apartado se aborda la importancia del estudio del equilibrio químico en dos aspectos: (a) su *relevancia externa* a la química académica; es decir, por su poder explicativo de fenómenos naturales y de procesos industriales de gran impacto económico y (b) su *relevancia interna*, como parte de la estructura de la disciplina química y como parte de un plan de estudios universitario.

El hecho de tratar con los estudiantes la relevancia del tema a abordar en la enseñanza, constituye una alternativa motivacional válida para involucrarlos en su aprendizaje, y desarrollar actitudes positivas hacia la química como ciencia explicativa y de trascendencia en la sociedad actual.

##### (a) Relevancia en procesos vitales e industriales:

El tema equilibrio químico explica muchas reacciones químicas vitales de los seres vivos y también estudia las condiciones óptimas de producción industrial de sustancias de importancia económica.

Son conocidas las aplicaciones industriales donde se ponen en juego simultáneamente conceptos de equilibrio y de cinética química, como: (a) la síntesis del amoníaco por el proceso Haber, (b) el proceso de reformación del vapor para obtener hidrógeno a partir de la reacción entre el metano y el vapor de agua a altas temperaturas, (c) la síntesis de Fischer-Tropsch, parte del método usado para obtener hidrocarburos (en la que se forma gasolina, alcoholes, etc.) a partir de monóxido de carbono e hidrógeno, (d) la producción de hierro metálico por reducción del mineral de hierro y (e) la obtención de  $\text{SO}_3(\text{g})$ , por el proceso de contacto, en una etapa intermedia de la síntesis del ácido sulfúrico. Para las reacciones exotérmicas, el principio de Le Chatelier afirma que las concentraciones de los productos en el equilibrio se verán favorecidas a bajas temperaturas; aunque, por razones cinéticas, en la industria se realizan a temperaturas elevadas y en presencia de un catalizador. Por ejemplo, la obtención de trióxido de azufre se favorece con exceso de oxígeno, altas temperaturas, catalizador y retirando el trióxido a medida que se forma.

Algunas otras cuestiones donde se aplica este principio son: ¿cómo el organismo amortigua los cambios de pH en la sangre? (Lehninger, 1981; Chang, 1992), ¿por qué las cáscaras de huevos de gallina son más finas en verano? (Brown y MacKay, 1983), ¿cómo funciona un higrómetro con sales de cobalto? (Eberhardt, 1964), ¿por qué la leche de magnesia es un antiácido digestivo si el hidróxido de magnesio es una sal muy poco soluble en agua?, ¿cómo se puede tratar al dióxido de carbono que se produce en diferentes procesos industriales y plantas de generación de energía? Estas y otras cuestiones relevantes fueron incluidas en un artículo ya publicado (Raviolo y otros, 2000). Otras cuestiones abordadas fueron: el mejoramiento del suelo, la formación de estalactitas y estalagmitas, la descomposición del mármol, el ablandamiento de aguas duras y la adaptación al apunamiento.

### **(b) Relevancia en el currículo de química:**

La importancia curricular del estudio del equilibrio químico se asienta en que aporta una mirada global al fenómeno del cambio químico, concepto objeto de estudio de la química, que es tratado en forma parcial al inicio del currículo. La mayoría de las reacciones químicas están en equilibrio, una reacción que se completa puede interpretarse como de una constante de equilibrio que tiende a infinito y una reacción que no se produce como de una constante que tiende a cero. A su vez, con este tema se explican cuáles son las condiciones de una reacción para maximizar la formación de un producto particular. En este sentido, varios autores destacan la importancia del concepto equilibrio químico para comprender química (por ejemplo, Evrard, Huynen y Vander Borght, 1998).

El equilibrio químico como tema del currículo, tiene un carácter integrador de un gran número de conceptos y/o capítulos de la Química General que se ponen en juego para comprenderlo. A su vez, las ideas básicas del equilibrio químico se aplican en otros conceptos posteriores que lo profundizan, como equilibrios ácido base, equilibrio de solubilidad, equilibrio redox. Y, finalmente, este concepto básico se utiliza en otras asignaturas químicas posteriores en los planes de estudio, como Química Orgánica, Química Biológica, Química Analítica, etc.

Camacho y Good (1989), encuentran en el tema equilibrio químico una síntesis de la mayoría de los principios y conceptos de la química general. En el estudio que llevaron a cabo sobre el comportamiento, de personas novatas y expertas en la resolución de problemas, pusieron en evidencia que este concepto es adecuado para la investigación psicológica por ser, en efecto, un dominio formal, estructurado y semánticamente rico.

A modo de conclusión, la importancia del concepto equilibrio químico radica en su relevancia para las ciencias naturales y para la industria, en sus aplicaciones y en su gran poder explicativo, y por profundizar el aprendizaje del concepto central de la química: la reacción química.

## CAPÍTULO 2

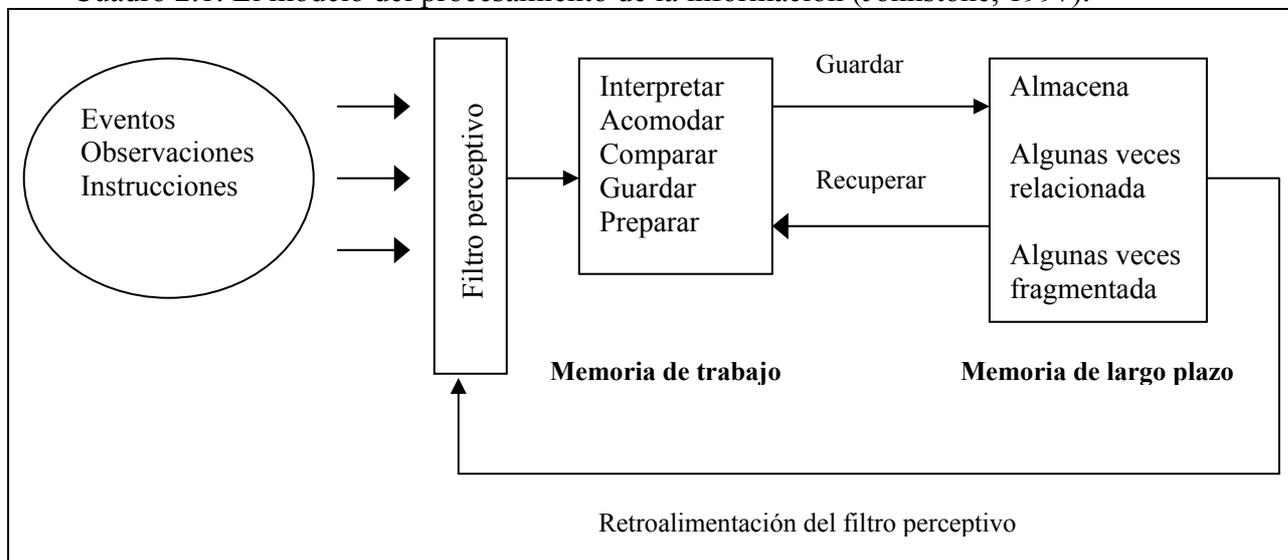
### FUNDAMENTOS PSICOLÓGICOS

#### 2.1 El modelo del procesamiento de la información

Es necesario comenzar este capítulo sobre fundamentos psicológicos presentando un modelo sobre el aprendizaje que de cuenta de las relaciones entre el ambiente y los individuos, y que brinde una explicación de lo que ocurre dentro de nuestra mente. El modelo del procesamiento de la información es uno de los aceptados en la actualidad por la psicología cognitiva (Mayer, 1987) y es utilizado en el ámbito de la enseñanza de la química en una forma sistemática por Johnstone (1997, 1999, 2000). Sobre consideraciones expresadas, fundamentalmente, por este autor se basan los párrafos siguientes.

Los elementos y relaciones que constituyen el modelo del procesamiento de la información están sintetizados en el siguiente diagrama (Cuadro 2.1):

Cuadro 2.1: El modelo del procesamiento de la información (Johnstone, 1997).



Los seres humanos nos encontramos en un ambiente natural y social que nos provee de continuos estímulos captados por nuestros sentidos. Afortunadamente contamos con mecanismos que reducen el torrente de estímulos sensoriales; este sistema de filtros atiende a los estímulos que le resultan importantes o interesantes. En este proceso de selección participa el conocimiento que ya se posee (creencias, prejuicios, gustos, preferencias, etc), que hace que éste no sea un proceso pasivo, sino por el contrario un proceso donde se adiciona, a la información sensorial, información ya

existente que la completa o le da sentido. El carácter activo de la percepción se manifiesta, por ejemplo, en pruebas relacionadas con la observación como las tareas de figura y fondo. Así, las percepciones que registramos a través de nuestros sentidos no son objetivas sino están filtradas e interpretadas en forma idiosincrática. Un mecanismo de selección o de filtro es la atención, que permite seleccionar de la información que llega al registro sensorial, los “inputs” que van a ser procesados.

La información que es admitida a través del filtro perceptivo es mantenida y manipulada por un corto tiempo en la memoria de trabajo donde es rechazada o remitida a almacenaje. La memoria de trabajo tiene la función de mantener conscientemente las ideas y los hechos mientras se piensa sobre ellos; es decir, es el lugar donde la nueva información que llega a través del filtro perceptivo interactúa con la información proveniente de la memoria de largo plazo para darle sentido. En la memoria de trabajo se producen actividades de procesamiento de la información como su manipulación y transformación, y su adecuación para ser almacenada en la memoria de largo plazo. La memoria de trabajo tiene la característica de poseer una capacidad limitada, puede saturarse si la información recibida es mucha o si su procesamiento es demasiado complicado. Si es mucha la información a retener es menor su espacio para procesarla.

Las implicaciones para el aprendizaje son evidentes, no sólo los estudiantes filtran lo que el profesor les da sino también la cantidad de información que ellos pueden procesar es limitada. Este espacio de trabajo no puede expandirse pero si se puede aprender a usarlo más efectivamente, a través de una estrategia consistente en agrupar y organizar los materiales informativos en unidades de orden superior. Por ejemplo, haciendo que las unidades de información, que inicialmente comprenden palabras individuales, se conviertan en oraciones que incluyen o relacionan varias palabras o conceptos. Es decir, que un conjunto de información integrada sea procesado como una única unidad de información.

Con respecto a lo anterior es interesante el ejemplo dado por Johnstone (1997) sobre los resultados de un examen masivo, realizado con alumnos escoceses de dieciséis años de edad, sobre el mol. Los resultados obtenidos fueron representados gráficamente en función de la fracción de estudiantes que respondieron correctamente cada problema versus la complejidad del mismo o suma de piezas de información que requería cada problema. Como era de esperar los resultados mostraron que a mayor complejidad era menor el rendimiento; lo curioso es que no se obtuvo una disminución lineal gradual, sino una caída brusca, que mostró que a partir de un punto la mayoría de los alumnos fallaron. Ese punto se corresponde a la saturación de la memoria de trabajo, cuando se manipulan 5 o 6 piezas de información u operaciones. En general, la capacidad de almacenaje viene estimada entre 5 y 9 elementos informativos.

El material procesado por la memoria de trabajo es guardado en la memoria de largo plazo; a su vez, información de la memoria de largo plazo es recuperada o recordada para ser utilizada en actividades de procesamiento en el espacio de trabajo. La memoria de largo plazo no tiene limitaciones de capacidad o de duración temporal, su problema es la recuperación de la información almacenada. Mediante la estrategia de elaboración, la información entrante se relaciona con la información existente haciéndola significativa y más fácil de recuperar. También existe un recuerdo de tipo funcional, que reacciona rápidamente a estímulos externos que requieren pocos pensamientos concientes; por ejemplo, lo relacionado con habilidades físicas como

caminar, conducir o usar un instrumento determinado. Otro tipo de recuerdo, que tiene que ver con los pensamientos, puede ser más lento y concentrado y es el que tiene lugar en el aprendizaje académico.

El aprendizaje académico no consiste en la transferencia del material desde la cabeza del profesor a la mente en blanco del alumno. Por el contrario, el aprendizaje consiste en la reconstrucción idiosincrática de ese material. En palabras de Johnstone, las personas son “buscadores de patrones” porque tratan de relacionar las nuevas cosas a su sistema existente para darle sentido. A menudo la disconformidad que se produce cuando no pueden darle sentido a la nueva idea conduce al rechazo de la misma.

Para este autor, el almacenaje en la memoria de largo plazo puede tener lugar al menos de cuatro formas:

- El nuevo conocimiento encuentra un buen ajuste en el conocimiento existente y es comprendido. Enriquece el conocimiento existente.
- El nuevo conocimiento parece encontrar un buen ajuste (o al menos un ajuste razonable) con el conocimiento existente y es adjuntado o almacenado pero es un ajuste incorrecto. Generalmente esto se origina por cuestiones semánticas.
- El almacenamiento tiene una secuencia lineal en su construcción y a menudo esta secuencia puede corresponderse con la secuencia en que las cosas fueron enseñadas. Por ejemplo, una secuencia lineal utilizada como algoritmo en la resolución de problemas.
- El aprendiz no puede encontrar conexiones con las cuales relacionar el conocimiento nuevo. Este caso es difícil de aprender e imposible de recuperar.

El primero y último tipo de aprendizaje están relacionados con el aprendizaje significativo y el aprendizaje mecánico, definidos por Ausubel (1983). El primero corresponde a un aprendizaje bien integrado, relacionado, recuperable y aplicable; el segundo corresponde a un aprendizaje aislado, fragmentado, no relacionado. Así, las estrategias de selección (centrar la atención), organización (construir conexiones internas en la memoria de corto plazo) y elaboración (construir conexiones externas de la memoria de largo plazo a la de trabajo) constituirían condiciones del aprendizaje significativo (Beltrán, 1998).

Desde esta perspectiva teórica, el aprendizaje puede ser visto desde la metáfora del estudiante como procesador y constructor de significados. El aprendizaje concebido no como copia del material informativo sino como un proceso activo de transformación, organización, interpretación y comprensión del material.

Por último, y como consecuencia de las limitaciones del sistema de procesamiento, se establecen estrategias de control ejecutivo de su funcionamiento que supervisan las decisiones y sus consecuencias de una situación determinada. Esta estrategia reguladora es la función metacognitiva.

El siguiente apartado hará referencia a la forma cómo se almacena la información en la memoria.

## 2.2 Las representaciones mentales

Las personas no captan el mundo directamente, sino construyen representaciones mentales o cognitivas del mismo, en su memoria de trabajo y en su memoria de largo plazo. Las representaciones mentales son representaciones internas o maneras de “representar” internamente el mundo externo y comprenderlo.

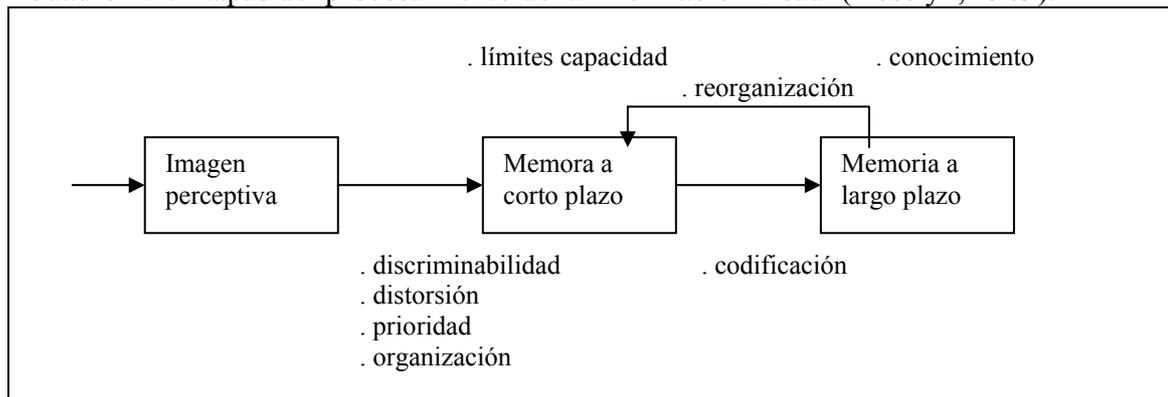
Aprender un sistema químico, por ejemplo, requiere construir las representaciones mentales adecuadas para comprenderlo, para explicar su funcionamiento y predecir su evolución, con relación a teorías de la química.

En los años 60, las investigaciones en psicología cognitiva estuvieron dominadas por la visión de que el desempeño en tareas sobre la memoria y otros aspectos cognitivos estaban mediados por procesos que eran ante todo verbales o lingüísticos. Como una reacción a estas visiones surgieron teorías que pusieron el énfasis en imágenes no verbales, como la teoría de codificación dual de Paivio (1971, ampliada en 1986). Esta teoría se basa en la visión general de que la cognición consiste en la actividad de sistemas representacionales simbólicos que están especializados para tratar la información del ambiente con el objeto de cumplir funciones adaptativas. Los sistemas representacionales deben incorporar el conocimiento perceptual, afectivo y conductual, y, para ello, el sistema cognitivo humano se ha especializado en tratar simultáneamente con el lenguaje y con eventos u objetos no verbales. A su vez, el sistema del lenguaje cumple dos funciones, por un lado, trata directamente con entradas y salidas lingüísticas (en la forma oral o escrita), mientras que al mismo tiempo, cumple una función simbólica con respecto a objetos no verbales, eventos y comportamientos (Paivio, 1986).

La teoría de codificación dual de Paivio supone que existen dos clases de fenómenos manipulados cognitivamente en subsistemas diferentes: uno especializado en la representación y procesamiento de la información referida a objetos y eventos no verbales, y el otro, especializado en tratar con el lenguaje (sistema verbal). El subsistema no verbal es el sistema de las imágenes, cuyas principales funciones incluyen el análisis de escenas y la generación de imágenes mentales (donde participan otras modalidades sensoriales además de lo visual). Esta teoría asume que esos dos sistemas son estructuralmente y funcionalmente distintos, aunque están estrechamente interconectados. Estructuralmente, difieren en la naturaleza de las unidades representacionales y en la forma en que dichas unidades se organizan en estructuras de orden superior. Funcionalmente, son independientes dado que pueden activarse uno sin el otro, o ambos pueden activarse en paralelo. La representación estructural estaría apoyada en la estabilidad relativa de la información, en la memoria de largo plazo, sobre objetos y actividades, perceptualmente identificables, verbales o no verbales (Paivio, 1986).

Como puede apreciarse en el Cuadro 2.2, el modelo de aprendizaje del procesamiento de la información es empleado (por ejemplo por Kosslyn, 1989) para explicar cómo se procesa la información gráfica:

Cuadro 2.2: Etapas del procesamiento de la información visual (Kosslyn, 1989).



Cuatro propiedades inciden en la forma en que la información es transferida de la entrada perceptual a la memoria de corto plazo (y de allí a la conciencia): (1) los límites de discriminabilidad del sistema, por ejemplo si el estímulo es muy pequeño o no contrasta lo suficiente con el fondo, (2) la distorsión sistemática, por ejemplo al percibir el tamaño u otras propiedades del objeto, (3) la prioridad que se da a algunos aspectos del estímulo sobre otros, por ejemplo se presta primero atención a los cambios abruptos y (4) la organización de los estímulos en grupos coherentes, que generalmente no es una acción voluntaria, por ejemplo la agrupación por proximidad de los elementos que componen una imagen (Kosslyn, 1989).

Según Paivio (1986) la información puede ser codificada en la memoria tanto en forma verbal como no verbal, esto constituye su hipótesis dual de codificación. Para este autor las palabras concretas (mesa, tubo de ensayo) se recuerdan mejor que las palabras abstractas (hipótesis, teoría) dado que las concretas pueden codificarse de dos maneras: como imágenes y como conceptos. Y, por lo tanto, la recuperación de la información almacenada en la memoria será más fácil por esta doble vía de codificación.

Williamson y Abraham (1995), basándose en Paivio, fundamentan que las animaciones, que pueden considerarse como imágenes dinámicas, pueden provocar la formación de una codificación más profunda y así formar modelos mentales del fenómeno más adecuados. Por ello, las animaciones constituyen un recurso al cual debería prestarse más atención en la enseñanza de la química.

Johnson-Laird (1983, 1990, 1996) también postula la existencia de un número finito de diferentes clases de representaciones mentales: representaciones proposicionales, imágenes y modelos mentales. Es decir, un triple código representacional, donde entre las representaciones mentales se distinguen las analógicas y las proposicionales. Las imágenes visuales son el principal ejemplo de representaciones mentales analógicas, en cambio las proposicionales están relacionadas con el denominado “lenguaje de la mente” (Moreira, 2000). En esta teoría de Johnson-Laird los modelos mentales son considerados como una tercera forma de representación mental y son vinculados con las proposiciones e imágenes:

*“De acuerdo con la descripción inicial de 1983, las imágenes visuales eran un caso especial de modelos mentales, ahora parecen ser distintas clases de representación llamadas por distintas clases de procesos, si bien las imágenes*

*funcionan como modelos y las dos clases de representaciones están acabadamente descritas porque tanto una como otra se describen con representaciones proposicionales. Esta hipótesis del triple código, suma los modelos mentales a las dos clases de representaciones postuladas por Paivio” (Johnson- Laird, 1996, pág. 92).*

A continuación se describirán en detalle estos tres tipos de representaciones.

### **(1) Las proposiciones:**

Las proposiciones son representaciones de significados, totalmente abstraídas y verbalmente expresables. Una representación proposicional es una entidad explícita, discreta, abstracta y semántica que representa el contenido ideacional de la mente en una forma que no es específica de ningún lenguaje (Otero, 1999); es una “sentencia mental” que especifica el significado de una oración.

Aunque las proposiciones están constituidas por cadenas de símbolos no se trata de una oración en el lenguaje natural. Puede contener una relación (predicado) y estar compuesta por una o más entidades (argumentos). Poseen una estructura sintáctica arbitraria que se fija a partir de reglas.

### **(2) Las imágenes:**

Las imágenes son representaciones analógicas con una similitud estructural con aquello que representan y no meras experiencias subjetivas (Otero, 1999). Ser una representación analógica implica que la imagen de un objeto debe parecerse en forma, tamaño y orientación a aquello que está representando.

Las imágenes son producto de la percepción o de la imaginación y representan aspectos perceptibles de los objetos del mundo real. No se almacenan en la memoria como si fueran una fotografía, se organizan en partes de significado que se recuerdan en términos de relaciones espaciales a través de ellas. Las imágenes pre-organizan los objetos y sus propiedades.

Las imágenes se generan, recuperan, exploran, interpretan y transforman en la memoria activa o de trabajo de las personas. Las personas pueden elaborar imágenes y someterlas a transformaciones (Kosslyn, 1996).

Las personas usan imágenes en varias tareas cognitivas, pero ellas solas no permiten explicar cómo se comprenden las características de una situación, cómo se extraen conclusiones y se juzga su verdad / falsedad o cómo se toman decisiones (Otero, 2003).

### **(3) Los modelos mentales**

Los modelos mentales son representaciones analógicas de conceptos, objetos o eventos, que brindan una representación interna de un estado de cosas del mundo

externo. Actúan como modelos de trabajo que se construyen en la mente del que aprende y le permiten razonar sobre el funcionamiento de las cosas. Pueden contener imágenes y proposiciones y se construyen como producto de la percepción, del discurso de la interacción social y de la experiencia interna en construir modelos a partir de sus componentes primitivos, o de los modelos análogos que ya poseía el sujeto (Otero, 1999).

Los modelos mentales capacitan a los individuos a realizar inferencias y predicciones, a comprender fenómenos, a decidir que acción hacer y controlar su ejecución, y sobre todo experimentar eventos (Johnson-Laird, 1983). Los errores que cometemos en nuestras inferencias se deben a no haber puesto a prueba los modelos mentales que creamos. La estructura del modelo mental no está definida por la estructura sintáctica del discurso sino por la estructura de la situación a la que el discurso hace referencia. Con ello, el razonamiento tendría no sólo un soporte lógico sino también uno analógico.

Los modelos mentales permiten interpretar y evaluar las proposiciones que forman parte del discurso de otros, y las propias proposiciones, como verdaderas o falsas. También facilitan la representación de un número infinito de estados posibles de un suceso, porque se ejecutan recursivamente. Tienen la propiedad de representar la generalidad a partir de valores particulares que reúnen todas las relaciones de lo representado (Otero, 1999).

En síntesis, los modelos mentales son específicos, provisionales e inestables. Son específicos porque pueden representar una clase de situaciones. Los modelos no se elaboran de una sola vez y están sometidos a cambios permanentes. Al comienzo se elaboran modelos provisorios de una situación con la información considerada relevante, luego con su manipulación mental, pueden sufrir modificaciones al incorporar nueva información (Otero y otros, 2002).

El uso de la palabra “modelo” para hacer referencia a este tipo de representaciones se basa en que, al igual que los modelos en ciencias, además de ser analógicos (presentan una analogía estructural y funcional con respecto a lo que representan), son simplificados e incompletos (se reducen a los aspectos más relevantes de la situación referida) y, también, son limitados (su construcción y manipulación está limitado por la capacidad de la memoria de trabajo).

Estos tres tipos de representaciones están íntimamente relacionados. Estas relaciones se tratan en el siguiente párrafo.

### **2.2.1 Relaciones entre proposiciones, imágenes y modelos**

Las proposiciones pueden formar parte de un modelo mental pero también existen independientemente de ellos, aunque la veracidad o falsedad de una proposición se interpreta desde los modelos mentales relacionados. Cuando una persona decodifica una expresión lingüística construye un modelo que se parece al estado de cosas que su interlocutor intenta comunicar. A su vez, las personas pueden establecer

correspondencias entre sus modelos y el lenguaje, y por medio de expresiones lingüísticas comunicar sus modelos a los demás (Otero, 2003).

Las representaciones proposicionales se diferencian de las imágenes en que: son *amodales*, no están ligadas a una modalidad sensorial; son *discretas*, se componen de elementos discretos, en cambio las imágenes son continuas; son *abstractas*, no son representaciones analógicas como una imagen; son *semánticas*, dado que representan conceptos y relaciones entre ellos.

En cambio, los modelos mentales son espacial o temporalmente análogos a impresiones sensoriales, entre ellas las imágenes; aunque no constituyen un conjunto de imágenes. En este sentido, las imágenes son un modo de “ver” a los modelos mentales, son “perspectivas” particulares o “señales” de un modelo mental (Greca y Moreira, 1998). Así cuando imaginamos un triángulo, imaginamos un triángulo específico, por ejemplo un equilátero; sin embargo el modelo mental subyacente contiene las relaciones necesarias para definir triángulo en general. Ante la proposición “la suma de los ángulos interiores de un triángulo es 180°” podemos evaluarla como verdadera o falsa con respecto al modelo mental. Las imágenes comparten los atributos del modelo mental pero son apenas una visual de éstos y no poseen capacidades explicativas. Las imágenes no son verdaderas ni falsas, simplemente se corresponden con visualizaciones del modelo.

Las imágenes representan los aspectos perceptibles de una situación desde el punto de vista del observador y no pueden representar elementos abstractos, mientras que los modelos mentales contienen elementos abstractos que no pueden visualizarse. Los modelos mentales pueden representar relaciones abstractas como las relaciones causales, las cuantitativas o las silogísticas. Ambos son específicos, pero las imágenes se corresponden a una única situación, en cambio, los modelos a una clase de situaciones. Por ejemplo, poseer un modelo mental de un resorte no implica tener valores específicos de las variables color, tamaño, material; sin embargo estas variables están determinadas en una imagen de un resorte en particular (Otero y otros, 2002).

Los modelos mentales pueden ser completamente analógicos o parcialmente analógicos y parcialmente proposicionales. Que sea analógico se traducirá en que la persona posee una comprensión más cualitativa del fenómeno, basada en la utilización de imágenes mentales, que en general se expresan en sus explicaciones mediante dibujos o movimientos corporales (Greca y Moreira, 1996). En el otro caso, el proposicional, puede traducirse en que la persona maneje definiciones y relaciones matemáticas, que no significa que pueda interpretarlas a la luz de un modelo. En el ámbito educativo, es común que los estudiantes guarden de manera inconexa, definiciones y leyes que serán olvidadas después de la evaluación. En cambio los modelos mentales son más fáciles de recordar porque requieren mayor cantidad de procesamiento para ser construidos.

Para Johnson-Laird (1996) razonar consistiría en construir y manipular modelos mentales. El modo en que las personas hacen inferencias es analógico, basado en representaciones analógicas, y no en la lógica formal. Un sujeto puede razonar sin emplear imágenes mentales, pero no es posible razonar y extraer conclusiones sin construir modelos mentales. Las imágenes no pueden representar a elementos

abstractos, por ejemplo, conceptos que trascienden lo perceptible como: justicia, verdad, valores.

Las imágenes pueden hacer al razonamiento más eficiente, por ejemplo ciertas clases de diagramas pueden ayudar a los individuos a razonar. Cómo las representaciones externas favorecen la comprensión, a través de la construcción de representaciones internas apropiadas, es un campo de investigación en desarrollo.

Se ha comprobado que la mejora en el recuerdo y en el aprendizaje de representaciones pictóricas, no es atribuible a la representación en sí, ni al hecho de que se codifique en más de un formato representacional. Si no, más bien, se debe a que intervienen procesos interpretativos, como la construcción de modelos mentales, que realizan una actividad comprensiva con una ganancia semántica; es decir, con la construcción de significados más ricos (Otero, 2003).

Las personas, en su experiencia cotidiana, construyen modelos mentales de los fenómenos físicos para explicar lo que les rodea, basándose fundamentalmente en la percepción. Según Johnson-Laird (1990) las personas utilizan tres principios, que les permiten construir modelos causales simples:

- todos los eventos tienen causa, en el dominio determinista
- las causas preceden a los eventos
- la acción sobre un objeto es la principal causa de cualquier cambio que ocurra en él.

Un sujeto ha construido un modelo mental de un sistema químico cuando sabe cuál es su causa y resultado; cuando sabemos como iniciarlo, influenciarlo o evitarlo; a lo que podemos agregar: cuando tenemos imágenes submicroscópicas de él. El siguiente párrafo de Greca y Moreira (1998) es válido para la enseñanza de la química:

*“La enseñanza en general, y en particular de la física, no favorece la construcción de modelos. Si revisamos los libros de texto, es posible observar que las teorías aparecen como estructuras acabadas, presentando los fenómenos, leyes y sus expresiones matemáticas de acuerdo con rigurosos criterios lógicos deductivos. Aunque sea evidente que, cuando una teoría científica es presentada, reconstruida racionalmente, responde a estos criterios, eso no significa que la construcción y comprensión por parte del aprendiz sean posibles por medio de estos criterios. Presentar a los estudiantes una serie de postulados y a partir de ahí “inferir” la teoría -como si fuese una rama de las matemáticas- no significa que éstos comprenderán los fenómenos que esa teoría explica.” (pág. 291)*

### **2.2.2 Discusión en torno a los modelos mentales**

En general, para la ciencia cognitiva aprender acerca de algo, llegar a comprenderlo, sería construir un modelo mental (Resnick, 1989).

El término modelo mental ha sido usado por otros investigadores y con diversos significados, por ejemplo por Gentner y Stevens (1983). Para estos autores un modelo mental es un constructo psicológico que forman los individuos al interactuar con otras

personas, con el medio o con algún artefacto tecnológico, y que les permite dar cuenta de tal interacción y predecir el comportamiento de los sistemas en futuras relaciones.

Brewer (1999) en su revisión psicológica de la naturaleza de las representaciones, diferencia el término “modelo mental” propuesto por Gentner y Stevens (1983) del propuesto, en el mismo año, por Johnson-Laird. Para Brewer los primeros hacen un uso de los modelos más cercano al utilizado en la filosofía de la ciencia, en el sentido que lo consideran como un modelo conceptual cualitativo que se puede ejecutar en la mente del individuo para ver qué ocurre. Los investigadores de esta línea frecuentemente estudian los modelos mentales de las personas sobre máquinas o artefactos físicos. En este sentido los modelos mentales se usan para dar explicaciones de los sistemas físicos. Brewer afirma que, dada la similitud de los modelos mentales - en la línea de Gentner y Stevens- con los modelos causales (ambas formas de representaciones mentales que proveen explicaciones), los modelos mentales constituirían un tipo particular de las llamadas teorías ingenuas (*naive theories*). Por otro lado, este autor sugiere una nueva terminología para referirse a los modelos mentales en la línea de Johnson-Laird como “modelos episódicos”.

Moreira (2000), toma fundamentos de ambas líneas de investigación. Por ejemplo, teniendo en cuenta las consideraciones de Gentner y Stevens, diferencia a los modelos conceptuales de los modelos mentales. Los *modelos conceptuales* son “representaciones precisas, consistentes y completas de eventos u objetos que se proyectan como herramientas para facilitar la comprensión y la enseñanza”. Son los modelos científicos, curriculares o pedagógicos en la clasificación que adhiere esta investigación. En cambio los modelos mentales son personales, inestables, incompletos, aunque deben ser funcionales. La persona pone a prueba el modelo, lo modifica con el fin de llegar a una funcionalidad que le satisfaga, para poder explicar y predecir sobre el fenómeno analógicamente representado.

El aprendizaje, en la teoría de Johnson-Laird, estaría asociado a la revisión y reconstrucción de los modelos mentales en pos de lograr funcionalidad. Las personas construyen modelos mentales de cómo funcionan las cosas y los sistemas; y si el sistema se resiste, construyen nuevos modelos para guiar los nuevos intentos.

Esta teoría admite que los modelos mentales además de actuar como modelos de trabajo ante una situación pueden, por su funcionalidad en muchas situaciones, ser consistentes, adquirir cierta estabilidad, y quedar almacenados en la memoria de largo plazo.

Pintó y otros, (1996) mencionan que para construir un modelo mental se requiere:

- Hacerse de una representación interna del sistema. Es decir, traducir los elementos de la realidad a un código propio en función de intereses propios.
- Utilizar un proceso de inferencia (que no tiene por qué ser un proceso deductivo).
- Poner en marcha en la mente un proceso de simulación cuantitativa del funcionamiento del sistema exterior que se está analizando; es lo que se denomina “ejecutar” el modelo. Esto permite comparar los resultados de la ejecución con lo que está sucediendo en el sistema real. Por lo tanto, permite al sujeto evaluar su modelo mental y, si es necesario, corregirlo.

En el libro de Gentner y Stevens (1983) figura el trabajo de De Kleer y Brown que desarrollan la idea de “modelos mentales mecánicos”, proveniente del ámbito de la inteligencia artificial, que se basa en la modelización cualitativa de los fenómenos y en un sistema de inferencia basado en la causalidad. En esta línea se ubican los trabajos sobre fuerza y movimientos de Gutiérrez y Ogborn (1992) y Gutiérrez (1994). Para estos autores, cuando un alumno se enfrenta ante una situación científica concreta, construye un modelo mental cualitativo de esa situación realizando inferencias causales en donde todo efecto debe tener una causa, y no inferencias del tipo lógicas o legales (aplicación de leyes).

Para esta perspectiva, los alumnos hacen evolucionar sus modelos mentales causales tratando de mejorar: (a) su coherencia (que no tengan contradicciones internas); (b) su correspondencia (que den cuenta de la realidad) y (c) su robustez (su utilidad en situaciones nuevas). Ante contradicciones que se le presentan a sus modelos mentales, el estudiante intentará modificarlos para hacerlos más adecuados. La coherencia y la consistencia de las ideas de los alumnos se presentan en el compromiso ontológico con la causalidad: ocurren cosas en el mundo porque hay causas y efectos.

Una implicación didáctica de esta línea de investigación es la posibilidad de utilizar en la instrucción explicaciones causales para conectar con los modelos mentales de los alumnos y mejorar la comprensión. Todo esto considerado como una etapa intermedia de mediación en el aprendizaje, dado que la ciencia se apoya en leyes no en explicaciones causales. Estas intervenciones mediadoras ayudarían a la evolución de las concepciones alternativas a las concepciones científicas.

Moreira (2000) realiza un esfuerzo para relacionar los estudios sobre los modelos mentales con la teoría del aprendizaje significativo de Ausubel. Cuando una persona construye un modelo mental de una nueva información y es capaz de explicar y hacer previsiones sobre un sistema físico, es una evidencia de aprendizaje significativo. En las investigaciones que llevaron adelante sobre electromagnetismo (Greca y Moreira, 1996) encontraron alumnos que trabajaban con modelos mentales y otros que usaban proposiciones sueltas, no articuladas en un modelo y no parecían utilizar imágenes. El caso de estos alumnos que hacían uso de definiciones y fórmulas mecánicamente constituye un ejemplo de aprendizaje memorístico o mecánico.

Más allá de la psicología cognitiva, las corrientes antropológicas y lingüísticas, que concentran su atención en las variables culturales y situacionales basándose fundamentalmente en el análisis del discurso, han tenido que definir el concepto de *modelo cultural* para dar cuenta de los hallazgos de la psicología cognitiva y de la didáctica de las ciencias. Un modelo cultural es concebido como un esquema cognitivo que es compartido intersubjetivamente por un grupo social. Esto hace que las interpretaciones hechas sobre el mundo sobre la base de un modelo cultural sean experimentadas como hechos obvios del mundo (Vosniadou y Ioannides, 1998).

En la presente investigación, es nuestra intención contribuir a la construcción de modelos mentales, indagar su evolución a través de las ideas que expresan los alumnos en entrevistas y a través del reconocimiento de proposiciones verdaderas que realizan en un test ad hoc. Estas proposiciones incluyen como unidades a conceptos del tema

equilibrio químico. Las relaciones entre estos conceptos se evalúan, por ejemplo, a través de mapas que se desprenden de analizar un test de asociaciones de palabras.

### 2.3 El constructivismo

En el apartado anterior se ha desarrollado cómo los individuos construyen representaciones mentales para interpretar sus experiencias personales y dar sentido al mundo físico. Estas representaciones mentales constituyen representaciones personales que residen en su mente. La corriente psicológica que asume y parte de estas premisas, se inscribe en el constructivismo.

El constructivismo asume que cada sujeto tiene que construir sus propios conocimientos. Esa construcción, que da origen a la organización psicológica del sujeto, sólo puede ser realizada por él, aunque puede ser facilitada por otros individuos y por otros factores externos (Delval, 1997).

Actualmente el término “constructivismo” tiene un uso generalizado y un significado impreciso dado que no suele aclararse el marco de referencia en que se inserta este concepto. Así, el constructivismo puede ser analizado desde una perspectiva epistemológica, psicológica o educativa; además dentro de cada una de éstas se aprecian distintas orientaciones. Esto hace que no pueda hablarse de un único “constructivismo”, por más que sea un término que se comienza a usar en la década de los 80.

En primer lugar el constructivismo es una teoría epistemológica que intenta explicar la naturaleza del conocimiento, cómo se genera y cómo se modifica. El conocimiento surge de la interacción entre el individuo y la realidad. En esta interacción se ponen en juego las expectativas y representaciones de los sujetos. El conocimiento no es copia de la realidad exterior (empirismo) ni es un reflejo de estructuras innatas del sujeto (racionalismo), es una construcción subjetiva y activa de la realidad que dependerá de las características del sujeto y de la realidad (Rodrigo y Cubero, 2000). Cabe destacar que la teoría psicológica explica cómo se construye el conocimiento en el sujeto individual, y tiene que dar cuenta de las diferencias individuales; en cambio, la teoría epistemológica se refiere al sujeto epistémico, sujeto cognoscente universal, a las características generales de los individuos (Delval, 1997).

También es importante diferenciar el conocimiento construido individualmente y el construido socialmente. El conocimiento científico es un conocimiento que se construye socialmente donde, a su vez, se ponen en juego conocimientos individuales. Las complejas relaciones entre la construcción cognitiva individual y la social queda expresada en la siguiente afirmación de Marín (2003): *“la incorporación de las aportaciones individuales al cuerpo de conocimientos de las ciencias son reguladas por la intervención activa de una comunidad de científicos condicionada por su inmersión en estructuras sociales más amplias marcadas fuertemente, entre otros factores, por una serie de intereses económicos”* (pág. 44).

A su vez, Delval (1997) advierte que no debe confundirse al constructivismo como una posición pedagógica, dado que constituye esencialmente una posición

epistemológica. Las posiciones pedagógicas se refieren al *deber ser*, a los fines que se intentan alcanzar. Las acciones pedagógicas son instrumentales y como tales, no son ni verdaderas ni falsas, sólo son adecuadas o inadecuadas. En cambio, las posiciones epistemológicas se refieren al *ser* de las cosas, a cómo suceden. Los enunciados epistemológicos son verdaderos o falsos dependiendo si describen adecuadamente las relaciones de las cosas cuando el sujeto actúa sobre ellas.

En el ámbito psicológico el constructivismo epistemológico ha inspirado a múltiples orientaciones que asumen sus postulados. Por ejemplo, el constructivismo piagetiano, el enfoque sociocultural del desarrollo, la teoría del aprendizaje significativo, el constructivismo cognitivo basado en la teoría de esquemas y el procesamiento de la información, etc. A su vez, estas orientaciones psicológicas han contribuido a dar lugar a distintas propuestas educativas basadas en una o en varias de ellas. Aunque las perspectivas psicológicas no son las únicas que han contribuido a la comprensión de los procesos de enseñanza y aprendizaje que se dan en el aula. En palabras de Rodrigo y Cubero (2000) estas concepciones constructivistas educativas estarán relacionadas con los diferentes escenarios de construcción del conocimiento, metas, agentes y modelos de cambio.

En particular, en el ámbito de la didáctica de las ciencias han tenido influencia significativa cuatro versiones del constructivismo (Marín, 2003):

- (1) El *constructivismo piagetiano*: con la aplicación de diversas aportaciones de las teorías de Jean Piaget, por ejemplo sobre niveles evolutivos, teoría de la equilibración, operaciones formales, etc. Su posición epistemológica está enriquecida sobre la base de múltiples elaboraciones teóricas y experiencias de carácter psicológico. Tuvo especial incidencia en proyectos curriculares de los años 60 y 70, con modelos de enseñanza y formas de intervención derivadas de los desarrollos epistemológicos y psicológicos.
- (2) El *constructivismo humano*: basado inicialmente en la teoría del aprendizaje significativo de Ausubel, desarrolla una teoría de aprendizaje en el contexto de la educación formal. Tuvo su auge a finales de los 70 y en los 80, con propuestas educativas como los mapas conceptuales o la V de Gowin.
- (3) El *constructivismo social*: comienza a finales de los 70 y es llamado inicialmente como “movimiento de las concepciones alternativas” por el interés en las ideas de los alumnos sobre contenidos específicos. Se basa en premisas sencillas como que los alumnos deben aprender ciencias en consonancia con aspectos individuales, históricos y sociales de la actividad científica. Se preocupa por los problemas que surgen en la clase de ciencias sin un soporte teórico coherente y único. Algunos de sus seguidores se basan en la teoría de los constructos personales de Kelly o en el modelo del aprendizaje generativo de Wittrock, aunque la mayoría se apoya en la Historia y Filosofía de la Ciencia, guiados por la analogía “el alumno como científico”.
- (4) El *constructivismo radical*: comienza en los 90 y está basado en una postura epistemológica idealista (von Glasersfeld, 1993), que rechaza al realismo ontológico, a la idea de que los constructos son una réplica o reflejo de estructuras que existen independientemente del pensamiento de las personas. Hace hincapié

en la confrontación filosófica más que en abordar cuestiones de aula. Gira alrededor de la naturaleza del conocimiento sin producir una perspectiva psicológica correspondiente, por ello ha producido propuestas didácticas muy diferentes y polémicas (Marín, 1999).

Dentro del plano de la construcción individual del conocimiento, es conveniente distinguir entre dos posiciones constructivistas de acuerdo a sus posturas sobre el origen y construcción del conocimiento, éstas le permitieron a Pozo (1989) establecer las diferencias fundamentales entre las teorías cognitivas del aprendizaje asociacionistas y las de la reestructuración. Estas posiciones constructivistas son:

(a) El *constructivismo estático* o mecanicista, admite que entre el conocimiento y la realidad se pueden establecer correspondencias directas y que lo que el sujeto aprende de la realidad depende de sus conocimientos previos. Respeto el principio de correspondencias entre las representaciones y el mundo. Mantiene la analogía de la mente como un procesador simbólico (asociacionismo computacional), donde los mecanismos son estables y sólo se modifican por intervención exterior. Las corrientes que establecen la analogía “el alumno como científico” también caen en la postura del constructivismo estático al contener constructos y mecanismos que no diferencian suficientemente lo lógico de lo psicológico (Marín, 2003).

(b) El *constructivismo dinámico* u organicista, aborda el conocimiento desde una perspectiva orgánica, no reduccionista (las propiedades del todo no son iguales a la suma de las propiedades de las partes) que rechaza la idea de correspondencia directa entre conocimiento y realidad. Rechaza la analogía de la mente como un ordenador y admite que la estructura cognitiva es construida por procesos de asimilación y acomodación, que le permiten asignar significados. Pozo (1989) aclara que las teorías de la reestructuración asumen, además de la posición estática, un constructivismo dinámico, por el que no sólo se construyen interpretaciones de la realidad a partir de los conocimientos anteriores, sino que también esos mismos conocimientos se construyen en forma de teorías. Por ello, la reestructuración no es una consecuencia directa del comportamiento de los objetos, no se corresponde con ellos; por el contrario, es producto de la toma de conciencia de que las estructuras conceptuales propias no se corresponden con la realidad sobre la que se proyectan. Esta posición epistemológica es asumida por el constructivismo piagetiano, la teoría del aprendizaje de Vygotsky y por el constructivismo radical, “radical” porque lleva hasta el extremo las posiciones idealistas de la posición piagetiana (Marín, 2003).

La teoría del aprendizaje significativo verbal de Ausubel dentro del constructivismo humano, es incluida en el constructivismo estático por Marín (2003), dado su compromiso con los modelos mentales como redes conceptuales semánticas. En cambio, Pozo (1989) la considera como una teoría organicista dado que Ausubel pone el acento en la organización del conocimiento en estructuras y en las reestructuraciones que se producen debido a la interacción entre esas estructuras y la nueva información.

En las teorías organicistas, la reestructuración de las teorías personales o estructuras conceptuales se explica por la confrontación de las teorías con la realidad, del sujeto con el objeto. En palabras de Claxton (1987): “*lo que hago depende de lo que mi teoría me dice sobre el mundo, no de cómo es el mundo en realidad... Sin embargo, lo que sucede después depende de cómo es el mundo en realidad, no de cómo creo que*

es”. Pozo (1989) destaca que la toma de conciencia de esos desequilibrios es progresiva y gradual, donde existe una acumulación por repetición de desequilibrios que conducen a regularidades que pueden traducirse en una integración o reestructuración; es decir, el cambio cualitativo es un producto de un incremento cuantitativo previo, por ejemplo la acumulación de asociaciones repetidas; con lo cual este autor establece un nexo entre las teorías asociacionistas y las teorías de la reestructuración, y desarrolla la aplicación de esta integración para la instrucción.

Si la influencia epistemológica en la enseñanza de las ciencias puede resumirse en “obsérvese cómo se lleva a cabo la actividad del científico (la construcción social del conocimiento científico) y enséñese en consecuencia” y la influencia psicológica en “obsérvese cómo aprende el alumno y enséñese en consecuencia” (Marín, 2003), la didáctica genera un tipo de conocimiento integrador que puede sintetizarse en “Enséñese en consecuencia con la complejidad de las relaciones que se dan entre conocimiento, sujeto, docente, grupo y factores externos al aula”. Todas estas afirmaciones son superadoras de fórmulas más simplistas provenientes del modelo de recepción y transmisión del conocimiento, como la siguiente: “explique claramente los conocimientos y los alumnos aprenderán”.

A continuación se desarrollan algunos postulados aceptados por las distintas orientaciones constructivistas, a los cuales la presente investigación se adhiere:

. Existe pleno acuerdo en que los alumnos no llegan a la escuela como una tabula rasa o como un recipiente vacío sino con representaciones, creencias y presuposiciones sobre la forma en cómo el mundo físico funciona. Poseen un rico conocimiento del mundo basado en sus experiencias cotidianas. Esta afirmación es una de los más importantes hallazgos de la psicología del desarrollo y cognitiva.

. El enfoque constructivista de la enseñanza y el aprendizaje considera, por un lado, al sujeto que aprende como parte activa en el proceso de aprendizaje e implicado en aportar sus conocimientos previos para construir significados en situaciones nuevas. Por otro lado, considera al sujeto que enseña como parte indispensable en dicho proceso de construcción de conocimientos dado que con su intervención posibilita el aprendizaje. Construir significados implicaría generar relaciones entre el conocimiento ya existente y los nuevos fenómenos y/o información.

. Esta afirmación de que el conocimiento es construido activamente por el sujeto que conoce, es mencionada sin más precisiones, por la mayoría de los trabajos alineados con el constructivismo social. Esta postura es denominada por von Glasersfeld como *constructivismo trivial*. Este autor sugiere que la afirmación anterior se debe complementar con otro principio: que la función de la cognición es adaptativa y sirve a la organización de las experiencias sobre el mundo y no al descubrimiento de una realidad ontológica, donde conocer es un proceso de organización de las experiencias en un modo eficaz, en el cual los hechos no son elementos del mundo independiente, sino elementos de la experiencia del observador (Marín, 2003).

. Los estudiantes construyen su propio conocimiento desde varias fuentes: conocimiento y experiencias previas, enseñanza formal, fuentes informales (familiares, amigos), de información disponible en varios formatos, etc. Este proceso de construcción se da constantemente y lleva a reorganizar la información adquirida. El conocimiento se organiza en estructuras, que en interacción con la nueva información cambian o se reestructuran.

. En síntesis, aprender es un proceso continuo, activo, acumulativo y constructivo. Se puede afirmar que este proceso está orientado hacia el objetivo de resolución de los múltiples tipos de problemas que afrontan los individuos. La habilidad de resolver problemas es un proceso complejo donde influyen muchos factores, entre ellos, la falta de conocimientos previos sobre la temática en particular.

. Así, el constructivismo, dentro de la didáctica de las ciencias, tiene que hablar de la enseñanza y no reducirse a una interpretación del aprendizaje. La generalización del término constructivismo ha llevado a calificar como constructivista “lo que uno ha hecho siempre”, donde el hincapié es puesto en el aprendizaje: “yo explico los conocimientos y mis alumnos lo reconstruyen en su cabeza”. La orientación constructivista más fructífera es la que apoye la construcción de un cuerpo de conocimientos propio en torno a los problemas específicos de la enseñanza – aprendizaje de las ciencias (Gil, Carrascosa y Martínez, 2000).

En el ámbito de la enseñanza de las ciencias, se intenta que el conocimiento progrese desde concepciones ingenuas hasta concepciones apropiadas desde el punto de vista científico. Actualmente se debate sobre cómo se realiza ese cambio, si de una forma continua o de una forma radical, cuestiones que serán abordadas, más adelante, por esta investigación.

Las consideraciones anteriores demandan a la didáctica de las ciencias respuestas sobre la necesidad de un enfoque más efectivo para el problema central de cómo organizar el conocimiento teniendo en cuenta las interpretaciones de significado de los alumnos. En definitiva, demanda un cambio desde la visión lógica del experto de la organización de la disciplina a un enfoque basado en el que aprende y su relación con el conocimiento.

### **2.3.1 Conocimiento previo y concepciones alternativas**

Dentro de la gran variedad de términos que se utilizan para designar el conocimiento previo de los alumnos, algunos autores consideran conveniente diferenciar las ideas de los alumnos previas a la enseñanza formal, con términos como ideas previas o intuitivas, de las ideas que poseen posteriores a la instrucción. En este sentido, las llamadas *concepciones alternativas* corresponderían a las ideas de los estudiantes, manifestadas posteriormente a algún tipo de instrucción, dado que constituyen comprensiones comunes e inadecuadas que difieren de las ideas aceptadas científicamente. A su vez, cuando una concepción alternativa se usa en una forma consistente en varios contextos o eventos suele ser llamada esquema alternativo.

Abimbola (1988) diferencia errores o concepciones erróneas (misconceptions) de concepciones alternativas o esquemas alternativos (alternative frameworks). Los errores generalmente pueden ser reconocidos como tales por los estudiantes cuando se les presenta la concepción científica, dado que son claramente inconsistentes con la concepción científica y son poco defendidos por los estudiantes. En cambio, las concepciones alternativas son sostenidas con firmeza y de una forma persistente, que excede a los errores duraderos.

Este autor sugiere que es preferible usar el término concepciones alternativas que esquemas alternativos, dado que esquemas se refieren más a la organización de las ideas que a las ideas en sí mismas. Afirma que los esquemas no son lo que revela la investigación sobre las concepciones de los alumnos sino lo que se infiere de lo que los estudiantes nos dicen durante las entrevistas o mediante cualquier otra técnica. Estas inferencias pueden ser falibles. El término esquema es especialmente útil cuando se pueden agrupar las concepciones de los alumnos bajo títulos como “aristotélicas”, “lamarquianas”, etc.; aunque establecer un paralelismo entre las ideas de los estudiantes con las ideas históricas de la ciencia no es algo que generalmente sea posible. Por su parte, el término concepción alternativa en más general e inclusivo.

Con argumentos similares, Furió (1996) distingue entre concepciones alternativas, lo que los estudiantes nos dicen acerca de algo; y esquemas alternativos, las relaciones o asociaciones que el investigador supone que existen entre varias concepciones alternativas. Desde la perspectiva del constructivismo dinámico, el proceso por el cual el investigador trata de inferir el conocimiento del alumno, es básicamente una interacción entre el conocimiento del investigador y del alumno, que no sólo aporta información de este último. Esto plantea críticas metodológicas a las investigaciones frecuentes sobre las concepciones de los alumnos, dado que el investigador no sería neutral sino que estaría implicado en los resultados de la investigación.

Los esquemas alternativos fueron definidos inicialmente por Driver y Easley (1978). En el trabajo de Hewson (1981) se encuentra una de las primeras menciones sobre las concepciones alternativas. Trumper y otros (2000) afirman que prefieren el término de esquemas alternativos dado que muchas de las concepciones de los alumnos abarcadas por la investigación pueden ser consideradas como intentos de los estudiantes de asimilar las teorías de una cultura específica (la científica) en sus conceptos iniciales durante el proceso de adquisición de conocimiento. En concordancia utilizan para la energía esquemas alternativos como: “antropocéntrico”, “depositario”, “ingrediente”, “actividad”, “producto”, “causa”, “funcional” y “flujo”.

La investigación se ha detenido en las siguientes propiedades de las concepciones alternativas: coherencia, universalidad, persistencia y consistencia (Driver, 1981; Driver, 1988; Driver, Guesne, y Tiberghien, 1992; Pintó y otros, 1996):

. Coherencia: si la concepción presenta contradicciones internas. Algunas de las denominaciones empleadas como “esquemas o estructuras conceptuales”, “teorías de los alumnos”, “ciencia de los alumnos”, estarían indicando un grado de coherencia supuesta por el autor. Se pone de manifiesto al enfrentar al alumno con contradicciones internas de su discurso. Las investigaciones han mostrado, en general, un grado variable de coherencia.

. Universalidad: se refiere a si estudiantes de distintos países y culturas muestran concepciones parecidas sobre los mismos fenómenos. Los estudios han mostrado cierto grado de universalidad en las concepciones, que estaría en concordancia con asumir la influencia de la propia constitución y funcionamiento del sistema cognitivo humano. Sin embargo, pueden encontrarse algunas diferencias basadas en factores ambientales, culturales y lingüísticos.

. Persistencia: se refiere a la resistencia al cambio o estabilidad de las ideas. Algunas concepciones, como las basadas en la experiencia cotidiana, son más persistentes incluso a pesar de esfuerzos educativos por cambiarlas.

. Consistencia: si el alumno utiliza una concepción determinada ante el mismo concepto científico pero en contextos diferentes. En este sentido se diferencia de la coherencia que tendría que ver con la lógica interna del discurso. Los resultados de las investigaciones parecen indicar la falta de consistencia de los estudiantes en la utilización de sus concepciones alternativas: los estudiantes tienden a responder en forma incoherente ante ejercicios relacionados con el mismo concepto científico (ej.: Clough y Driver, 1986). El grado de consistencia depende del contexto: cotidiano-científico, teórico-práctico, lenguaje o formulación de la pregunta o problema, etc.

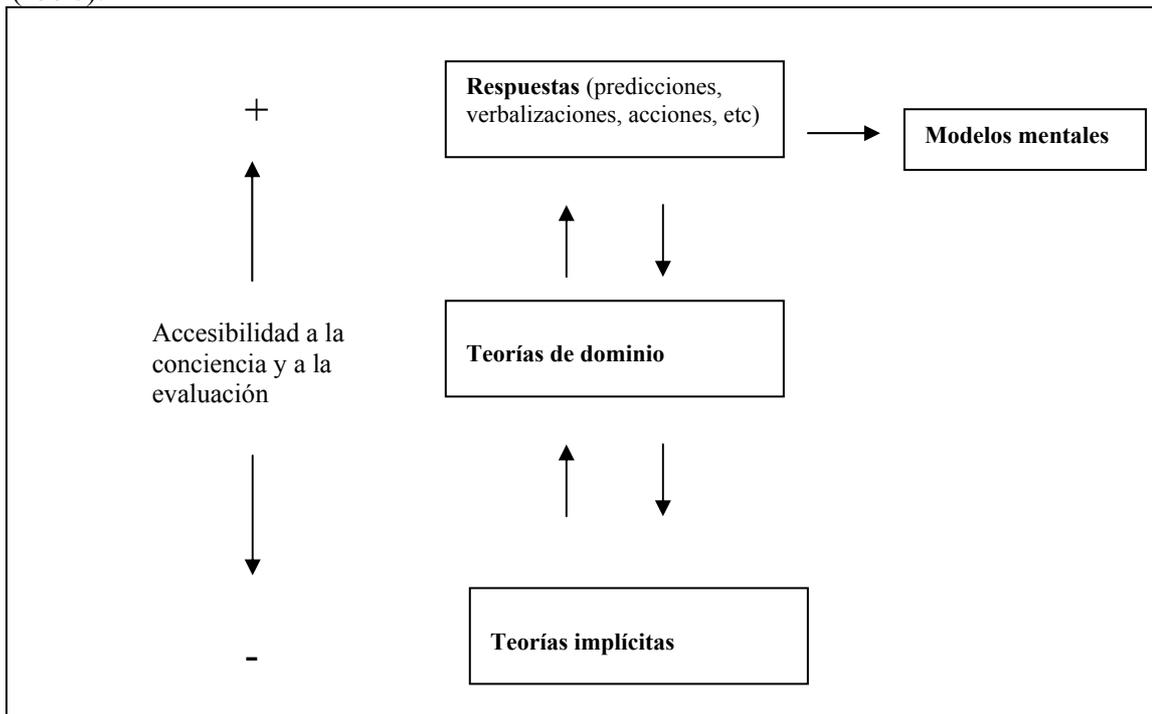
Cuestiones todavía no resueltas como la dependencia de las concepciones con el contexto o tarea (su coherencia), la relación o estructura entre ellas, las diferencias en la persistencia y resistencia al cambio, han llevado, como se desarrollará a continuación, a la búsqueda de nuevos modelos que puedan dar respuestas a estos interrogantes.

### **2.3.2 Concepciones alternativas y niveles de análisis de las representaciones mentales**

Para el estudio de las representaciones internas de los individuos, y para dar respuesta a las cuestiones planteadas en el apartado anterior sobre la coherencia y persistencia de las concepciones alternativas, el presente trabajo ha adoptado el modelo propuesto por varios autores (entre ellos Vosniadou (1994), Vosniadou y Ioannides (1998), Pozo y Gómez Crespo (1998), Rodrigo y Correa (1999), Pozo (1999)) que distinguen entre teorías implícitas, teorías de dominio y modelos mentales. Las consideraciones que siguen se basan fundamentalmente en supuestos de estos autores.

Los estudiantes emiten juicios, interpretaciones y predicciones ante preguntas o tareas que se le presentan, sobre las situaciones a que se enfrentan. Generan una representación en forma de imagen o hecha explícita a través del lenguaje. Muchas de estas representaciones elaboradas *ad hoc* tienen un carácter situacional o contextual que se activan en la memoria de trabajo, y son los *modelos mentales*; mientras que otras representaciones por su uso reiterado en distintos contextos tienen un carácter estructural o esquemático. Son representaciones más estables y constituyen teorías, que se almacenan en la memoria a largo plazo, y en esta clasificación se denominan *teorías de dominio y teorías implícitas*. Es decir, se argumenta que los conceptos están inmersos en estas estructuras teóricas mayores (Cuadro 2.3).

Cuadro 2.3: Niveles de análisis de las representaciones según Pozo y Gómez Crespo (1998).



A continuación se profundiza en cada uno de estos constructos.

**. Teorías marco o teorías implícitas:**

Las teorías marco consisten en un conjunto de presuposiciones ontológicas y epistemológicas que no están disponibles a la conciencia, que regulan el proceso de adquisición de conocimiento acerca del mundo físico (Vosniadou y Ioannides, 1998).

Las teorías implícitas están constituidas por un conjunto de restricciones o reglas en el procesamiento de la información que se forman por observaciones de regularidades recurrentes en situaciones similares. Estas regularidades hacen predecible y controlable el mundo. Se construyen fundamentalmente por procesos asociativos e inductivos, en forma implícita.

Las teorías implícitas son de naturaleza esquemática. Constituyen esquemas que se activan e integran para comprender lo nuevo. En este sentido, el aprendizaje requeriría la integración de esquemas de conocimiento. Los esquemas son conjuntos prototípicos de conocimientos que se activan y aplican para aprender una nueva información (Rodrigo y Correa, 1999).

Estas teorías son estables y susceptibles de cambios parciales a través de cambios en los modelos mentales. Para su cambio total requerirían de un verdadero cambio conceptual, dado que las presuposiciones epistemológicas tienen que ver con la naturaleza de nuestro conocimiento (naturaleza de la explicación o del aprendizaje). Por ejemplo, las explicaciones causales (Vosniadou y Ioannides, 1998) o las explicaciones antropomórficas o artificialistas en el trabajo de Astolfi (1994), etc.

Las presuposiciones ontológicas se refieren a las clases de entidades que asumimos que existen y a la forma en que las categorizamos, por ejemplo en: materiales, objetos físicos o las propiedades de los objetos físicos. Algunos consideran a las fuerzas como propiedades del objeto (Vosniadou, 1994) o no conciben a los gases como materia (Astolfi, 1994), o conciben como sustancias a procesos como el calor (ej. Chi y otros, 1994).

Pozo y Gómez Crespo (1998) agregan a estos dos tipos de presuposiciones, las presuposiciones o principios conceptuales, que se refieren al dominio de las ideas de: causalidad e interacción; cambio, conservación y equilibrio y al uso de reglas cuali y cuantitativas. En esta última categoría, se pueden incluir las reglas intuitivas sugeridas en varios trabajos por Stavy (Ej: Stavy y Tirosh, 2002).

### **. Teorías de dominio o teorías específicas:**

Las teorías de dominio constituyen un conjunto de representaciones activadas por los sujetos en un dominio específico, por ejemplo un área de conocimiento científico como la química. Son menos accesibles para los sujetos y para los investigadores, aunque a partir de una serie de tareas el investigador puede inferirlas como una regularidad conceptual, por ello se corresponden con las concepciones alternativas.

En otras palabras, las teorías específicas consisten en un conjunto de proposiciones o creencias que describen el comportamiento y las propiedades de los objetos físicos. Son generadas a través de la observación o a través de la información presentada en diversos contextos culturales (Vosniadou y Ioannides, 1998) y se estructuran a partir de una serie de restricciones o supuestos implícitos de las teorías implícitas o teorías marco.

### **. Modelos mentales:**

Para Vosniadou (1994) el nombre de modelos mentales viene dado porque constituyen una clase especial de representaciones mentales, una representación analógica, que los individuos generan durante su funcionamiento cognitivo, que tiene la característica especial de preservar la estructura de lo que se supone que representa. Son representaciones dinámicas que pueden ser manipuladas mentalmente para proveer explicaciones causales y predicciones sobre los fenómenos físicos (Vosniadou y Ioannides, 1998).

Como ya se ha mencionado, un modelo mental es una representación dinámica y temporal basada en una parte específica de nuestras creencias sobre el mundo, activada y actualizada por los contenidos de una tarea o situación (Rodrigo, 1993). Dentro de estos tres niveles de análisis de las representaciones, los modelos mentales constituyen el nivel más superficial y el más accesible a la conciencia, a la evaluación y a la investigación.

Al contrario de las teorías de dominio o de las teorías marco, los modelos mentales son representaciones dinámicas, inestables y flexibles de la tarea o situación que surgen de la integración de parte de su teoría implícita y de las demandas de la tarea o situación. Se generan en la memoria de corto plazo, o memoria de trabajo y se modifican con las condiciones de la tarea o en el proceso de resolución de la misma. Es

decir, constituyen una construcción episódica del conocimiento que opera en el aprendizaje de dominios específicos de conocimiento.

Estos tres constructos están íntimamente relacionados entre sí. Vosniadou y Ioannides (1998) asumen que estas estructuras conceptuales forman una compleja red que interrelaciona observaciones, creencias y presuposiciones en un esquema explicativo relativamente coherente.

### 2.3.3 Teorías implícitas y teorías científicas

Para profundizar el conocimiento de las teorías implícitas, en este párrafo se discuten algunos argumentos que permiten diferenciarlas de las teorías científicas.

Siguiendo las consideraciones presentadas por Pozo y Gómez Crespo (1998), las teorías implícitas, definidas anteriormente, difieren de las teorías científicas no sólo en el contenido factual sino en ciertos *principios organizadores*. La complejidad de estos principios aumenta de las teorías implícitas a las teorías científicas, como puede verse en el Cuadro 2.4, que distingue entre principios epistemológicos, ontológicos y conceptuales:

Cuadro 2.4. Tres dimensiones de cambio en el aprendizaje de las ciencias, según Pozo y Gómez Crespo (1998, pág. 120).

#### Principios epistemológicos

Realismo ingenuo	Realismo interpretativo	Constructivismo
La realidad es tal como la vemos. Lo que no se percibe no se concibe.	La realidad existe y tiene sus propiedades, aunque no siempre podamos conocerla directamente, pero mediante la ciencia y la técnica podemos saber cómo es realmente.	El conocimiento científico es una construcción que nos proporciona modelos alternativos para interpretar la realidad, pero que no son parte de la realidad.

#### Principios ontológicos

Estados	Procesos	Sistemas
Interpretación del mundo en términos de estados de la materia desconectados entre sí.	Los fenómenos se interpretan como una sucesión de hechos relacionados entre sí mediante ciertos procesos.	Los fenómenos se interpretan a partir de un conjunto de relaciones complejas que forma parte de un sistema.

#### Principios conceptuales

Hechos o datos	Causalidad simple (de simple a múltiple)	Interacción
Los fenómenos y hechos se describen en función de las propiedades y cambios observables.	Los fenómenos se explican mediante relaciones causales simples que evolucionan a distintos grados de complejidad.	Las propiedades de los cuerpos y los fenómenos se interpretan como un sistema de relaciones de interacción.
Cambios sin conservación	Cambio con conservación	Conservación y equilibrio
Sólo cambia aquello que vemos que se altera. Necesidad de explicar lo que cambia pero no lo que permanece.	Se acepta la conservación de propiedades no observables pero no el equilibrio.	Los distintos fenómenos se interpretan en términos de interacción, lo que lleva a la conservación y al equilibrio.

Relaciones cualitativas	Reglas heurísticas	Relaciones cuantitativas
Los fenómenos se interpretan en forma cualitativa.	Utilización de reglas simplificadoras.	Proporción, probabilidad, correlación.

Para un experto en un campo científico, que tiene desarrollados esos principios organizadores en teorías científicas de su dominio, sería más sencillo entender una teoría científica en otro campo, dado que puede percibir su estructura o su complejidad aún sin dominar su contenido.

Para estos autores, la enseñanza de estos principios a los alumnos no debería convertirse en un objetivo educativo en sí mismo, sino en una vía para desarrollar sus capacidades. Se trataría de construir estos esquemas o principios en dominios o contextos específicos como respuesta a determinados problemas, que luego se generalizarían a otros nuevos contextos.

### **2.3.4 Discusión sobre las concepciones alternativas y el modelo de las teorías implícitas**

Esta perspectiva de distintos niveles de análisis de las representaciones internas de los sujetos permite responder algunas cuestiones que han surgido en la investigación de las llamadas concepciones alternativas; por ejemplo, la dependencia de las concepciones con el contexto o tarea, la relación o estructura entre ellas, las diferencias en la persistencia y en la resistencia al cambio, etc.

Los modelos mentales no tendrían el rango de concepciones alternativas, con sus características de estabilidad, generalidad, coherencia y resistencia al cambio, dado su carácter situacional. En palabras de Pozo (1999), aunque los modelos mentales son accesibles a la conciencia del sujeto pueden no encontrarse explícitamente en el sistema cognitivo del sujeto. La construcción de modelos mentales explica los efectos del contexto en la evaluación de concepciones alternativas y la consistencia variable de muchas de ellas.

En otros términos, las concepciones de los alumnos pueden ser implícitas no sólo porque el sujeto no puede expresarlas por no ser conscientes de ellas, sino también porque no están presentes en la memoria permanente del sujeto. En este sentido, gran parte de las concepciones alternativas de los alumnos se corresponden más a modelos mentales que a representaciones esquemáticas (Oliva, 1999), aunque muchas investigaciones asumen que estas ideas son permanentes. Lo que permanece son los rasgos estructurales de esos modelos mentales o estructura de las teorías implícitas en las que se basan esos modelos mentales (Rodrigo y Correa, 1999). Las teorías de dominio alcanzarían el rango de concepciones alternativas (o de esquemas alternativos) por cumplir sus cuatro características.

Este esquema, que diferencia teorías implícitas, teorías de dominio y modelos mentales, puede actuar como un modelo integrador de distintas líneas de trabajo que se han llevado adelante sobre el conocimiento previo de los alumnos. En este sentido, este esquema integra los tres enfoques de la investigación sobre las concepciones

alternativas reconocidos por Pintó, Aliberas y Gómez (1996): concepciones alternativas, formas de razonar y modelos mentales.

Ya se han mencionado algunas relaciones entre las concepciones alternativas y los modelos mentales, a continuación se puede argumentar que las formas de razonamiento están muy ligadas a los principios o suposiciones que rigen a las teorías implícitas.

Para Pintó, Aliberas y Gómez, el enfoque que investiga las formas de razonamiento surge como un intento de dar una explicación a las concepciones de los alumnos y tratar de ir más allá de estudios descriptivos. Un intento de inferir una lógica interna de las argumentaciones, una estructura entre ellas.

Estas tendencias de razonamiento tienen un rango transversal dado que se presentan en distintos contenidos y en distintas ramas de la ciencia, y como se ejemplifica a continuación, pueden interpretarse dentro de los principios organizadores de las teorías implícitas.

Las formas de razonar incluyen los obstáculos epistemológicos, en la tradición de Bachelard (1938), como el antropomorfismo, el animismo, la necesidad de substancialización de los conceptos, el obstáculo verbal, etc.

La reducción funcional, mencionada por ejemplo en los trabajos de Viennot (1988) es otra de las formas de razonamiento frecuentes en los estudiantes y consiste en no tener en cuenta todas las variables que intervienen en un fenómeno o problema. Por ejemplo, el estudiante puede considerar una sola variable a la vez o no tener en cuenta qué variables influyen o no en una constante física.

La utilización de razonamientos lineales causales es una modalidad de la reducción funcional, donde ante problemas complejos se argumenta con cadenas lineales del tipo “una causa produce un efecto”. Estas conexiones causales tienen una significación temporal, “la causa precede al efecto”, que haría que a los alumnos les resulte más fácil explicar situaciones de cambio que de equilibrio.

En esta línea de trabajo, algunos autores como Furió y Calatayud (2000) relacionan la reducción funcional con la fijación funcional. La fijación funcional consiste en la aplicación de una única estrategia en la resolución de problemas o situaciones. El origen de la fijación funcional puede ser atribuido al uso reiterado de ese algoritmo en ejercicios de aplicación, favoreciendo un aprendizaje repetitivo de esa estrategia que, incluso, puede no tener un significado físico o químico para el aprendiz. Este algoritmo le permite al alumno llegar a una respuesta final, aunque le impide el uso de otras estrategias.

Astolfi (1994) diferencia los términos “concepción” y “obstáculo”. Donde las concepciones están ligadas a un contexto de conocimiento particular (electricidad, fuerza, digestión, cambio químico, etc) y constituyen ideas previamente construidas que tienden a perdurar, casi sin sufrir modificaciones por la enseñanza, ideas que brindan una explicación funcional para el alumno pero que generalmente se alejan del saber erudito. En cambio, un obstáculo presenta un carácter más general y más transversal que la concepción. El obstáculo explica y estabiliza la concepción. Varias concepciones sin aparente vinculación pueden emerger del mismo obstáculo o varios obstáculos pueden

converger en una sola concepción. Los obstáculos constituyen el “núcleo duro” de las representaciones. Astolfi cita como ejemplos al razonamiento lineal causal, el pensamiento por parejas antagónicas (ej.: lo vivo y lo no vivo), los gases no son materia, la homogeneidad entre los niveles microscópicos y macroscópicos, etc. En definitiva, los obstáculos que menciona Astolfi están asociados con teorías de dominio o con principios que restringen las teorías implícitas.

También, y análogamente a los obstáculos propuestos por Astolfi, se pueden considerar a las reglas o razonamientos intuitivos propuestos por Stavy (Tirosh y Stavy, 1996, Stavy y Tirosh, 2002). Estos razonamientos se ponen en juego en una amplia gama de ejercicios que no guardan relación conceptual alguna. Por ejemplo, en tareas de comparación “cuanto más A, más B”, “la misma A, la misma B” y en tareas de subdivisión “todo tiene un final”, “todo se puede dividir infinitamente”. Según estos autores las respuestas ante muchas situaciones están dirigidas por un número pequeño de reglas intuitivas, de poder explicativo y predictivo. Son intuitivas porque a sus protagonistas les parecen evidentes y les brindan seguridad.

Así, para muchos investigadores, en estas formas de razonamiento estaría el origen de las concepciones alternativas detectadas. Por ejemplo, para Boo (1998) las concepciones alternativas surgen por confusión, por carencia de pensamiento formal o por un razonamiento que atiende un solo factor. Una estrategia para abordar estas dificultades en las formas de razonar consiste en alternar situaciones en las que un mismo objeto sea trabajado globalmente y particularmente, es decir en casos concretos y en forma transversal (Astolfi, 1994).

Vosniadou (1994) introduce los conceptos de modelos mentales iniciales y modelos mentales sintéticos. Los *modelos mentales iniciales* comprenden las primeras representaciones que construyen los niños sobre el mundo físico antes de ser expuestos a la enseñanza de las ciencias. Los niños sobre la base de su experiencia cotidiana han adquirido conocimientos sobre fenómenos físicos (tales como los estudiados por esta autora: la forma de la Tierra, el día y la noche, las fuerzas, etc.) La instrucción produce cambios en esos modelos mentales iniciales favoreciendo la construcción de *modelos mentales sintéticos*, que representan intentos de síntesis de las explicaciones científicas dadas en clase con aspectos de sus ideas iniciales, en un esfuerzo de reconciliación de la información que reciben de la cultura. Así, por ejemplo, pasan de concebir a la tierra como un plano, a concebirla como una esfera achatada en donde nos ubicamos o como una esfera llena hasta la mitad.

En definitiva, las teorías implícitas brindan el marco necesario para interpretar a las concepciones alternativas de los alumnos, dado que las verdaderas concepciones alternativas se desprenden de las teorías de dominio. Esto promueve un cambio en la orientación metodológica en que se inscribe el estudio de las concepciones alternativas de los alumnos, dado que se debería hacer hincapié en las relaciones entre las concepciones y no en las ideas aisladas que expresan los alumnos. En donde los modelos mentales tienen significado como partes de un sistema de conocimiento más amplio. Esta orientación es tenida en cuenta en nuestra investigación.

## 2.4 El cambio conceptual

La transformación de las ideas de los estudiantes hacia las ideas científicas o, al menos, hacia concepciones más cercanas a las científicas, ha recibido, desde los años 80, el nombre de cambio conceptual.

La presente investigación se adhiere a una postura crítica sobre el llamado cambio conceptual. Ambas palabras “cambio” y “conceptual” son actualmente puestas en tela de juicio por la psicología cognitiva y del desarrollo. Por un lado, el aprendizaje deseado de las ciencias requiere más que un cambio de conceptos: requiere de un cambio en los procesos y representaciones mediante los cuales los estudiantes procesan los fenómenos científicos y no sólo un cambio en el contenido de esas representaciones (Pozo, 1999). Por otro lado, el cambio pretendido no es una sustitución radical, como inicialmente se propuso, si no, más bien, una revisión progresiva del sistema conceptual inicial a través de la incorporación gradual de elementos aceptados de las explicaciones científicas (Vosniadou y Ioannides, 1998).

Desde una visión constructivista no sería posible eliminar un contenido cognitivo, quitarlo y sustituirlo por uno nuevo. Si un esquema es una unidad de la organización cognitiva del sujeto con la función de asimilar sectores de su experiencia, sería posible incentivar a que esquemas nuevos tenga prioridad de activación frente a esquemas antiguos. Los cambios que percibiría el sujeto consistirían en incrementos en la capacidad de asimilación de esquemas, en la coordinación o diferenciación de esquemas, en los procesos de abstracción reflexiva, en las reestructuraciones cognitivas o en la toma de conciencia del contenido cognitivo implícito (Marín, 2003).

Entre las visiones iniciales del cambio conceptual, es un referente el trabajo de Posner et al (1982). Estos autores se apoyaron en algunas semejanzas con la filosofía e historia de la ciencia, en particular en los conceptos de “ciencia normal” y “revolución científica” formulados por Kuhn (1970), para desarrollar una teoría del cambio conceptual basada en la incompatibilidad entre las ideas de los estudiantes y las ideas científicas; ideas que se conciben como dos sistemas explicatorios distintos y bien organizados, donde el del alumno debe ser abandonado a favor del científico.

Esta teoría del cambio conceptual radical reconoce cuatro condiciones que deben cumplirse para que el cambio conceptual se produzca: (1) debe existir una insatisfacción con las concepciones existentes, (2) la nueva concepción debe ser entendible, (3) la nueva concepción debe ser inicialmente plausible, aceptable y (4) la nueva concepción debe ser útil, fructífera. Con el fin de producir esa insatisfacción con el conocimiento previo, la enseñanza debe promover situaciones de conflicto cognitivo.

Esta perspectiva de cambio conceptual, concebida como la sustitución de las concepciones de los alumnos por el conocimiento científico mediante el conflicto cognitivo, ha recibido críticas (resumidas por ejemplo por Pozo y Gómez Crespo, 1998), por diversas razones, entre ellas: (a) por la imposibilidad de eliminar o erradicar el conocimiento intuitivo del alumno y, en ocasiones, la inconveniencia de hacerlo; (b) el uso que ha adoptado este enfoque al ser absorbido por un enfoque tradicional en el que se indagan las ideas previas sin que se observen cambios en las metas, organización y evaluación del currículo; (c) concebir el cambio como puramente conceptual sin considerar aspectos relacionados con los procedimientos y las actitudes.

Para Gil, Carrascosa y Martínez (2000), desde un punto de vista constructivista, resulta esencial asociar la construcción de conocimientos a problemas, dado que todo conocimiento es la respuesta a una cuestión. Desde este punto de vista, resultarían inadecuadas las estrategias de cambio conceptual que suponen tomar las ideas de los alumnos como punto de partida para su cuestionamiento externo. En el tratamiento científico de los problemas las ideas son consideradas como hipótesis de trabajo, donde es necesario que el sujeto se esfuerce por imaginar otras hipótesis.

Tal como lo señalan Vosniadou y Ioannides (1998), en esta discusión sobre el cambio conceptual, se debe diferenciar el *proceso del cambio conceptual* con el *resultado final del cambio conceptual*. Indiscutiblemente un experto en alguna de las ramas de la ciencia opera sobre una teoría muy diferente a la de, por ejemplo, un alumno de primaria; ambos tienen una organización conceptual diferente de los conceptos científicos. No obstante, el proceso por el cual un novato se convierte en experto no es un cambio de teoría radical y repentino sino una reorganización gradual y suave de su estructura de conocimiento. Estos autores conciben al cambio conceptual como un *enriquecimiento conceptual* más que una reestructuración o reorganización repentina. Sin embargo, esto no implica que el experto haya perdido sus conceptos o esquemas iniciales, más bien que adquiere una flexibilidad cognitiva que le permite tomar distintas perspectivas o puntos de vista, dado que posee representaciones múltiples. Por ello, los objetivos de la educación científica deberían fomentar la elaboración de representaciones múltiples.

Estos autores también diferencian en su teoría: el *cambio conceptual espontáneo* y el *cambio conceptual basado en la instrucción*. El cambio espontáneo se refiere al cambio de las estructuras iniciales que surgen como resultado del enriquecimiento de las observaciones de los niños en un contexto natural, o producido por otras clases de aprendizaje cultural como el aprendizaje del lenguaje; más que como un resultado de las clases formales de ciencias. Por su parte, el cambio basado en la instrucción, surge como producto de las clases de ciencias. Un ejemplo de este cambio es el que se produce con la construcción de modelos sintéticos, que como ya se ha mencionado, provienen de intentos de reconciliar los modelos mentales iniciales con la nueva información recibida.

Otras conclusiones de interés sobre el aprendizaje, resultantes de las investigaciones llevadas adelante por el grupo encabezado por Vosniadou, son: (a) existen secuencias en la adquisición del conocimiento físico, (b) algunos aspectos del conocimiento de los niños sobre el mundo físico son más difíciles de cambiar que otros, (c) tanto niños como adultos no son concientes de la naturaleza hipotética de las presuposiciones y creencias que rigen su aprendizaje. Los niños y los novatos tienden a tomar en cuenta los hechos del mundo físico, más que las proposiciones de su esquema explicativo hipotético sujeto a verificación, esto da cuenta de la falta de sistematicidad y coherencia de sus esquemas explicativos con respecto a las teorías usadas por los expertos. No conocen que sus explicaciones sobre el mundo físico son hipótesis que pueden ser objeto de experimentación y falsación. En este marco, estos autores afirman que el cambio conceptual involucra no sólo cambiar las creencias específicas y presuposiciones sino también requiere el desarrollo de una conciencia metaconceptual y de la construcción de esquemas teóricos con mayor sistematicidad, coherencia y poder explicativo.

En esa línea, mencionan que las intervenciones educativas deben ser diseñadas para: (a) hacer que los estudiantes tomen conciencia de sus representaciones implícitas, así también como, de las creencias y preposiciones que las rigen, y (b) proveer a los alumnos con experiencias significativas con el objeto de que comprendan las limitaciones de sus explicaciones y se sientan motivados a cambiarlas. La falta de una conciencia metaconceptual hace que los alumnos no se cuestionen su conocimiento previo, lo que conduce a la asimilación acrítica de la nueva información en sus estructuras conceptuales existentes y a la falta de consistencia en sus razonamientos; es decir, a la formación de modelos sintéticos o concepciones alternativas. Por otro lado, es frecuente que los alumnos no sientan una razón para cambiar sus creencias, porque funcionan adecuadamente en la vida cotidiana y tienen años de confirmación.

Para Astolfi (1994) las concepciones alternativas constituyen manifestaciones de los obstáculos subyacentes, cuya persistencia se justifica por su poder explicativo. Los obstáculos no ceden ante la enseñanza, al menos que ésta permita construir alternativas razonables y accesibles al intelecto. La modificación de estos obstáculos no es una tarea simple, dado que requieren, en primer lugar, tomar conciencia de ellos, trabajarlos por confrontación y disponer de nuevos modelos accesibles a la comprensión.

Desde los principios ontológicos que subyacen en las teorías implícitas, el cambio conceptual ocurre cuando cambia la categoría a la cual el concepto es asignado (Chi, Slotta y Leeuw, 1994). Las tres categorías ontológicas principales: materia, procesos y estados mentales, son categorías incompatibles entre sí porque difieren en sus atributos o, en otras palabras, no existen atributos que compartan o solapen dos categorías. Por ejemplo, el cambio conceptual significaría dejar de concebir al peso, al calor o a la corriente eléctrica como materia y pasar a concebirlos como procesos.

A modo de conclusión, y a la luz de las consideraciones expresadas hasta el momento, en la presente investigación sobre el aprendizaje y la enseñanza del equilibrio químico, concebimos al cambio conceptual, no como un cambio radical de sustitución de unas ideas por otras, sino como una *integración conceptual jerárquica*, que concilia la coexistencia de representaciones intuitivas de conocimiento con ideas científicas. Es decir, nos adherimos a una perspectiva de cambio conceptual *como un proceso* (complejo, no lineal, que admite avances y retrocesos, determinado por cuestiones emocionales y sociales).

Algunas premisas que se destacan en esta postura del aprendizaje de las ciencias como cambio conceptual, son:

- . Concebir al aprendizaje como un proceso gradual durante el cual las estructuras de conocimiento existentes están en continuo enriquecimiento y /o reestructuración.
- . Tener en cuenta que, dentro de las estructuras conceptuales de los individuos, no todas las creencias o preposiciones tienen el mismo peso y por ello, algunas son más difíciles de cambiar que otras.
- . Entender que algunas creencias basadas en observaciones cotidianas son relativamente fáciles de cambiar, mientras que otras no lo son por estar apoyadas en restricciones o principios ontológicos y epistemológicos.
- . Favorecer la explicitación progresiva de procesos y representaciones. De allí la importancia de la metacognición, parte de la cual es implícita. Por ejemplo, la estrategia

de recorrer el material de trabajo y pensar sobre cómo ha evolucionado la labor realizada.

. Promover un ambiente que facilite las discusiones en grupo y la expresión verbal de las ideas, dado que este favorece la toma de conciencia metaconceptual. En este proceso los estudiantes deben ser ayudados a reconocer sus creencias y suposiciones preexistentes.

. Hacer evolucionar el tipo de procesos y representaciones desde los que se abordan las distintas situaciones que se enfrentan y sobre la naturaleza misma de las ciencias, buscando crear construcciones teóricas que tengan un mayor poder y adecuación explicativa.

. Favorecer las observaciones sistemáticas y los experimentos, dado que proveen con experiencias significativas que lleven a revisar las explicaciones que han construido.

. Fomentar el contacto sistemático con modelos alternativos y simulaciones que complementen las actividades experimentales. Estas experiencias tienen que ser teóricamente relevantes, es decir, que involucren a las presuposiciones subyacentes que rigen las representaciones de los alumnos y la forma en que ellos interpretan la información científica.

Esta perspectiva es superadora de la imagen estereotipada y sencilla del cambio conceptual, que se ha extendido en la mayoría del profesorado (Rodrigo y Cubero, 2000), consistente en tener en cuenta las concepciones de los alumnos, suscitar el conflicto entre distintas concepciones, emplear metodologías activas e intentar cambiar las representaciones, generalmente referidas a conceptos aislados y no de marcos conceptuales, o modelos explicativos como los que se pretenden abarcar en la propuesta de enseñanza elaborada en la presente investigación.

#### **2.4.1 Enseñanza de modelos y cambio conceptual**

Desde la perspectiva de concebir a la ciencia como una forma determinada de construir modelos, el aprender y enseñar ciencias consistirían en contrastar y argumentar diferentes modelos para diferentes problemas de modo que se puedan integrar o redescibir entre sí (Pozo y Gómez Crespo, 1998).

Para Karmiloff-Smith (1992), las clases de ciencia no deberían tener el objetivo de sustituir el conocimiento cotidiano e intuitivo del alumno sino redescibirlo en modelos más complejos. La explicación o redescipción de modelos más simples con modelos más complejos, no implicarían la anulación cognitiva de los mismos. La utilidad predictiva de los modelos intuitivos se mantendría, especialmente, en contextos cotidianos.

Esta redescipción representacional es entendida, en términos de Pozo (1999), como una traducción de una representación a formatos y representaciones más potentes y explícitos, que requieren disponer de códigos o lenguajes que hagan posible la nueva representación, además de estructuras conceptuales que puedan asimilar los nuevos modelos.

En las clases se presenta información, los estudiantes convierten parte de esa información en representaciones. Estas representaciones se convierten en conocimiento cuando pueden hacerlas explícitas. La función de la enseñanza sería, en definitiva, convertir las representaciones en conocimiento, para ello tiene que brindar escenarios e intervenciones que permitan reconstruir o redescubrir las representaciones (Pozo, 2001). Donde el estudiante pueda generar su propio modelo de la información y ponerlo en juego. En definitiva, la función de la enseñanza es favorecer un conocimiento epistémico, un conocimiento para comprender, no un conocimiento práctico para aprobar exámenes.

Las representaciones implícitas se ponen en juego en situaciones problema diseñadas especialmente para ese fin. La planificación, desarrollo y evaluación diferencian a la educación formal de la informal. La intervención sistemática docente busca que se conviertan en problemas cuestiones que antes no lo eran para el alumno, en problemas para comprender. El valor instruccional de cualquier propuesta didáctica a desarrollar estará en sus posibilidades epistémicas, es decir en las posibilidades representacionales que brinde.

Además del enfoque de “la construcción de modelos a través de modelos intermediarios” propuesto por Clement (2000), desarrollado en el capítulo anterior, otras propuestas didácticas que relacionan el cambio conceptual con el aprendizaje de modelos son: la idea de “progresión de modelos” (Smith, Snir y Grosslight, 1992) y “la enseñanza por explicación y contrastación de modelos” (Ogborn, y otros, 1998; Pozo y Gómez Crespo, 1998).

En esta postura, el contrastar modelos con otras concepciones explícitas es entendido como realizar un contraste teórico más que un contraste empírico. El discurso no es unidimensional sino perspectivista dado que el profesor presentaría distintos modelos sobre un fenómeno. Estos modelos son interpretados por los estudiantes que deben apreciar sus semejanzas y diferencias, poner en juego sus propias concepciones, de manera que los modelos del alumno se vayan enriqueciendo y profundizando (Pozo y Gómez Crespo, 1998).

La presentación de distintos modelos históricos evitaría la distorsión consistente en presentar sólo las reconstrucciones “útiles” para la comprensión de los paradigmas actuales con el objeto de evitar desviar la atención o provocar confusiones a los estudiantes (Bizzo, 1993). Por ejemplo, Siegel (1979) menciona haber tenido éxito con un curso sobre mecánica celeste donde presentó a sus alumnos diversos modelos, que sin embargo no condujeron a confundir los puntos centrales del modelo vigente. En este sentido, Siegel argumenta:

*“¿Por qué presentar los problemas, conceptos o modelos de maneras diversas va a introducir confusión en lo ya aprendido o va a obstaculizar la capacidad del estudiante en la comprensión del paradigma actual? ¿Por qué no pueden aportar un contexto más rico de donde derivar la forma alternativa de ver el problema? (...) Más bien demostraría la eficacia del paradigma actual y aumentaría la comprensión del estudiante. Por analogía, podría también mostrar al estudiante que la teoría científica actual es falible, estimulando una postura crítica que se convierta en una postura de búsqueda de mejoras.”* (Citado por Bizzo, pág. 8)

Teniendo en cuenta las consideraciones emitidas hasta el momento, la Propuesta Didáctica elaborada en esta investigación, se orienta a:

- . Producir un cambio en los modelos mentales y en otras representaciones que los determinan. Para que la enseñanza sea eficaz debe apuntar a cambiar las teorías implícitas, con sus principios o presuposiciones en que se basan. Esto significaría ir más allá del aprendizaje de contenidos específicos por sí mismo, para producir capacidades, cambios en las formas de pensar y de interpretar la información.
- . Construir teorías de dominio adecuadas, como la teoría cinética molecular, de gran poder explicativo, que permitan agrupar en ella mucha información y actuar (desde el punto de vista del procesamiento de la información) de una forma más eficiente.
- . Secuenciar los contenidos a enseñar de acuerdo al enfoque sugerido por Clement, en el cual a través de modelos intermediarios se apunta a la construcción de un modelo más complejo, y cercano al modelo científico, objetivo de la enseñanza.
- . Tomar en cuenta los distintos modelos históricos, que surjan de una revisión de la evolución histórica del concepto a enseñar, con la intención de presentar una visión perspectivista y contrastar dichos modelos con posibles concepciones de los alumnos.
- . Brindar un espacio individual, para la revisión de las representaciones propias del estudiante, y un espacio grupal o de colaboración horizontal con sus compañeros para explicitar y compartir códigos y, finalmente, ofrecer un espacio asimétrico de interacción con el profesor. El profesor presenta un conocimiento complejo y resalta la necesidad de acercarse a él como un conocimiento epistémico.
- . Promover estrategias para que los estudiantes pongan en juego los modelos construidos anteriormente en el ámbito educativo (dado que para el caso del aprendizaje de un tema abstracto como el equilibrio químico los estudiantes no tienen concepciones previas desarrolladas en su experiencia cotidiana). Que apliquen sus modelos, los amplíen y reestructuren en función de los nuevos contenidos que se introducen.
- . Hacer ver a los alumnos que están constantemente utilizando modelos y discutir cuál es su papel en el desarrollo de la ciencia y en el aprendizaje, remarcando que la ciencia avanza con la construcción de teorías y modelos, concebidos como construcciones humanas explicativas, más que avanzar por la acumulación de hechos.

## CAPÍTULO 3

### FUNDAMENTOS DIDÁCTICOS

#### 3.1 Aprendizaje de la química y tipos de conocimiento

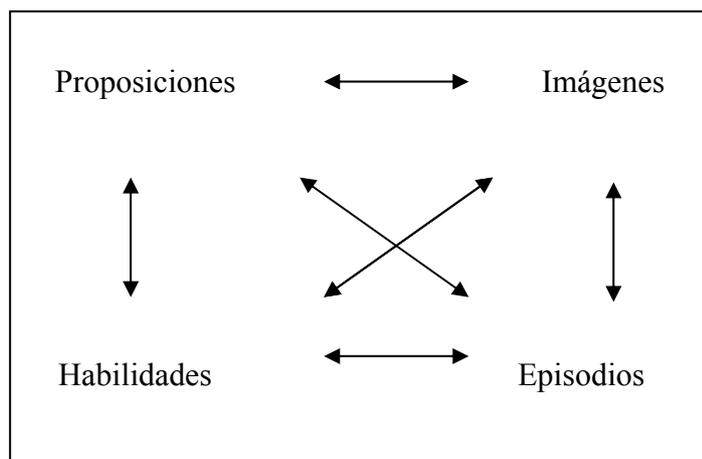
En este apartado se desarrollan algunas consideraciones didácticas que se hacen sobre la enseñanza de la química. En primer lugar, se intenta dar respuesta a la pregunta: ¿Qué tipos de conocimientos sobre la química deben presentarse a los alumnos de diferentes niveles educativos?

Desde una perspectiva tradicional, los estudiantes deberían adquirir un *conocimiento proposicional* (conocer el qué) y un *conocimiento procedimental* (conocer el cómo). A su vez, el conocimiento proposicional puede ser específico (conocimiento de información específica) o general, consistente en generalizaciones que le dan sentido al conocimiento específico (Bucat y Fensham, 1995).

Pero es importante que los estudiantes conozcan más que los hechos y los procedimientos de la química. Otra forma de conocimiento se refiere al almacenamiento de otro tipo de representaciones mentales: *las imágenes*. El papel de las imágenes en el aprendizaje de la química fue mencionado por West y Fensham en 1979, cuando realizaron una crítica a la presentación del conocimiento en forma compartimentada y dentro de una concepción de aprendizaje aditiva o acumulativa. Estos autores llamaron la atención sobre la interconexión entre proposiciones, habilidades intelectuales (procedimientos) e imágenes. Las imágenes surgen ante una demostración en clase, ante la presentación de un diagrama, etc. y, sin embargo, no son parte de la evaluación frecuente. Afirman que la Química posee un cuerpo de conocimientos definido y estructurado y que ambas características deben comunicarse en la enseñanza. A modo de ejemplo, West y Fensham muestran, para un contenido en particular, una especie de red conceptual donde incluyen las conexiones internas entre proposiciones, habilidades e imágenes, escritas respectivamente dentro de recuadros, círculos y rombos.

White (1991) reconoce la importancia de estas imágenes y sostiene que pueden articularse en *episodios*, entendidos como “recuerdos de experiencias, eventos o ocurrencias en la que participamos o presenciamos” y apoya la necesidad de interrelacionar estos tipos de conocimiento, presentados en el Cuadro 3.1.

Cuadro 3.1: Relaciones entre distintos tipos de conocimientos en la enseñanza de la química.



White (1991) ofrece un ejemplo sobre esta integración para el cambio químico: “Un estudiante puede haber adquirido conocimientos de proposiciones como “la masa se conserva en un cambio químico” o “los cambios físicos son más fácilmente reversibles que los cambios químicos”; habilidades intelectuales como la capacidad de completar ecuaciones para distintos tipos de reacciones; imágenes sobre el ordenamiento de las moléculas; y episodios de llevar a cabo cambios como quemar magnesio o verter un ácido sobre un carbonato. La comprensión de los estudiantes sobre el cambio químico dependerá de cómo integre este conocimiento: si lo hace como una colección de elementos desconectados entre sí o los relaciona en un todo coherente” (pág. 79).

Además de recordar episodios de eventos o fenómenos también se visualizan algunas abstracciones muy utilizadas en química, como la imagen de una molécula; en ese caso las personas no están invocando una experiencia manipulativa pasada (Bent, 1984). En este sentido, la falta de comprensión de conceptos químicos puede estar vinculada con la incapacidad de los estudiantes de construir modelos mentales completos que visualicen el comportamiento microscópico del sistema estudiado (Williamson y Abraham, 1995).

Varios autores señalan la incapacidad de los estudiantes para visualizar el comportamiento corpuscular de la materia (por ejemplo: Ben-Zvi, Eylon y Silberstein, 1986; Gabel, Samuel y Hunn, 1987; Yaroch, 1985; Williamson y Abraham, 1995). Williamson y Abraham (1995) afirman que los modelos mentales de los novatos, generalmente incompletos o inadecuados, difieren de los expertos, dado que los expertos incluyen relaciones de lo observable con las construcciones abstractas o simbólicas del fenómeno.

Estos tipos de conocimiento dan lugar a distintos tipos de enseñanza. Aunque la forma más frecuente de presentar el conocimiento se ha basado en el lenguaje, en la transmisión de proposiciones. Una prueba de ello es la importancia que se le asigna en la evaluación a las respuestas verbales escritas.

No se trata de desvalorizar el papel fundamental de las proposiciones en el aprendizaje, dado que un modelo mental puede ser expresado a través de proposiciones,

de frases que incorporan las nuevas palabras enseñadas. Frases en las cuales dichos términos tienen sentido, y que constituyen para Sutton (2003) el “sublenguaje” del tema en particular:

*“Al imaginar la combinación de “sustancias simples” para formar “sustancias compuestas”, Lavoisier iniciaba una nueva práctica de pensar las sustancias antes y después de una reacción. El cambio químico era en este sentido una derivación de la nueva forma de hablar. El profesor que hoy enseña a sus estudiantes la importancia de este cambio y del equilibrio químico debe también educar sus mentes con imágenes relacionadas de “combinación” y “descomposición” y entrenarlos en la construcción de frases en las cuales dichos términos tienen sentido. Si tiene éxito, el profesor habrá llevado a sus estudiantes a través de una revolución cultural y lingüística” (pág. 22).*

En este proceso de construcción del conocimiento, el lenguaje juega un papel crucial. Algunos significados usados en el lenguaje cotidiano invocan imágenes que pueden resultar inapropiadas para el sentido que le da la ciencia a esos términos. Por ejemplo, el uso de términos cotidianos como “equilibrio”, “balanceo”, “igualdad” nos remite a ciertas ideas visuales o imágenes que pueden obstaculizar el aprendizaje del equilibrio químico (Huddle y Ncube, 1994).

Aprender química requiere la capacidad de moverse desde descripciones verbales a sus visualizaciones apropiadas. Así, los estudiantes pueden no ser capaces de aprender química porque no pueden relacionar o formar una imagen apropiada de un concepto (Kleinman et al, 1987). En síntesis, aprender química es adquirir una variedad de formas de conocimiento y las complejas relaciones entre ellas. Cada tema, a su vez, presenta sus demandas específicas a este planteo y, por lo tanto, requiere del uso de estrategias de enseñanza particulares.

En este sentido, surgen para la presente investigación interrogantes como: ¿Los estudiantes cuentan con imágenes sobre un sistema en equilibrio químico? ¿Cuáles son esas imágenes? ¿Recuerdan episodios o experiencias sobre sistemas en equilibrio? ¿Son numerosas esas imágenes y experiencias? ¿Presentan relacionados distintos tipos de conocimiento sobre el equilibrio químico?

### **3.2 Niveles de representación de la materia**

En concordancia con lo expresado hasta aquí, el objeto de estudio de la química puede expresarse, al menos, en tres niveles: (1) sensorial (macroscópico), (2) simbólico (ecuaciones, fórmulas) y (3) partículas (microscópico o, mejor dicho, submicroscópico: átomos, moléculas, iones). Alex Johnstone, en 1982, fue uno de los primeros autores en destacar la importancia de utilizar estos tres niveles de comprensión de los conceptos químicos.

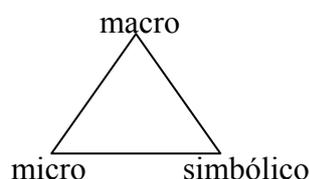
En el nivel sensorial o macroscópico, se pueden ver y manipular los materiales, describir y medir sus propiedades, transformar un material en otro y notar los cambios en sus propiedades. Se trata a la materia en un nivel descriptivo y funcional.

En nivel simbólico se representan los elementos mediante símbolos químicos, las sustancias mediante fórmulas y sus cambios mediante ecuaciones. Es un nivel representacional, simbólico. Estos símbolos forman parte del sofisticado lenguaje de la Química.

En el nivel micro o submicroscópico, se intenta explicar los fenómenos mediante átomos, iones y moléculas. Se brindan respuestas a preguntas del tipo por qué las sustancias se comportan de una determinada manera, con el objeto de construir y proveer una imagen mental que guíe el pensamiento. La naturaleza discontinua o corpuscular de la materia constituye parte de la esencia teórica de la química.

La química explica la información sensorial derivada de los fenómenos en términos de partículas y la traduce a través de símbolos y fórmulas.

Estos tres niveles pueden representarse como los vértices de un triángulo:



Un químico, ante un experimento de neutralización, “ve” en su mente que cationes hidronio son atacados por oxhidrilos y forman moléculas de agua. Con estas acciones está recorriendo el lado macro-micro del triángulo. Luego escribe la ecuación química neta en su cuaderno. Es decir, un experto pasa con facilidad de un nivel a otro, recorre simultáneamente los lados del triángulo. Por su parte, un alumno ante el mismo experimento, que puede ser la primera vez que lo observa, opera sólo a escala descriptiva. El alumno se ubica en el vértice macro del triángulo; en cambio, al químico puede considerársele ubicado en algún lugar cercano al centro del mismo.

Johnstone (1982) fue uno de los primeros en discutir los aspectos educativos de estos niveles. Se formuló las siguientes preguntas: ¿Es suficiente abordar exclusivamente el nivel macroscópico para el ciudadano común? ¿A qué edad o nivel educativo es conveniente ir más allá del nivel macroscópico? ¿En qué secuencia deberían presentarse estos niveles?

Johnstone sostiene que el nivel submicroscópico probablemente no resulte necesario para la educación elemental de todo ciudadano, dado que el nivel macroscópico puede dar las oportunidades para que surjan preguntas científicas, diseñar experimentos para verificarlas y ofrecer interpretaciones válidas y útiles. Las preocupaciones sociales y ambientales de la química pueden ser abarcadas a nivel macroscópico donde el ciudadano común pueda darle sentido.

Este prestigioso autor considera que no debería considerarse esta química macroscópica como una tarea no respetable o de un nivel intelectual inferior, dado que así fue la química durante siglos. Además, recuerda el caso de la termodinámica clásica que opera a niveles descriptivos y simbólicos solamente, y cómo la termodinámica

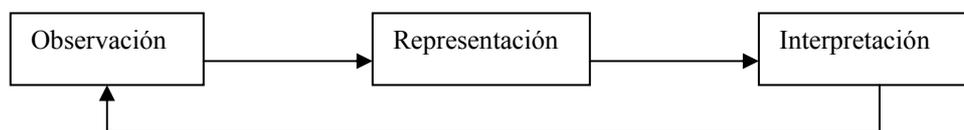
estadística, que opera con los tres niveles, no desestima a la primera. También se pregunta: si gran parte de la química está expresada en dos niveles ¿por se debería presentar simultáneamente los tres niveles a los estudiantes jóvenes? (Johnstone, 1991). Resalta, obviamente, la importancia y el valor explicativo y predictivo del nivel microscópico, el problema radica en cuándo se lo introduce en la instrucción formal. Advierte que cuando se intentan introducir los tres niveles a la vez en la educación básica se pueden generar problemas (Johnstone, 1997), por ello, proclama la siguiente frase: “macroquímica para todos y microquímica para algunos”.

Existe mucha literatura que da cuenta de las dificultades que presentan los alumnos en la comprensión de los conceptos a nivel microscópico y cómo estas dificultades son fuente de concepciones alternativas (ver, por ejemplo, en Nakhleh, 1992).

Para Johnstone la ciencia es difícil de aprender porque en todas sus ramas se presentan similares niveles de estudio. Por ejemplo, la Física presenta los niveles: observable, invisible (fuerzas, electrones, etc) y simbólico (ecuaciones). Incluso la Biología, discrimina en muchos “niveles de organización”, entre ellos: el macro, el celular, el micro (“bioquímico”, DNA, etc.) y el representacional. En la enseñanza de ambas se aborda generalmente dos niveles a la vez, por ejemplo la dinámica (Física) se presenta en los niveles macro y representacional. La Biología, también recorre el camino de estructura - función, similar a la relación estructura - propiedades en química.

Inicialmente, en las primeras etapas de la educación media y en las etapas anteriores, la enseñanza debería concentrarse en el vértice macro del triángulo, en lo visible y tangible. En etapas educativas superiores podría abordar el nivel submicroscópico, el estructural y molecular, y establecer relaciones a lo largo del lado que une el comportamiento macro con su estructura micro. Finalmente, debería añadirse el nivel representacional, con la ecuación ajustada, la estequiometría y el mol. Los alumnos universitarios deberían poder moverse cómodamente entre estos tres niveles, es decir, tendrían que poder abordar las relaciones a lo largo de los tres lados y ubicarse en el medio del triángulo.

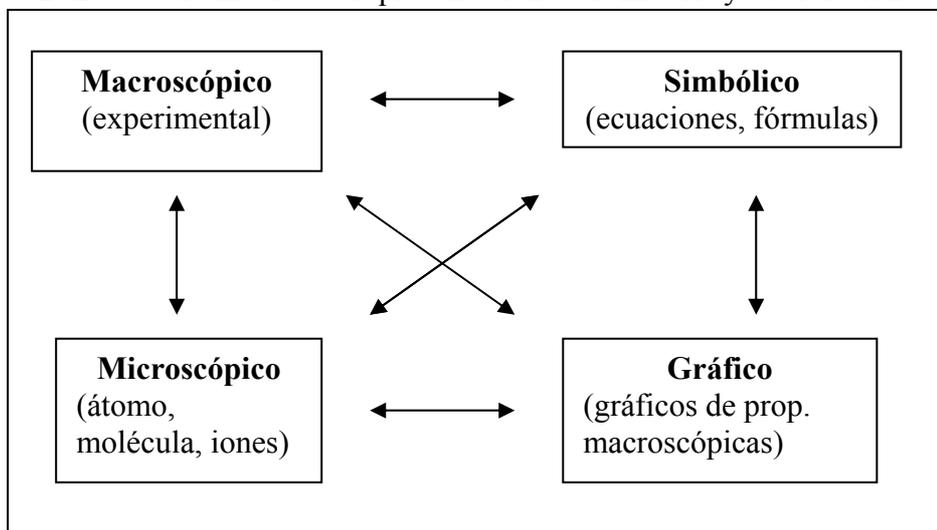
Algunos libros de texto de química general hacen referencia a estos niveles, por ejemplo el texto Química de Chang (1999, pág. 9) resume las principales etapas del proceso de investigación científica como:



Estas acciones de la investigación científica hacen referencia a los tres niveles de estudio de la química y sus relaciones. La observación se refiere a eventos en el mundo macroscópico. La representación a la descripción científica abreviada de un experimento por medio de símbolos y ecuaciones químicas. Y finalmente, la interpretación o explicación con átomos y moléculas conforman el mundo microscópico. A su vez, la interpretación influye en la observación y puede generar nuevos problemas.

Algunos autores, como por ejemplo Russell y otros (1997), presentan un cuarto nivel de representación de la química: el *nivel gráfico*. Donde incluyen gráficas sobre propiedades o variables macroscópicas medidas. Con lo cual, y como muestra el Cuadro 3.2, quedan definidos cuatro niveles de representación de la materia.

Cuadro 3.2: Los cuatro niveles de representación de la materia y sus relaciones.



Muchas veces los alumnos no son conscientes de que están tratando con diferentes niveles de representación de la materia, confunden lo que representa el fenómeno y lo que representa la explicación, o poseen una débil comprensión de alguno de estos niveles. Los profesores deberían hacer explícito estas diferencias, indicando cuál de los niveles están usando.

A continuación se presentan algunas consideraciones sobre los gráficos y su aprendizaje para luego realizar algunas aclaraciones sobre el nivel simbólico y, finalmente, prestar especial atención, en coherencia con los objetivos de este trabajo, al nivel microscópico.

### 3.2.1 Representación gráficas: el cuarto nivel de representación

En este apartado, se presentan algunos fundamentos sobre el aprendizaje de información gráfica. En especial, consideraciones que aportan sobre el aprendizaje de gráficos lineales cartesianos que, como ya se trató, forman parte del llamado cuarto nivel de representación de la química, que se diferencia de los niveles macroscópico, microscópico y simbólico. En química estos gráficos se suelen utilizar para representar la variación de propiedades macroscópicas (factibles a ser medidas) en el tiempo.

#### 3.2.1.1 Tipos de gráficos

Existe una gran diversidad de formatos gráficos. Un criterio para clasificar la información gráfica es su naturaleza representacional, es decir, de acuerdo al tipo de

información que representa y al formato en que la presenta (Kosslyn, 1989; Postigo y Pozo, 2000). De acuerdo a estos criterios se establecen cuatro tipos información gráfica (ver Cuadro 3.3).

Cuadro 3.3: Clasificación de la información gráfica según su naturaleza representacional.

Tipo de gráfico	Relación que expresa	Ejemplo
1. Diagramas	Relación conceptual	Esquema
2. Gráficas	Relación numérica	Histograma
3. Mapas/planos/croquis	Relación espacial selectiva	Mapa geográfico
4. Ilustraciones	Relación espacial reproductiva	Figuras de textos

Los diagramas (charts) muestran relaciones entre entidades discretas, por ejemplo un diagrama de flujo. Estas entidades deben estar visiblemente relacionadas entre sí con líneas, que pueden estar etiquetadas o no. Las relaciones pueden ser de una variedad de tipos, no necesariamente entre un par de entidades.

Las gráficas (graphs) representan en el espacio relaciones cuantitativas o numérica entre variables y pueden ser gráficas de: columnas, barras, líneas, circular, XY (dispersión), áreas, anillos, radial, tablas, etc. Poseen por lo menos dos escalas y sus valores están asociados en una relación de pares.

Los mapas (maps) difieren de los gráficos y diagramas en que los mapas no son enteramente convencionales, dado que se corresponden en una forma no arbitraria al territorio representado. Las relaciones entre las partes del mapa están determinadas por relaciones espaciales. Aunque también usan símbolos.

Las ilustraciones (diagrams) son representaciones esquemáticas de objetos o entidades. Pueden incorporar objetos, por ejemplo, partes de una máquina, y conceptos abstractos como las fuerzas que actúan. Difiere de los diagramas y gráficos en que las partes de una ilustración se corresponden a partes de algún objeto real o entidad. En una ilustración se usan símbolos que son interpretados por convenciones, por ello una fotografía (propuesta como ejemplo por Postigo y Pozo) no es incluida por Kosslyn en esta clasificación. Un ejemplo lo constituye el corte transversal de un ala de avión, con líneas de flujo de aire y flechas representando fuerzas (Lowe, 1986).

Estos cuatro tipos a su vez suelen presentarse combinados formando híbridos, como, por ejemplo, un mapa con un gráfico de población.

Desde esta clasificación un diagrama de partículas (átomos, moléculas, iones) que se presenta en un texto, puede concebirse como una ilustración, una ilustración a nivel submicroscópico. Las partes de este tipo de ilustración se corresponden a partes de algún sistema químico real, al que modeliza.

Los diagramas en general presentan varias ventajas que hacen que sean instrumentos potentes para comunicar ideas a los estudiantes con efectividad (Soláz, 1996). Por ejemplo, las ilustraciones en los textos: (1) hacen más atractivo el texto, (2) visualizan eventos particulares, lugares, etc. (3) ayudan a recordar la información importante, (4) organizan la información importante y (5) favorecen la comprensión del texto.

Son de interés particular en esta investigación las gráficas lineales cartesianas, dado que los gráficos lineales son uno de los métodos preferidos para mostrar datos científicos y son los más utilizados en libros de ciencias en el nivel universitario. También constituyen el formato de salida de muchas simulaciones que se utilizan en la enseñanza de las ciencias.

Como otros tipos de gráficos, los gráficos lineales transmiten información por la forma en que sus partes están espacialmente arregladas. A diferencia de los mapas y planos, que usan relaciones espaciales para representar relaciones espaciales, los gráficos lineales usan relaciones espaciales para representar relaciones no espaciales. En los gráficos lineales los valores particulares de una variable (como tiempo, concentración, temperatura, velocidad) son representados como longitudes de segmentos. Por ello, son adecuados para representar la correspondencia entre cambios de variables (por ejemplo, un incremento o disminución de la variable dependiente en función de la variable independiente tiempo). Donde el movimiento de un punto en el gráfico de dos dimensiones puede representar un cambio en dos variables.

### **3.2.1.2 El aprendizaje de gráficas numéricas**

El aprendizaje de sistemas externos de representación es un campo de investigación de la psicología cognitiva que en la actualidad se encuentra en pleno auge. Se pregunta cuáles son las características de la información gráfica y cuáles son los factores que inciden en su aprendizaje. La clásica frase de “un dibujo equivale a mil palabras” es puesta en el contexto de indagar cómo y cuándo un dibujo equivale a mil palabras o, en el caso que nos preocupa, cómo y cuándo un gráfico equivale a mil datos.

Algunas investigaciones han comprobado que tanto alumnos de secundaria (Bell y Janvier, 1981) como de universidad (McDermott et al., 1983) presentan escasas habilidades para interpretar las características globales de un gráfico.

La comprensión de un gráfico lineal va más allá de la comprensión compartimentada de lo que cada punto individual del gráfico significa. Los estudiantes tienden a realizar una interpretación superficial de las gráficas, que se limita a la lectura de datos y aspectos puntuales de la gráfica. En este sentido, es útil la distinción entre interpretación local e interpretación global de un gráfico. La interpretación local está centrada en la localización de información específica de la gráfica; en cambio, la interpretación global, se centra en la búsqueda de tendencias, considerando la totalidad de la gráfica, busca comprender el “argumento visual” de la misma. Esto requiere un proceso de abstracción que no siempre logran los alumnos (Postigo y Pozo, 2000).

Para Kosslyn (1989) un gráfico puede ser analizado en tres niveles: sintáctico, semántico y pragmático. El análisis sintáctico concentra su atención en las propiedades de las líneas y regiones como tales, no por lo que representan, por ejemplo cómo se detectan las variaciones en las líneas y otros aspectos perceptivos. El semántico analiza los significados de las configuraciones de líneas que ellas representan (ejes, etiquetas, etc.). Constituye la lectura literal de cada componente del gráfico y el significado literal que surge de las relaciones entre estos componentes. En cambio el análisis pragmático, pone su atención en las formas en las cuales los símbolos significativos del gráfico transmiten la información más allá de las interpretaciones semánticas directas de los símbolos, el significado transmitido puede diferir de la interpretación semántica literal. Por ejemplo, en un gráfico, demasiada información puede ser tan contraproducente como muy poca.

En el estudio de Postigo y Pozo (2000) sobre cómo interpretan gráficas numéricas adolescentes de 12-16 años, discriminan en tres niveles de aprendizaje: (a) de información explícita en la gráfica, la mayor parte de los estudiantes se centraron en la interpretación más superficial de la gráfica, en la información explícita; (b) de información implícita (se infiere a partir de la interpretación de las convenciones utilizadas) y (c) de información conceptual (requiere dar significado a los datos contenidos en la gráfica). Los resultados obtenidos evidenciaron una mejora en el procesamiento de la información implícita y conceptual con la edad y la instrucción recibida. Para el aprendizaje de gráficas numéricas estos autores proponen capacitar a los alumnos en tres aspectos: en el dominio de las representaciones gráficas, en el conocimiento de las relaciones numéricas implicadas en la gráfica y en los conocimientos específicos del dominio conceptual al que la gráfica se refiere.

En el proceso de percepción y comprensión de un gráfico participan dos tipos de representaciones mentales: la *descripción visual* y el *esquema gráfico* (Pinker, 1990). La descripción visual es la descripción estructural de la escena, la salida del mecanismo de percepción visual (y entrada al proceso de comprensión gráfica). Esta compuesta de una estructura clara de elementos percibidos y predicados que especifican las relaciones entre los elementos. Por su parte, el esquema gráfico es una estructura de conocimiento interrelacionado y activo sobre la función de los gráficos y de cómo ellos son interpretados en general. Es el conocimiento que permite conocer qué aspectos de los constituyentes visuales aportan a la información conceptual.

El esquema gráfico traduce en información conceptual a la información encontrada de la descripción visual. Experimentos sobre la facilidad con que los sujetos extraen información proveniente de gráficos lineales mostraron que las personas traducen directamente la información de los gráficos lineales en tendencias de información, sin tener que examinar una a una las partes o unidades; sin embargo, presentan dificultades para percibir directamente información de valores absolutos (Maichle, 1994). Los gráficos lineales son especialmente apropiados para transmitir las tendencias que la información expone, y este proceso se ve favorecido en sujetos que cuentan con un esquema gráfico lineal; es decir, en sujetos que reconocen que están tratando con gráficos lineales.

Con respecto a las diferencias individuales en la comprensión de gráficos lineales, Maichle (1994) comprobó que alumnos alemanes del último año de secundaria realizaban fácilmente comparaciones cualitativas de tendencias sobre un mismo período

de tiempo, y esto se daba tanto para los alumnos clasificados en buenos lectores de gráficos como con los malos lectores.

La interpretación de un gráfico esta íntimamente ligada al conocimiento previo del usuario. Por ello, la efectividad de un material gráfico se incrementa cuando se formulan preguntas sobre el mismo (Kauchak, Eggen y Kirk, 1978) que facilitan la conexión con el conocimiento previo.

Desde el punto de vista del modelo del procesamiento de la información, que tiene en cuenta las limitaciones de la memoria de trabajo, es necesario desarrollar habilidades de comprensión de gráficos a través del desarrollo de códigos de alto nivel que capaciten al lector para traducir patrones perceptivos de alto orden, como pares de líneas, en tendencias cualitativas de información, reduciendo la cantidad de unidades de información a procesar (Maichle, 1994).

Los estudiantes tienen que desarrollar habilidades de elaboración e interpretación de gráficos, para lo cual tienen que:

1. Dar a conocer las convenciones que se emplean en su construcción.
2. Explicar convenientemente.
3. Interconectar con el resto de la información proporcionada.
4. Trabajar mediante actividades (cuestiones, problemas, etc.).
5. Diferenciar los modelos científicos y la realidad física.

Por último, y a la luz de las consideraciones anteriores, también resulta necesario incorporar este tipo de información no verbal, los gráficos e ilustraciones, en las evaluaciones frecuentes.

En la presente investigación, que emplea gráficas XY en la propuesta de enseñanza, interesa la interpretación global de ellas que hacen los estudiantes, la construcción de un modelo de la situación, y el análisis pragmático del mismo. Como se trata de alumnos universitarios se asume que cuentan con un conocimiento, o esquema gráfico, general de los gráficos y, en particular, un esquema de los gráficos lineales, lo que les permitirá extraer, sin dificultad, tendencias cualitativas y comparativas.

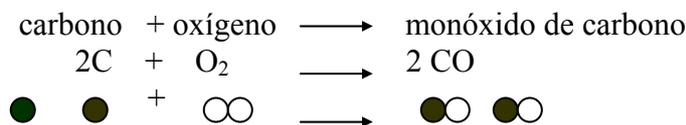
### **3.2.2 El nivel de representación simbólico**

El nivel simbólico, como forma de representar los fenómenos químicos, incluye el uso de símbolos químicos, de ecuaciones químicas y de fórmulas (químicas y matemáticas). Pero también, como se desarrolla más adelante, algunas representaciones de partículas, que cumplen la misma función que un símbolo químico, pueden ser utilizados para escribir una ecuación química ajustada. En este caso la representación con partículas pertenece al nivel simbólico no al microscópico.

Al relacionar el nivel simbólico con el microscópico, hay que tener en cuenta que un mismo símbolo puede ser representado de diferentes formas. Por ejemplo: la molécula de oxígeno ( $O_2$ ) puede dibujarse como un único círculo o con dos círculos que muestran dos átomos unidos. A su vez, el símbolo  $O_2$  puede representar una molécula o un conjunto de moléculas si se escribe como  $O_2(g)$ , en este caso se refiere a la sustancia.

Una imagen de la sustancia oxígeno consiste en muchas moléculas moviéndose, cuyo comportamiento es descrito por los postulados de la teoría cinética molecular (Ben-Zvi et al., 1987).

Como se mencionó anteriormente, una reacción química puede ser simbolizada de diferentes formas, mediante palabras, mediante símbolos químicos o mediante representaciones de partículas, por ejemplo:



En la última representación de la reacción química se están usando partículas en forma similar a los símbolos químicos. Las partículas se usan para expresar la ecuación química, la relación estequiométrica entre reactivos y productos, por ello no constituye una representación submicroscópica sino otra forma de representación simbólica que emplea otro código. Tanto con símbolos como con partículas, se usa la menor cantidad de ellas que representen la relación existente entre las especies consideradas.

Los estudiantes tienden a confundir el nivel macroscópico con el simbólico cuando incorporan en la ecuación química el reactivo en exceso como un producto y, con ello, utilizan a la ecuación química como una descripción de una situación experimental con sus cantidades en particular. De esta forma se tendrían infinitas ecuaciones químicas para una sola reacción química.

A diferencia de las representaciones en el nivel microscópico, el lenguaje no tiene una connotación analógica con el objeto o proceso que representa. Por ejemplo, para una muestra grande de “carbono” no se utiliza una palabra más larga como “cccccaaaaarrrrrrbbbbbbbbbboooooonnnnnnooooo”.

El simbolismo químico es parte del lenguaje de la química, y su utilidad en la comunicación es evidente. En el lenguaje técnico de la química se utilizan palabras que tienen otro significado para el alumno proveniente del lenguaje cotidiano, esto constituye un problema que la enseñanza debe prestar especial atención, procurando diferenciar su uso en los distintos contextos.

Es sabido que frecuentemente el nivel simbólico es el nivel en que se invierte mayor cantidad de tiempo en la enseñanza tradicional de la química. En este sentido, Herron (1988) puntualizó: “*Los estudiantes manipulan símbolos de acuerdo a reglas memorizadas sin conectar los símbolos con los eventos macroscópicos y los modelos microscópicos que los símbolos representan*”.

### 3.2.3 El nivel de representación microscópico o submicroscópico

El nivel de representación submicroscópico comprende la interpretación de los fenómenos considerando átomos, iones y moléculas. Para la presente investigación la enseñanza y el aprendizaje del nivel microscópico es un tema clave en el desarrollo de

la propuesta didáctica y, por ello, se le presta especial atención en los apartados siguientes.

### 3.2.3.1 La comprensión de representaciones microscópicas

Con el objetivo de ofrecer una explicación de por qué los estudiantes tienen dificultades para aprender química, Nakhleh (1992) presentó una revisión de muchas de las concepciones alternativas estudiadas que mantienen los estudiantes sobre temas químicos analizadas en términos de la adquisición o no del modelo de partículas y cinético de la materia. Nakhleh sostiene que este modelo subyace en los fundamentos necesarios para la comprensión de otros conceptos básicos como: reacción química, gases, cambios de estado, disoluciones y equilibrio, sobre los cuales se construye la estructura conceptual de esta ciencia.

Por ejemplo, para el caso de la comprensión de los conceptos ácido, base y pH por alumnos de secundaria, Nakhleh (1994) realizó entrevistas semi-estructuradas antes y después que los estudiantes realizaran tres titulaciones ácido-base. Las entrevistas seguían una secuencia de cuatro pasos partiendo cada uno de distintos materiales: (1) botellas con ácido diluido y base diluida (pH 4 y pH 11), (2) botellas de productos comerciales, (3) neutralización en presencia de fenolftaleína y (4) gráficos pH versus volumen de base añadida a un volumen de ácido. En todos los casos se les solicitó a los entrevistados que realizaran un dibujo sobre lo que verían si dispusieran de una lupa poderosa que aumente cien millones de veces. Los modelos que usaron los estudiantes en sus dibujos fueron clasificados en: modelo continuo, modelo corpuscular (conjuntos macroscópicos, ej. gotitas o burbujas), modelo molecular y modelo parcialmente iónico. Este último fue llamado así porque los estudiantes agregaban grupos cargados a moléculas y no dibujaban iones independientes.

Nakhleh observó que los estudiantes no reconocían a los iones como partículas físicamente separadas, ni dibujaban a las moléculas de agua que serían atraídas por esos iones. En general, los resultados evidenciaron una débil comprensión del modelo de partículas de la materia y las relaciones entre átomos, moléculas e iones, también los estudiantes mostraron cierta incapacidad para moverse desde descripciones verbales de conceptos a nivel molecular a sus respectivas representaciones mediante dibujos. A la luz de esta evidencia, la autora sugiere usar una diversidad de recursos para superar estas dificultades, por ejemplo (a) comparar modelos históricos con modelos actuales, (b) dar oportunidades para que los estudiantes puedan crear e interpretar representaciones de fenómenos a nivel molecular. Por último recomienda abordar estas situaciones en la secundaria y también en la universidad debido a que cambiar las concepciones sobre la naturaleza de la materia requiere tiempo.

También sobre química ácido-base, Smith y Metz (1996) evaluaron, a través de representaciones microscópicas, la comprensión de estudiantes universitarios sobre las disoluciones, especialmente sobre ácidos y bases- fuertes y débiles- y neutralización. Por ejemplo los alumnos mostraron dificultades para identificar un ácido fuerte y uno débil en situaciones presentadas con partículas, a pesar de que mencionaban que un ácido fuerte estaba 100% ionizado, que tendría pH bajo o recordaban la fórmula  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ . Una dificultad frecuente fue no disociar las especies iónicas en solución, poniendo en evidencia que no comprendían, o tenían en cuenta, el significado del

símbolo (ac) en la ecuación ajustada, lo mismo ocurrió con el símbolo (s). También constataron una falta de interpretación a nivel microscópico de los subíndices y coeficientes estequiométricos de la ecuación química por más que no tuvieron dificultades en ajustarla correctamente. En general, los resultados obtenidos indicaron serias dificultades en identificar y representar las especies de acuerdo a las uniones correspondientes. Finalmente recomiendan usar esas situaciones como ayudas visuales para explicar los conceptos antes de hacer hincapié en aplicaciones matemáticas.

Barlet y Plouin (1997) encontraron, en alumnos universitarios, dificultades en relacionar el nivel macroscópico con el nivel microscópico en cuatro temas curriculares (mecanismos de reacción, estereoisomería, estabilidad y reactividad química y presión y volumen de gases). Estos inconvenientes estuvieron originados en razonamientos de sentido común y en la ausencia de una “conciencia microscópica” o predisposición a utilizar el modelo cinético molecular de la materia para interpretar fenómenos.

Las dificultades en explicar fenómenos a nivel microscópico persisten en profesores en formación inicial y profesores en actividad, como lo comprueba la investigación de Lee (1999) sobre la reacción química. En su estudio entrevistó a profesores universitarios y analizó las puestas en común de discusiones grupales con futuros profesores, luego de solicitarles que explicaran a nivel microscópico el mecanismo de la reacción de combustión del magnesio. Indagó las concepciones sobre la forma de los reactivos y productos y sobre el mecanismo de reacción, observando fundamentalmente dos concepciones alternativas: (a) el uso de partículas libres (de oxígeno y magnesio, improbables en condiciones de laboratorio) en lugar de intermediarios de reacción y (b) un incorrecto arreglo de partículas en un sólido iónico como el óxido de magnesio. A la primera concepción le atribuyó como origen la influencia de representaciones simbólicas usadas al presentar el enlace iónico y el ciclo de Born-Haber. Finalmente, recomendó utilizar el modelo del intermediario (la formación y, simultáneamente, rotura de enlaces) para la comprensión de la reacción química a nivel microscópico.

### **3.2.3.2 Resolución de problemas y comprensión conceptual**

En una forma sistemática, en la década del 80, se cuestionaba si el éxito en la resolución de un problema por parte del alumno implicaba la comprensión conceptual del mismo y, en particular, la comprensión de sus aspectos moleculares. Este cuestionamiento se enmarcaba en un consenso más general sobre la necesidad de repensar la forma en que se enseñaba la química, especialmente en primer año de la universidad. Para indagar la comprensión conceptual, la mayoría de estos estudios utilizó cuestiones en las que se emplearon representaciones con partículas: átomos, iones y moléculas. Estas cuestiones constituyen, en palabras Sanger (2000), verdaderas “preguntas visuales”.

Un antecedente de esta línea de investigación se encuentra en Yarroch (1985). Este autor comprobó, a través de entrevistas a estudiantes de secundaria, que el éxito en el ajuste de ecuaciones químicas no implicaba la comprensión de las fórmulas en términos de partículas. Los estudiantes que sí fueron capaces de construir diagramas correctos con partículas también evidenciaron un mayor dominio de los conceptos involucrados, por ejemplo, el significado de los subíndices en las fórmulas de moléculas

o de los coeficientes estequiométricos. El autor lamenta que para aprobar las evaluaciones a menudo es suficiente con la manipulación mecánica de símbolos.

Uno de los estudios más conocidos de esta línea es el de Nurrenbern y Pickering (1987). Estos autores administraron a estudiantes universitarios de un curso de Química General, para los temas gases y estequiometría, dos tipos de problemas: (a) problemas tradicionales, del tipo matemático - algorítmico y (b) problemas conceptuales, con la utilización de representaciones de partículas. Por ejemplo, para un mismo concepto "reactivo limitante" se le presentó al estudiante un problema que le requería el uso de fórmulas, con un enunciado típico de los que se presentan en libros de texto, y otro problema que le implicaba analizar dibujos de átomos y moléculas. Los resultados de este estudio mostraron que los estudiantes tenían notablemente más éxito en el primer tipo de problemas que en el segundo; es decir, resolvían problemas algorítmicos sin una verdadera comprensión conceptual del mismo, en este caso sin un conocimiento profundo de la naturaleza de un gas o de la naturaleza del cambio químico.

En la explicación de fenómenos relacionados con la química es fundamental la habilidad de representar la materia a nivel de partículas. Gabel, Samuel y Hunn (1987) afirman que la diferenciación de conceptos tales como: sólidos, líquidos, gases, elementos, compuestos, sustancias, mezclas, soluciones, etc. y el aprendizaje de procesos tales como: cambios de estado, comportamiento de los gases, cambio químico, relaciones estequiométricas y química de disoluciones, se apoya en la comprensión de la naturaleza discontinua de la materia. Con esta idea en mente, llevaron a cabo un estudio donde correlacionaron el número de cursos de química, que habían tomado estudiantes futuros profesores, con los resultados de un test confeccionado con dibujos de círculos que representaban átomos y moléculas. Los resultados mostraron que la instrucción recibida fue insuficiente para que los estudiantes lograran un alto nivel de comprensión sobre la naturaleza de la materia.

Los estudios de Yaroch y de Nurrenbern y Pickering emplearon muestras pequeñas de alumnos, por ello Sawrey (1990) replicó este último estudio con muestras numerosas. Además se propuso investigar si las diferencias en el éxito de resolver problemas algorítmicos y problemas conceptuales, también se observaba tanto en los mejores alumnos como en los de bajo rendimiento. Utilizando los mismos problemas de Nurrenbern y Pickering comprobó que aún los mejores estudiantes presentaron dificultades en las cuestiones conceptuales. Concluye llamando la atención a los profesores para que se esfuercen en no sacrificar la naturaleza cualitativa de la química en función de la cuantitativa o viceversa.

En 1990 Pickering amplió su investigación anterior, con el objetivo de contestar dos cuestiones: ¿Existen dos tipos de alumnos: los que poseen la habilidad de resolver problemas conceptuales y otros, los que poseen la habilidad de resolver problemas matemáticos sin su comprensión molecular? ¿Es la diferencia entre los grupos una diferencia de habilidad o sólo una falta de conocimiento?. Comprobó que las dificultades con las preguntas conceptuales se producen por la falta de algunos conocimientos específicos más que por la diferencia de alguna habilidad específica. Basándose en un estudio paralelo donde la enseñanza se basó más en cuestiones conceptuales que matemáticas, los datos comparativos le permitieron asegurar que no existen dos tipos de estudiantes, sino que más bien dos objetivos educativos distintos, de

acuerdo al énfasis puesto en la enseñanza a estas cuestiones conceptuales o a las cuestiones algorítmicas.

Con respecto a la necesidad de algún tipo de habilidad específica para resolver problemas, Niaz y Robinson (1993) realizaron un estudio con estudiantes universitarios (con un promedio de edades de 19 años) donde comparaban los resultados obtenidos en la resolución de problemas algorítmicos y conceptuales con tres variables cognitivas: nivel de desarrollo (pensamiento lógico o formal), la capacidad mental (habilidad de procesar información) y el estilo cognitivo (dependencia o independencia de campo). Los resultados obtenidos condujeron a las siguientes conclusiones: (1) el uso de estrategias de resolución algorítmica requiere un cierto grado de dominio de operaciones lógicas, esto fue atribuido a que los problemas requerían habilidades de cálculo y transformaciones matemáticas; (2) en cambio, la resolución de problemas conceptuales requeriría de diferentes variables cognitivas como las tres indagadas y la habilidad de visualización dado que los ítems mostraban imágenes con partículas; y (3) la habilidad de resolver problemas algorítmicos no resultó ser un factor predictivo del éxito en la resolución de problemas conceptuales. Esta última conclusión, cuestiona seriamente la idea asumida frecuentemente que resolver problemas matemáticos facilita la comprensión conceptual de la temática.

Otro estudio que pretendió contrastar los resultados anteriores en una muestra más numerosa, cerca de mil estudiantes de primer año de la universidad, fue el de Nakhleh (1993). La autora se propuso poner a prueba un instrumento corto y simple para identificar a los alumnos que piensan los por qué de los fenómenos químicos, es decir los alumnos que resuelven conceptualmente los problemas. El test consistió en 5 pares de problemas, cada par conformado por un problema algorítmico que requería la aplicación de una fórmula para llegar a una solución numérica y una cuestión conceptual que requería, generalmente, la interpretación de dibujos con representaciones de partículas. Los temas abarcados fueron: gases, ecuaciones químicas, reactivo limitante, fórmulas empíricas y densidad. Para analizar los resultados clasificó los mismos de acuerdo a las carreras de los estudiantes y a las cuatro categorías posibles que resultan de combinar: altos - bajos rendimientos y algorítmicos - conceptuales. Para todas las carreras los estudiantes obtuvieron mejores resultados en los ejercicios algorítmicos y un 31% del total fue incluido en la categoría de alto - algorítmico y bajo - conceptual. Nakhleh llama la atención sobre el hecho de que el énfasis en la resolución de problemas algorítmicos contribuye a la pérdida de interés que muestran los estudiantes por los cursos de química.

Bodner (1987) destaca que un enunciado puede ser para algunos un problema y para otros un ejercicio. Es un problema cuando no se sabe inicialmente qué hacer ante la cuestión. Así el estatus de un problema no es una característica inherente a él sino a la persona que lo enfrenta. Los algoritmos son útiles para resolver cuestiones rutinarias o ejercicios. Destaca la importancia de heurísticos en la resolución de un verdadero problema, pasos o etapas generales en su resolución, donde la realización de un dibujo o esquema que ayude a representar el problema es una etapa fundamental.

Las investigaciones sobre la resolución de problemas en ciencias ha mostrado que después de una descripción preliminar del problema en términos de lo que se da y lo que se pide, el problema necesita ser redescrito de acuerdo a los marcos de referencia de la persona que lo aborda. Esto frecuentemente se realiza esbozando la situación física

involucrada en el problema, por ejemplo en problemas de dinámica, con la representación de fuerzas a través de vectores. También en química se comprueba la utilidad de representar el fenómeno en términos de la naturaleza discontinua de la materia.

Esta preocupación también es compartida por Frank, Baker y Herron (1987) que recomiendan enseñar a los estudiantes, además del uso de algoritmos para la resolución de problemas, estrategias generales de resolución o heurísticos. Preguntar a los alumnos: ¿Cuál es el objetivo de este problema? y, especialmente, ¿Cómo podemos *formar un modelo* de este problema?

A las dificultades encontradas, Gabel (1993), ofrece tres posibles explicaciones: (1) el énfasis puesto en la enseñanza frecuente sobre el nivel simbólico y la resolución de problemas algorítmicos a expensas de los niveles macro y de partículas, (2) las insuficientes conexiones entre los tres niveles, si es que son presentados en la enseñanza, que hace que permanezcan en compartimentos estancos en la memoria del alumno, (3) la falta de relación de los fenómenos con la vida cotidiana del alumno.

Por último, también existe una cuestión actitudinal orientada a desarrollar alumnos interesados en los por qué de un fenómeno, más que en cómo aprobar los exámenes sobre él. En este sentido, en las evaluaciones se debe equilibrar los aspectos cuantitativos con los cualitativos y solicitar el establecimiento de relaciones entre ellos. También valorar el aporte diagnóstico que pueden realizar las evaluaciones que incluyen cuestiones conceptuales.

### **3.2.3.3 Propuestas didácticas que utilizan representaciones microscópicas**

¿Puede mejorar la comprensión de los conceptos químicos el desarrollo de propuestas de enseñanza que pongan énfasis en la presentación microscópica de la materia? Gabel (1993) afirmó que una enseñanza que aborde el nivel micro producirá mejoras en el aprendizaje en este nivel y en los niveles macro y simbólico porque considera que no se puede presentar en forma aislada el nivel micro sin hacer referencia simultáneamente a alguno de los otros dos niveles o a ambos. Para comprobar esta hipótesis realizó una investigación en tres cursos de secundaria, en dos de los cuales se presentaron durante un año actividades que relacionaban el nivel de partículas con los otros dos, a través de hojas de trabajo, transparencias y modelos concretos (círculos sostenidos en el pizarrón con imanes). El grupo de control tuvo una enseñanza tradicional y los tres grupos fueron comparados en su habilidad de aprendizaje con un test de pensamiento formal. Desarrolló un test de opciones múltiples sobre los temas abordados en el curso que constaba de 20 tríadas que evaluaban los tres niveles para cada tema. Los resultados mostraron que, efectivamente, los estudiantes de los grupos experimentales obtuvieron mejores resultados en los tres niveles de presentación de la materia. Sin embargo, los puntajes obtenidos no superaron en ningún caso el 50%, la autora atribuyó esto a dos posibles causas: (a) exceso de contenidos incluidos en el currículo y (b) si bien los contenidos abarcados eran los que tradicionalmente se incluyen en un curso de química, los estudiantes podrían haber establecido pocas relaciones entre estos y su vida cotidiana; por ello, sugiere utilizar estos tres niveles para describir fenómenos comunes que hagan la instrucción más efectiva.

A la luz de estos resultados, algunas innovaciones curriculares se propusieron como objetivo disminuir las diferencias en los resultados obtenidos en problemas algorítmicos y conceptuales para las mismas temáticas, es el caso del proyecto REMODEL comentado por Nakhleh, Lowrey y Mitchell (1996). La innovación consistió en reemplazar, en todas las semanas del semestre, una clase teórica de 50 minutos por una sección especial donde se discutían cuestiones conceptuales que generalmente requerían la elaboración de dibujos con partículas. Este espacio era coordinado por los investigadores y por el profesor de la asignatura. En estas sesiones los alumnos universitarios de química general trabajaban en grupo, cada grupo con una problemática que presentaban en una puesta en común al resto. Los investigadores recolectaron información de diversas fuentes: test de actitudes, observaciones de las sesiones, informes de los alumnos, opiniones del profesor, resultados de las evaluaciones. Se confeccionaron tres exámenes durante el curso y un examen final, todos incluían cuestiones algorítmicas y cuestiones conceptuales que fueron analizadas por separado para apreciar comparativamente su evolución. Observaron diferencias significativas en el primer examen a favor de las cuestiones algorítmicas, atribuidas a la falta de experiencia de los alumnos con esta forma de pensar y metodología de trabajo, dado que esa diferencia se hizo no significativa en los exámenes que prosiguieron. También se evidenciaron actitudes positivas hacia esa forma de trabajar, tanto en los alumnos como en el profesor, que rescató, entre otros aspectos, el carácter diagnóstico que se inferían de las evaluaciones.

El estudio llevado a cabo por Sanger (2000) se propuso indagar cómo los estudiantes universitarios de una química introductoria, clasificaban dibujos de partículas en sustancias, mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas. Mediante entrevistas evaluó lo que pensaban los alumnos cuando contestaban la cuestión gráfica. Los estudiantes sostenían algunas concepciones alternativas que pueden expresarse de la siguiente manera: “un compuesto es una mezcla homogénea”, “toda mezcla es una mezcla heterogénea” y “sólo un elemento es una sustancia”.

Posteriormente con un grupo experimental comprobó la efectividad de una lección de 50 minutos de duración que hacía referencia a cuatro categorías: (a) sólidos, líquidos y gases; (b) sustancia, mezcla homogénea y mezcla heterogénea; (c) elementos y compuesto y (d) átomos y moléculas. La lección consistía en la observación de muestras que abarcaban ejemplos de todas las categorías anteriores y, posteriormente, el uso de un programa de computadora que mostraba los mismos sistemas a nivel macroscópico con la posibilidad de poder “entrar” en tres regiones diferentes del sistema y obtener del programa representaciones a nivel atómico y molecular. De este estudio se concluyó que la enseñanza llevada a cabo, basada en modelos provistos por un programa informático, ayudó a “visualizar” a nivel micro los fenómenos y reforzó el aprendizaje de los conceptos involucrados. Aunque se advirtió sobre dos posibles inconvenientes: la dificultad de representar fielmente con partículas ciertos fenómenos (ej. en electroquímica) y la influencia del grado de familiaridad de los estudiantes con estas representaciones.

La investigación de Sanger, que se acaba de describir, tuvo en cuenta un estudio anterior llevado a cabo por Laverty y McGarvey (1991), que implementaron una propuesta constructivista para la enseñanza de elementos y compuestos, destinada a estudiantes de secundaria ingleses en el marco del proyecto CLIS. Estos autores evaluaron las concepciones de los alumnos en un pretest y en un postest luego de la

secuencia de enseñanza que incluía la presentación y discusión de dos experimentos: la combustión del magnesio y el calentamiento del carbonato de cobre. En la primera reacción ocurre un aumento de masa y en la segunda una disminución. A los estudiantes se les solicitó que realizaran representaciones con partículas. Los resultados del pretest mostraron que algunos estudiantes confundían compuesto y mezcla, entre otras concepciones alternativas. El postest, luego del trabajo con el primer experimento, fue acompañado de entrevistas y los resultados evidenciaron la efectividad de la propuesta didáctica. Por ejemplo, el 86% de los estudiantes asumió un rol correcto para el oxígeno en una cuestión análoga a la del pretest que trataba sobre la combustión de lana de hierro y reconocían las representaciones correctas con partículas. Con el segundo experimento los alumnos tuvieron dificultades para diferenciar combustión y calentamiento, que en este caso produce una descomposición y el desprendimiento de dióxido de carbono. También la propuesta se mostró efectiva para el aprendizaje de este aspecto. En general, se obtuvo mejora en la comprensión de los conceptos: elementos, compuestos y mezclas, también en la diferenciación entre oxidación y descomposición, y en las respectivas representaciones con partículas.

¿Una enseñanza llevada a cabo en forma sistemática con representaciones a nivel molecular es efectiva para superar concepciones alternativas? ¿Es efectiva para reducir las diferencias entre la resolución de problemas algorítmicos y los conceptuales? ¿La habilidad de resolver cuestiones con partículas implica realmente la comprensión conceptual? Estas preguntas trataron de responder Noh y Scharmann (1997), y para ello llevaron adelante una investigación con alumnos coreanos de secundaria donde el grupo experimental era expuesto a 31 materiales gráficos en 21 horas de clases. Posteriormente a la instrucción aplicaron un instrumento con pares de problemas (algorítmicos y conceptuales) sobre los temas estequiometría, gases y soluciones. Los estudiantes obtuvieron puntajes mayores comparados con otros estudios publicados para los problemas pictóricos pero no para los algorítmicos. Indicando que el tratamiento no facilita, por sí solo, la habilidad de resolver problemas tradicionales. Los autores concluyen que, aunque una sólida comprensión de los conceptos que subyacen a los problemas químicos es importante, esto no es suficiente para resolver muchos problemas, otros métodos como la enseñanza de heurísticos y aprendizaje cooperativo pueden ser útiles. Además, sostienen, al igual que Pickering (1990), que las dificultades en los problemas pictóricos se deben más a la falta de un conocimiento específico sobre la naturaleza corpuscular de la materia que a la falta de alguna habilidad específica.

Noh y Scharmann aplicaron, paralelamente, otro instrumento con un formato variado (dibujos, opciones múltiples y solicitud de explicaciones), para indagar concepciones alternativas. Los resultados evidenciaron que el tratamiento se mostró más efectivo que la enseñanza tradicional en mejorar las concepciones de los estudiantes sobre los conceptos químicos. Aunque estas diferencias no resultaron homogéneas para todos los conceptos involucrados, porque obtuvieron diferencias significativas para disoluciones y difusión pero no para naturaleza discontinua de la materia y estados de agregación. Esto fue explicado por el hecho de que los estudiantes habían recibido instrucción en años anteriores sobre estos dos últimos conceptos. Concluyeron que el tratamiento es más efectivo en el aprendizaje de conceptos nuevos o difíciles, dado que parece enfatizar más adecuadamente en su comprensión conceptual. Por ello sugieren el uso de este tipo de representaciones en la introducción de conceptos difíciles o nuevos. También utilizaron como covariable los puntajes obtenidos en el test GALT de pensamiento formal, y como la mayoría de los estudiantes poseían un dominio de estas

operaciones de pensamiento comparativamente mayor al publicado en otros estudios para las edades consideradas, los autores afirman que las ventajas de usar materiales gráficos puede haberse visto reducida.

### **3.3 Modelos, simulaciones y analogías**

Se da continuidad a este capítulo sobre fundamentos didácticos resaltando el importante papel que desempeña el uso de modelos, simulaciones y analogías en la enseñanza de la química.

#### **3.3.1 Modelos y simulaciones**

Una simulación es un proceso de interacción con modelos. La ciencia utiliza técnicas de simulación para manipular modelos con el objetivo de incrementar la comprensión de sistemas complejos (Luneta y Hofstein, 1981). En las simulaciones la realidad se presenta de una forma altamente modificada, dado que algunos de sus elementos son incluidos y otros omitidos de acuerdo a la naturaleza del sistema a ser simulado y a los objetivos que se persiguen. Una característica distintiva de las simulaciones es que proveen al usuario con ciertos controles sobre el problema o situación.

La simulación permite hacer que una realidad sea más fácilmente comprensible para el estudiante, que interactúa en forma dinámica con los modelos que constituyen esa simulación. El estudiante es puesto en una situación que requiere su participación activa, iniciando y llevando a cabo secuencias de búsqueda, de acciones y toma de decisiones.

Muchas veces los profesores no son conscientes de que están usando una simulación, por ejemplo al presentar imágenes (dibujos, modelos con partículas) correspondientes a distintos momentos de un proceso, o cuando “muestran” una reacción química con modelos compactos. En estos casos también están realizando una simulación del fenómeno.

Las simulaciones son particularmente útiles cuando por razones de seguridad, tiempo, económicas o administrativas, los estudiantes no pueden actuar directamente sobre el material estudiado. A su vez, pueden proveer oportunidades para un aprendizaje más individualizado.

Un programa informático de simulación contiene uno o más modelos. El usuario inserta valores en los parámetros de un modelo y éste procede para producir resultados, cada uno de estas “carreras” (run) es una simulación. En estos programas los modelos generalmente no son accesibles para ser modificados por el usuario (Webb, 1993).

De acuerdo a la tipología de los modelos expresados propuesta por Boulter y Buckley (2000) las simulaciones físicas se incluye dentro del modo de representación

de material concreto y atributo de representación dinámico estocástico. Algunas de las simulaciones que frecuentemente se usan en la enseñanza de las ciencias son experimentos de genética, dinámica de las poblaciones, sistema circulatorio (Buckley, 2000), etc.

Luneta y Hofstein (1981) realizan una clasificación de los distintos modos que adquieren las simulaciones en la enseñanza de las ciencias, a través de un continuo desde modos estáticos a modos dinámicos. En donde la interacción entre los estudiantes y, entre los estudiantes y la simulación, es variable:

Modo 1: *Recolección y procesamiento de datos desde fuentes secundarias* como fotografías o películas. Donde los estudiantes toman medidas directamente de las imágenes. Por ejemplo, la determinación de la altura de una montaña analizando la longitud de su sombra. También están incluidos los datos de laboratorio que presentan algunos textos con el fin de que los estudiantes los procesen e interpreten, o los experimentos filmados en donde los estudiantes leen y procesan los datos que brindan.

Modo 2: *Construcción y uso de modelos físicos en dos o tres dimensiones*, que representan sistemas que no pueden ser observados en el laboratorio o en el aula. Se debe tener en cuenta que la simulación es el proceso de interactuar con el modelo y no el modelo físico en sí mismo. Por ejemplo, modelos del sistema planetario o de átomos y moléculas. El estudio de las estructuras tridimensionales de las sustancias es de vital importancia en el aprendizaje de la química.

Modo 3: *Presentación de analogías de los fenómenos primarios objeto de estudio*. Por ejemplo las analogías que simulan las colisiones de partículas nucleares o las máquinas en las que se producen choques de bolitas para ilustrar el modelo cinético molecular. Estos análogos mecánicos sirven para demostrar o estudiar fenómenos como movimiento aleatorio de las moléculas, difusión, presión y las leyes de los gases. También, y como se mostrará más adelante, se han usado en equilibrio químico.

Modo 4: *Simulaciones que son controladas por el medio en sí y no por el usuario*. Por ejemplo, la enseñanza programada a través de instrucciones, películas u ordenadores, en donde las interacciones y las respuestas no son controladas por el usuario. Algunas de ellas son gobernadas por modelos matemáticos. Por ejemplo, el planetario es una simulación controlada por el medio; aunque las investigaciones no han podido comprobar su eficacia en la enseñanza de la astronomía. También las simulaciones se emplean como un complemento a las prácticas de laboratorio, en este caso las investigaciones brindaron resultados contradictorios, con respecto a si los estudiantes de altas o bajas aptitudes eran los que mejor las aprovechaban.

Modo 5: involucra *las simulaciones en que las personas controlan tanto interacciones y respuestas*. Se trata del caso en que ocurren interacciones entre los participantes, por ejemplo en juegos de roles y de toma de decisiones. Son juegos que incluyen una serie de reglas, como algunos juegos sobre contaminación, en la que los jugadores deben tomar decisiones en grupo; o juegos donde los jugadores representan especies que compiten por su supervivencia en el ecosistema de una isla. También se incluyen en esta categoría algunos estudios de casos, por ejemplo sobre los factores que afectan una industria química y su impacto en la comunidad.

Modo 6: cuando a los estudiantes se les solicita que *desarrollen sus propios modelos para simular un sistema*. Requiere que el estudiante analice un fenómeno o sistema del mundo real y prepare modelos o diseñe programas en el ordenador para simular su proceso, posteriormente examine su validez a través de la comparación de los datos obtenidos al ejecutar la simulación con los datos reales, con lo que logra una mayor comprensión del sistema y de los procesos estudiados. Por ejemplo, pueden simular sistemas como el consumo de energía, las pirámides alimentarias, el balance ecológico, crecimiento de poblaciones, etc.

En definitiva, para Luneta y Hofstein el aporte de las simulaciones radica en:

*“Las simulaciones son un medio para la enseñanza y el aprendizaje con un gran potencial para mejorar las prácticas educativas. Las simulaciones pueden incrementar el encuentro de los estudiantes con sistemas dinámicos con un menor gasto comparado al que generalmente involucraría el uso de materiales reales. Las simulaciones pueden mejorar el aprendizaje y complementar la efectividad de otras técnicas de enseñanza. Simulaciones apropiadas pueden hacer el aprendizaje de las ciencias más interesante y relevante a los estudiantes y pueden incrementar su motivación. Simulaciones bien diseñadas pueden ayudar a promover importantes objetivos de la enseñanza y del aprendizaje de las ciencias. Las simulaciones no deberían reemplazar al trabajo experimental en ciencias, sino más bien ampliar las experiencias activas con las ideas y problemas científicos dinámicos”* (pag. 250).

### **3.3.2 Simulaciones con la ayuda del ordenador**

Las ayudas visuales mejoran la comprensión de los conceptos, por ejemplo las imágenes estáticas usadas por Gabel y Bunce (1991) incrementaron la comprensión en los tres niveles de representación de la materia. Sin embargo estas imágenes estáticas, y en dos dimensiones, pueden limitar su aporte e incluso inducir a concepciones alternativas. En cambio, los ordenadores permiten dinamizar los modelos de dos y tres dimensiones, ponerlos en movimiento, con lo que facilitan la visualización de la dinámica de un proceso químico.

Muchos estudios se propusieron investigar el efecto de las animaciones en la visualización de los conceptos químicos. Por ejemplo, Williamson y Abraham (1995), presentaron a alumnos universitarios animaciones con partículas en dos unidades: gases, líquidos y sólidos y reacciones químicas. Las animaciones mostraban representaciones dinámicas en dos y tres dimensiones. Para evaluar la comprensión de los conceptos involucrados utilizaron un instrumento escrito que solicitaba representaciones con partículas, las cuestiones incluidas fueron adaptadas de otros estudios previos. Los grupos experimentales, comparados con un grupo de control, obtuvieron resultados significativamente superiores en el cuestionario, diferencias que fueron atribuidas al tratamiento con las animaciones, con lo cual concluyeron que esos estudiantes construyeron mejores modelos mentales, dinámicos y completos, sobre el comportamiento molecular de esos procesos químicos. Estos estudiantes mantenían menor cantidad de concepciones alternativas, por ejemplo, conservaban en una mayor medida las partículas en un proceso y evidenciaron pocos dibujos continuos de la

materia. Los autores destacan el sensible efecto de la imagen en la comprensión conceptual, dado que muchas de las animaciones eran de corta duración (1-2 minutos), sin embargo influían notablemente en las respuestas posteriores de los participantes.

Sanger y Greenbowe (1997) indagaron las concepciones de alumnos universitarios norteamericanos de primer año sobre electroquímica, a través de entrevistas a 16 voluntarios. Detallaron las concepciones halladas y ofrecieron hipótesis sobre su origen y sugerencias para la enseñanza. Posteriormente llevaron adelante una propuesta de enseñanza usando animaciones de ordenador, orientada a la muy difundida concepción alternativa que sostiene que los electrones fluyen en la solución y en el puente salino. El objetivo de utilizar estas animaciones fue mejorar la habilidad para visualizar y comprender conceptos químicos a nivel molecular y, además, facilitar en clases teóricas que los estudiantes conecten entre sí representaciones macroscópicas, simbólicas y microscópicas de los procesos químicos. Para probar la efectividad de estas animaciones en superar dicha concepción alternativa, diseñaron un cuestionario conceptual de 3 ítems de opciones múltiples, que incluía como distractores el enunciado de concepciones erróneas. Compararon los resultados obtenidos por 112 estudiantes, con los obtenidos en el estudio de Ogude y Bradley (1994) y obtuvieron diferencias estadísticamente significativas a favor del tratamiento didáctico. Estos autores concluyeron que el aspecto dinámico de estas animaciones facilita la comprensión de este concepto que sería más difícil visualizar con modelos estáticos en papel.

En síntesis, las animaciones pueden proveer de modelos visuales más correctos desde el punto de vista científico para los procesos microscópicos no fácilmente visibles por otros medios.

Con respecto a las relaciones entre las simulaciones y los experimentos de laboratorio, se reconoce que no es posible, ni necesario, que los alumnos descubran todo en el laboratorio, algunos conceptos importantes de la ciencia no surgen de actividades manipulativas directas, como es el caso de la naturaleza corpuscular de la materia. Además, algunas actividades de laboratorio pueden implicar un gran esfuerzo de material, aparatos y tiempo. En ocasiones los resultados obtenidos en estos aparatos pueden tener un gran error experimental, que dificulte las generalizaciones de los estudiantes e impida el cumplimiento de los objetivos educativos propuestos. También se puede correr el riesgo de rotura o descalibración de aparatos costosos. Por ello es frecuente que se recurra a las simulaciones.

A modo de ejemplo, Wood (1989) presenta una simulación en ordenador que trata del efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Considera la reacción entre el bromuro de potasio y bromato de potasio en medio ácido:



En el experimento se introduce en la mezcla una cantidad fija de fenol y unas gotas de rojo de metilo como indicador, el bromo formado reacciona con el fenol hasta que éste se acaba y entonces la solución cambia de color de rojo a incoloro por la acción del bromo sobre el indicador. La simulación muestra para distintas temperaturas los tiempos en que el cambio de color se produce; para ello utiliza la ecuación de Arrhenius y la relación inversamente proporcional entre el tiempo y la constante de equilibrio

(modelos puestos en juego). El autor reivindica esta simulación, entre otros aspectos, por el riesgo de manipular fenol.

En muchos casos las simulaciones muestran un experimento que podría realizarse concretamente, por ejemplo la compresión de un gas (ley de Boyle), con lo cual la representación es una ilustración del experimento y no un modelo del mismo.

No siempre los trabajos tradicionales de laboratorio pueden ser muy eficientes para desarrollar ciertos procesos científicos tales como: formulación de preguntas significativas, emisión de hipótesis, diseño de experimentos para verificar dichas hipótesis, realizar inferencias significativas de los datos y desarrollar modelos conceptuales de sistemas complejos (Hofstein y Luneta, 1980). Por ello, Hodson (1994) aboga por menos prácticas tradicionales y más actividades de reflexión, argumenta que las simulaciones en el ordenador permiten al profesor adaptar las actividades a los objetivos de enseñanza y aprendizaje y no como ocurre frecuentemente con los experimentos directos en los que estos objetivos se adaptan a la complejidad de la realidad. Las simulaciones además de eliminar las interferencias de las experiencias concretas permite al estudiante pasar mayor tiempo manipulando ideas como medio para construir el conocimiento. Hodson afirma: *“la utilización de simulaciones con el ordenador es una técnica especialmente eficaz que permite a los estudiantes implicarse en los aspectos más creativos de la ciencia que facilitan la comprensión de la naturaleza de la práctica científica”* (pág. 308).

### **3.3.3 Limitaciones de los modelos de partículas**

A estas alturas, es necesario referirse también a las precauciones que deben tenerse en cuenta cuando se utilizan modelos o simulaciones con partículas.

Ben- Zvi et al (1987), Hill (1988) y Nahkleh (1994) advierten sobre las limitaciones de los modelos estáticos y en dos dimensiones que presentan algunos diagramas en los libros de textos. Estas imágenes pueden ser fuente de concepciones erróneas. Por ejemplo, Andersson (1991) brinda casos obtenidos de libros de textos donde las moléculas (las partículas) se ubican en la materia continua como “pasas de uva en un pastel”, contribuyendo a la confusión entre sustancia y átomo/molécula, y reafirmando la concepción continua de la materia.

Uno de los grandes riesgos que se corre cuando se introducen explicaciones con partículas, es que los estudiantes adjudiquen a las partículas propiedades observables o macroscópicas; por ejemplo, que pinten los círculos del color de las sustancias respectivas, etc. (ej.: Driver, Guesne y Tiberghien, 1992). Los estudiantes, especialmente de los niveles educativos básicos muestran la tendencia de atribuirle rasgos perceptibles a entidades no perceptibles. Para Galagovsky y otros (2003) esto es prueba de la existencia de otro nivel de representación de la materia, uno intermedio entre el macro y submicro, que es utilizado por los novatos durante su evolución conceptual, que lo denominan nivel de representación semiparticulado.

Andersson (1991) advierte cómo el uso del lenguaje no siempre contribuye a la clara distinción entre sustancia y átomo/molécula. Cuando el profesor dice “que el agua

está formada por hidrógeno y oxígeno” está pensando en que la molécula de agua consiste en dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno; sin embargo, el alumno puede darle otro significado, por ejemplo que el agua es una mezcla de las sustancias hidrógeno y oxígeno. El agua es una sustancia única que no tiene las propiedades del hidrógeno ni las del oxígeno. Este autor sugiere elegir las palabras con mucho cuidado procurando distinguir entre modelo y observación. Otra frase, que contribuye a interpretaciones erróneas en este sentido es: “los iones hidrógeno se reducen a gas hidrógeno”.

Algunas definiciones encontradas en libros de textos pueden crear o reforzar la concepción alternativa de asignar propiedades macro al nivel micro, por ejemplo la definición: “El átomo es la menor parte de un elemento que posee las propiedades características del elemento”. Andersson afirma que con esta definición los alumnos pueden sacar conclusiones del tipo: “Cuando el hierro se expande por calentamiento, los átomos de hierro también se expanden”. En cambio, Chang (1991) define átomo como “la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química” (pág. 39).

Chang define elemento como: “una sustancia que no puede separarse en sustancias más simples por medios químicos”. La frase muy usada “en una reacción química se conservan los elementos” podría dar lugar a la confusión antes mencionada entre sustancia (macro) y partícula (micro). En una reacción química precisamente no se conservan las sustancias, en la segunda frase se está refiriendo a elemento con un sentido micro, como un tipo de átomo, con igual número atómico.

Con referencia a las dificultades que surgen al interpretar un diagrama con partículas, es importante discutir sobre los códigos que éstas emplean. Para Galagovsky y otros (2003) el nivel de representación submicroscópico es, en sí mismo, un nivel simbólico mediado por un lenguaje gráfico que utiliza esquemas de partículas y que se expresa mediante códigos específicos. Y, sobre la base de ese argumento, sugieren modificar la propuesta original de Johnstone sobre los niveles de representación de la química, reemplazando el triángulo por esquemas más complejos con 8 o 12 nodos, en lugar de 3. Este es un aspecto cuestionable. Las consideraciones de estos autores parecen más adecuadas para la representación con partículas de la ecuación química, donde las partículas son utilizadas de la misma forma que los símbolos químicos; pero no para las representaciones microscópicas, que reflejan la imagen que se tiene de un fragmento de materia, que considera muchas partículas. Las representaciones micro deben contener un número grande de partículas pero, a su vez, “económico” en el sentido de que sin exagerar muestren lo esencial de los conceptos abordados: respetando las representaciones de los estados de la materia, las proporciones entre las partículas respectivas, etc. Como se mencionó anteriormente, la distinción en estos tres niveles propuestos por Johnstone es útil por su sencillez y por asociarse con tres actividades del quehacer científico como son observar (macro), interpretar (simbólico) y explicar (micro).

Teniendo en cuenta las diferencias entre proposiciones e imágenes, las representaciones del nivel submicroscópico son imágenes, representaciones analógicas, más que un lenguaje proposicional. Como toda representación analógica algunos aspectos del modelo guardan una correspondencia con el objeto que representan, esto no se puede decir del lenguaje proposicional, ni del formal (matemático, fórmulas), ni

tampoco del gráfico (ej. gráfico cartesiano). En esas correspondencias yace la esencia de lo conceptual que se quiere resaltar. Galagovsky y otros (2003) se muestran muy críticos con las tareas que utilizan partículas empleadas por investigadores de la problemática de la resolución de problemas algorítmicos-versus conceptuales, porque afirman que esas tareas contienen códigos (por considerarlos lenguajes) que son ajenos a los alumnos (o que no son resaltados en la enseñanza). Surge el interrogante si los alumnos no resuelven bien estas cuestiones porque no manejan esos códigos de lenguaje, como sostienen estos autores, o porque carecen de los conceptos involucrados, por ejemplo, la naturaleza del proceso de disolución. Otra interpretación a esta cuestión es que los estudiantes no comprenden los códigos porque carecen de los conceptos, dado que un experto puede rápidamente comprender los códigos usados (en una gráfica por ejemplo) si posee el concepto subyacente.

Para interpretar una ilustración o un gráfico se requiere de códigos. Galagovsky y otros (2003) señalan que los lenguajes, además del manejo de códigos, requieren de un formato sintáctico, aunque en su propuesta no está claro cuál es el formato sintáctico de los diagramas con partículas (que representan el nivel submicroscópico), tampoco resulta clarificador el término de “lenguaje visual”. En definitiva, la consideración de un diagrama con partículas como un lenguaje gráfico dentro del nivel simbólico, es inapropiada dada la naturaleza analógica de las imágenes. El nivel microscópico incluye, necesariamente, muchas partículas, constituye una “foto imaginaria” del un fragmento del sistema, pero una foto basada en restricciones conceptuales. En otras palabras, son “fotos pasadas por el lente de los conceptos”, constituyen las imágenes de un modelo.

Si bien las animaciones en ordenador pueden superar la imagen estática y en dos dimensiones que brindan los modelos representados en papel, Williamson y Abraham (1995) mencionan cómo una animación utilizada en su investigación sobre difusión pudo reforzar una concepción alternativa. Los estudiantes indicaron que cuando un colorante difunde en agua, las moléculas de agua y de colorante adquirirían el mismo color. Esta atribución de una propiedad macroscópica a las moléculas fue atribuida a los colores con que se presentaban las partículas en la animación empleada. Estos autores advierten que, aunque la animación no ha creado la concepción errónea, sino que la ha reforzado, evidentemente tampoco ha servido para superarla.

En otro ejemplo, Williamson y Abraham comentan el impacto sorprendente de una animación de corta duración (2,5 minutos) sobre el equilibrio líquido - vapor. Muchos de los alumnos del grupo experimental, que tuvieron la vivencia con la animación, dibujaron la representación con partículas correspondientes a un líquido en equilibrio con su vapor en lugar de un líquido solo, cuando se les solicitó representar la situación final resultante de un proceso de licuación partiendo de un frasco cerrado conteniendo un gas. En este caso, los estudiantes tienen una imagen de un fenómeno pero no lo diferencian conceptualmente de otros.

Los estudiantes han construido una variedad de modelos de la materia para explicar los fenómenos químicos. Estos modelos evolucionan a lo largo de la enseñanza desde modelos continuos hasta modelos corpusculares complejos, por ejemplo con la inclusión de iones.

La química se basa en la comprensión del mundo de las partículas y sus interacciones que no puede ser percibido o deducido fácilmente del mundo macroscópico. La química como ciencia posee una naturaleza conceptual y conjetural. En la enseñanza los modelos suelen ser presentados como reales y finales, no como construcciones sujetas a continua revisión y cambio. La enseñanza no siempre pone el énfasis en estos aspectos, en por ejemplo, la naturaleza conceptual y conjetural de las partículas. Se tiende a decir “esto es así” y no “esto es lo que nosotros creemos”. Esto subyace en muchas interpretaciones incorrectas como la atribución de propiedades macroscópicas al mundo microscópico y la confusión entre sustancia y partícula (Boo, 1998).

La ciencia es un proceso de construcción de modelos conceptuales predictivos. Provee de esquemas conceptuales generales para explicar, describir y predecir. El modelo corpuscular de la materia es uno de ellos, y es de esperar que los estudiantes lo usen consistentemente en una diversidad de fenómenos.

Treagust, Duit y Nieswant (2000) recomiendan, tanto a profesores de secundaria como a profesores universitarios, que es esencial enfatizar que los símbolos, fórmulas y modelos son representaciones de diferentes propiedades de una molécula o de una sustancia, y no copia de ellas.

En esa dirección, Sólaz (1996) recomienda brindar explicaciones para que los estudiantes diferencien: (1) modelo, (2) diagrama de un modelo (construcción física utilizada para representar un modelo científico) y (3) observación de la realidad física. Un modelo concebido como una construcción hipotética y heurística, como un boceto conceptual de objetos cuya existencia se asume y que forman parte de al menos una teoría. No como dogmas definitivos y cerrados, no como copias físicas de la realidad. En ese sentido, así como los modelos para ser útiles deben diferenciarse de la realidad, no corresponderse, este autor asume que las ilustraciones serán más efectivas cuanto menos se acerquen al mundo real.

### **3.3.4 Analogías y su uso en la enseñanza de la química**

Las analogías se usan en educación para comunicar conceptos nuevos y abstractos, facilitando su visualización (Duit, 1991). Las analogías comprenden una determinada cuestión desconocida o no familiar (también llamada: objetivo, objeto, blanco, problema, tópico, target), un sistema análogo (base, ancla, fuente, vehículo, analog, source) que resulta conocido o familiar para el alumno y un conjunto de relaciones que se establecen entre ellos (Oliva y otros, 2001).

En términos de Sierra Díez (1995) y en concordancia con lo anterior, una analogía consta de un análogo-objetivo, de un análogo-base y de una serie de procesos de correspondencia entre los componentes de ambos análogos. Aunque a menudo se usa el término analogía no para la relación analógica sino para el análogo-base; por ejemplo, el modelo hidráulico (circulación de agua) para la corriente eléctrica es a menudo llamado la analogía hidráulica (Duit, 1991).

En definitiva, el razonamiento analógico es una actividad de comparación de estructuras entre dos dominios: un dominio de conocimiento conocido y un dominio nuevo o parcialmente nuevo de conocimiento. Por ejemplo, es bien conocida la analogía entre el sistema solar y la estructura del átomo, en la que la analogía permite transferir conocimientos de un área a otra.

La relación analógica es simétrica, porque se basa en la identidad de las partes de la estructura; el análogo-base y el análogo-objetivo no guardan entre sí una relación jerárquica sino simétrica. Entre ambos media un modelo que sirve de puente y destaca los atributos y relaciones comunes. Ese modelo es una abstracción de las correspondencias entre ambos dominios (Duit, 1991).

En otras palabras, una analogía contiene una correspondencia (mapping) entre características similares de conceptos, principios y fórmulas. La analogía requiere la selección de un análogo-base del “mundo del estudiante” para asistir en la explicación de un contenido objetivo; ambos comparten atributos que permiten identificar relaciones entre ellos, y también, no comparten otros atributos que constituyen las limitaciones de la analogía (Thiele y Treagust, 1994).

El análogo base puede existir en la mente de la persona o ser presentado con esa intención por otros, por ejemplo a través de: un juego, un experimento, una historia, un modelo, etc. Cuando la relación analógica se establece entre dos dominios de la realidad (ej: agua y corriente eléctrica), constituye una analogía de primer nivel; en cambio entre dos modelos constituye una analogía de segundo nivel.

Una analogía puede tener una elaboración simple como: “la mitocondria es la usina de la célula” o ser muy elaborada ocupando un texto del tamaño de un párrafo o de una hoja (Duit, 1991). Algunos ejemplos de analogías simples utilizadas en la enseñanza de la química son: la familia de hidrocarburos, el agujero de la capa de ozono, la nube electrónica, el mar de electrones, etc.

A su vez las analogías pueden basarse en similitudes superficiales, generalmente *relaciones estructurales*, o en similitudes más elaborados como las *relaciones funcionales*, o en una combinación de ambas: “El fullereno (C<sub>60</sub>) es como una pelota de fútbol” es una analogía estructural donde los atributos estructurales del análogo de base son aplicados al análogo objetivo; “La estructura y funciones de una célula podría compararse a la de una fábrica...” constituye una analogía estructural y funcional.

A su vez, el formato de las analogías, presentadas por ejemplo en un texto puede ser: formato *escrito - verbal* o formato *pictórico- verbal*, donde la analogía verbal es reforzada con un dibujo o una foto. Así mismo el análogo-base y el análogo-objetivo pueden tener la condición de ser *concretos o abstractos*; generalmente se da una base concreta y un objetivo abstracto, atendiendo a la finalidad misma de las analogías.

De acuerdo a como están compuestas las analogías se pueden clasificar en analogías simples, analogías enriquecidas y analogías extendidas. Las *analogías simples* constan de un objetivo, una base y un conector del tipo “es como” o “puede ser comparado a”. Las *analogías enriquecidas* añaden fundamentos e incluso limitaciones en las relaciones analógicas, conformándose en un párrafo. Las *analogías extendidas* tienen un nivel más complejo de enriquecimiento porque utilizan varios fundamentos o

limitaciones de una base para un t3pico, o fundamentos de varias bases para explicar un mismo objetivo o t3pico (Curtis y Reigeluth, 1984).

Estas clasificaciones sobre las caracter3sticas de las analog3as fueron utilizadas por Thiele y Treagust (1994a) para analizar las analog3as presentadas en libros de texto de qu3mica para el nivel medio utilizados en Australia. Concluyeron que el uso frecuente de analog3as simples, y la carencia de afirmaciones sobre sus limitaciones, pueden crear problemas en el aprendizaje de los estudiantes.

En definitiva, las analog3as contribuyen a la ense1anza a trav3s de relaciones con el mundo del estudiante, ayudando a la visualizaci3n de conceptos abstractos y aportando elementos motivacionales a las clases, en las que aparecen como un recurso auxiliar de ense1anza, no siempre planificado con anterioridad. Constituyen un medio para la comprensi3n y el recuerdo de conceptos.

Las analog3as ser3n efectivas de acuerdo a la familiaridad con el an3logo y, por lo tanto, la efectividad cambiar3 con la persona y en general con factores culturales. Thiele y Treagust (1994b) observaron que los grupos de alumnos con menores capacidades acad3micas requer3an en las clases explicaciones anal3gicas por parte del profesor, confirmando que las analog3as pueden ser m3s efectivas para estudiantes de baja capacidad, por ejemplo, en pensamiento formal (Friedel et al., 1990); estos alumnos necesitar3an ayuda para resolver problemas an3logos y para hacer las conexiones entre los problemas an3logos y los problemas objetivos. Las ayudas m3s frecuentes se basan en el apoyo gr3fico de las analog3as, mediante dibujos y diagramas.

Otro factor que influye en el 3xito de una analog3a es su semejanza estructural al objetivo, y est3 comprobado que favorece el aprendizaje si:

- (a) se previene que se est3 usando como estrategia una analog3a,
- (b) si la analog3a es acompa1ada de afirmaciones claras sobre c3mo se relaciona el an3logo al objetivo y
- (c) si se acompa1a tambi3n con afirmaciones sobre los l3mites de esa analog3a.

Con estas precauciones se evitar3an frecuentes comprensiones err3neas, como la atribuci3n incorrecta de atributos del an3logo al objetivo (Thiele, 1994).

En ocasiones se presenta al alumno el an3logo-base en un texto y luego se le presenta una situaci3n o problema para que 3ste lo resuelva. El an3logo-base brindari3 al alumno la estructura, la idea previa, para resolver o entender el an3logo-objetivo (ver por ejemplo, Sierra D3ez, 1995). De esta manera, las analog3as pueden actuar como organizadores previos en el sentido ausubeliano. En este sentido, las analog3as pueden utilizarse como un paso intermedio para la comprensi3n de un concepto o proceso abstracto, donde el an3logo-base genera una idea previa que facilita la adquisici3n del concepto. Da como resultado una estructura de pensamiento nueva, basada en la abstracci3n del isomorfismo estructural entre la base y el objetivo.

La lectura de escritos cient3ficos originales puede aportar una riqueza ling3stica de utilidad para el contexto educativo, por ejemplo al permitir analizar las figuras del lenguaje (Sutton, 1992). Por ejemplo, la met3fora creada por Darwin del "gran 3rbol de la Vida" para explicar la diferenciaci3n evolutiva de los seres vivos (Bizzo, 1993). Para

Sutton, las metáforas tienen una gran importancia dado que conducen de una forma muy creativa a la construcción de modelos explicativos.

Thagard (1992) explica la bondad de las buenas analogías en términos de tres tipos de restricciones (constraints): pragmáticas, semánticas y estructurales. Con respecto a las pragmáticas afirma que el pensamiento analógico es sensible al propósito para el cual es usado, generalmente este propósito es ayudar a los estudiantes a comprender un material no familiar, es decir, a brindar una explicación. Las otras dos restricciones se refieren a las correspondencias entre base y objetivo, las semánticas dependen del uso de términos con significados relacionados, en cambio, las estructurales dependen del uso de configuraciones similares de objetos. Idealmente un análogo-base debería tener una gran similitud semántica, correspondencia estructural y relevancia pragmática con respecto al análogo-objetivo.

Thiele y Treagust (1994b) reconocen que no sólo es necesario que los profesores cuenten con un repertorio de analogías para cada tema, sino también deberían contar con un modelo de enseñanza que guíe el uso de esas analogías. También recomiendan desarrollar un ambiente de clase donde los estudiantes se sientan libres de expresar su insatisfacción con una explicación alternativa como respuesta. Ese modelo, para la enseñanza con analogías, debería incluir un momento para establecer las similitudes y no similitudes entre análogo y objetivo

En síntesis, la enseñanza tendría que proveer momentos para que los alumnos exploren la extensión de la analogía, detectando los puntos de quiebre y coincidencia que les permita abstraer la estructura en común. Teniendo en cuenta que las analogías serán inapropiadas si de su uso resulta la formación de concepciones alternativas.

### **3.3.5 Analogías y modelos**

A menudo suelen usarse los términos analogía y modelo indiferentemente. Más aún, suelen confundirse los términos: analogía, modelo, símil, metáfora, ilustración y ejemplo. A continuación se discuten las diferencias entre analogía y modelo.

Un modelo es una herramienta de investigación que es usada para obtener información acerca de un objeto de estudio que no puede ser observado o medido directamente. No se basa, como las analogías, en un dominio conocido; se modeliza con algo que no es conocido. Un modelo científico es válido en tanto permita explicar lo que pasó, lo que pasa y predecir lo que pasará.

Las analogías utilizan la relación entre un dominio conocido y otro dominio no conocido a través de la similitud o correspondencia estructural entre ambas. Un modelo, en cambio, puede no mantener esas correspondencias o similitud en estructura. Por el contrario, un modelo no es copia de la realidad, un modelo es más útil cuanto más difiere de la realidad. Un modelo puede considerarse como una representación simplificada de un sistema, que concentra la atención en algunos aspectos específicos del mismo. Son construcciones hipotéticas sobre fenómenos no observables o medibles directamente. Un modelo no tiene una simetría de relaciones como las analogías. Por ejemplo, los modelos: “gas ideal”, “orbitales atómicos”, “un cuerpo de masa puntual”.

Aunque, como ya se ha tratado, un modelo tiene ciertos aspectos análogos con el objeto de estudio, de esta forma permite al investigador derivar hipótesis del modelo que pueden ser verificadas estudiando el objeto. Probar estas hipótesis puede producir nueva información acerca del objeto (Van Driel y Verloop, 1999). La relación analógica hace que un modelo sea un modelo (Duit, 1991) y, por ello, los modelos pueden proveer analogías.

Harrison y Treagust (2000) llaman a los modelos como *modelos analógicos* por ser una representación simplificada o exagerada de un objeto o proceso. Dado que en los modelos existe una evidente correspondencia entre el modelo análogo y el fenómeno científico que describe y explica su estructura y funciones.

El término modelo analógico también es utilizado por Ingham y Gilbert (1991), que se basan en la clasificación de modelos dada por Black (1962) en: modelos a escala, modelos analógicos, modelos matemáticos, modelos teóricos y modelos arquetipo. Donde los modelos analógicos representan algún objeto, sistema o proceso, diseñado para producir lo más fielmente posible en algún nuevo medio la estructura o red de relaciones del original.

### **3.3.6 La analogía del mapa para el concepto de modelo**

A modo de ejemplo, se presenta la analogía del mapa, utilizada por Smith, Snir y Grosslight (1992) para discutir con sus alumnos sobre el concepto de modelo y el uso que se hizo de los modelos en su propuesta de enseñanza. Esta analogía puede contribuir a comprender el concepto de modelo y de analogía.

Estos investigadores, entregaron a sus alumnos distintos tipos de mapas de una misma ciudad, por ejemplo: mapa callejero, mapa de transporte, mapa de subterráneos, mapa turístico... y les preguntaron: ¿Qué muestra cada mapa? ¿Muestran las mismas cosas? ¿Cómo representan las cosas? ¿Es un mapa mejor que otro?. La discusión fue guiada para concluir con la idea de que cada mapa fue diseñado para un propósito diferente, que no hay un mapa mejor que el otro. Que un mapa no puede proveer toda la información acerca de algo. La persona que hace el mapa necesita decidir cuál es la información relevante y luego presentarla en forma clara, precisa y accesible.

Luego solicitaron a los alumnos que hicieran ellos mismos modelos sobre el fenómeno estudiado (densidad y flotación). Estas actividades sobre modelos permitieron concebir a los modelos como herramientas representacionales que necesitan ser evaluadas con respecto a cómo transmiten las observaciones relevantes y de acuerdo a cómo cumplen propósitos particulares y ayudan a uno a pensar acerca de un problema dado.

Claxton (1987) lleva esta analogía al aprendizaje, donde el sujeto para moverse en el mundo “el territorio” necesita disponer de modelos o teorías personales que lo organicen, “los mapas”. Para que se cambie o reestructure el mapa, no basta con que no se corresponda con el territorio (todos los mapas difieren del territorio que representan), además es necesario que el sujeto se pierda en el territorio y tome conciencia sobre qué

está mal en el mapa. Las teorías, como los mapas, no reflejan la realidad sino la representan de un modo útil y su reestructuración se explica por confrontación del sujeto con el objeto. En términos de la epistemología de las ciencias, no son los datos los que refutan las teorías, es la aparición de otra teoría mejor (Pozo, 1989). La instrucción permite tomar conciencia de los límites del mapa y de la complejidad del territorio, que ayuda a una mayor organización interna del mapa.

En el capítulo siguiente, que presenta estrategias y recursos para la enseñanza del equilibrio químico, se brindan muchos ejemplos de analogías y simulaciones empleadas para este tema en particular.



## CAPÍTULO 4

### ESTUDIO BIBLIOGRÁFICO SOBRE EL APRENDIZAJE Y LA ENSEÑANZA DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

#### 4.1 Introducción

Como una de las etapas del desarrollo de la investigación se realizó el siguiente estudio bibliográfico, cuyos resultados fueron organizados para esta memoria en:

1. Estudio sobre el aprendizaje del equilibrio químico
2. Estudio sobre la enseñanza del equilibrio químico
3. Estudio histórico sobre el concepto equilibrio químico
4. Estudio sobre el origen de las dificultades sobre el equilibrio químico

##### 4.1.1 Preguntas que se plantea el estudio bibliográfico

¿Qué dificultades y concepciones alternativas han sido detectadas acerca del equilibrio químico en distintas investigaciones?

¿Qué hipótesis plantean los autores de estas investigaciones sobre el origen de las dificultades encontradas y qué sugerencias realizan para la enseñanza del tema?

¿Qué dice la investigación sobre la estructura cognitiva que generan los estudiantes en torno a conceptos relacionados con el equilibrio químico?

¿Qué estudios se han realizado sobre las concepciones alternativas que mantienen los profesores y las promovidas por los libros de texto?

¿Cuáles son los enfoques curriculares con que se presenta el tema equilibrio químico?

¿Qué analogías, modelos y simulaciones se emplean en la enseñanza del equilibrio químico?

¿Qué evolución histórica tuvo el concepto equilibrio químico?

¿Qué modelos históricos se pueden extraer de esta revisión histórica y qué implicaciones ofrece para la enseñanza?

#### **4.1.2 Objetivos que se persiguen con el estudio bibliográfico**

1. Realizar una exhaustiva investigación bibliográfica sobre las concepciones alternativas del alumnado, de distintos niveles educativos, sobre el equilibrio químico.
2. Indagar cuáles son las dificultades que presenta el aprendizaje y la enseñanza del equilibrio químico y las posibles causas y orígenes de las mismas.
3. Clasificar las concepciones alternativas y dificultades halladas y sistematizar las sugerencias para su enseñanza.
4. Llevar adelante una revisión de los distintos enfoques y propuestas de enseñanza del tema equilibrio químico que han sido publicadas en la bibliografía especializada.
5. Realizar un estudio histórico sobre la evolución del concepto equilibrio químico y sistematizar las implicaciones didácticas que se desprendan del mismo.

#### **4.2 Estudio sobre el aprendizaje del equilibrio químico**

Este apartado sobre el aprendizaje del equilibrio químico comienza con una revisión bibliográfica de las investigaciones llevadas a cabo sobre las concepciones de los alumnos sobre el tema. En esta revisión se tienen en cuenta sólo los estudios experimentales, es decir, los estudios que se llevaron a cabo con muestras de alumnos con algún tipo de metodología para la indagación de su conocimiento.

Los resultados de este trabajo se organizan en el siguiente orden: primero, una presentación cronológica de las investigaciones, luego se muestran cuadros comparativos sobre las metodologías de indagación utilizadas, sobre las muestras abarcadas, sobre los aspectos de la temática indagados y, finalmente, un cuadro con los resultados sobre las concepciones alternativas encontradas, clasificadas de acuerdo a un número limitado de categorías.

También se presentan en forma sistematizada las sugerencias para la enseñanza, realizadas por estos autores que investigaron cómo los estudiantes habían aprendido el tema del equilibrio químico. Las sugerencias se presentan para cada una de las categorías utilizadas para clasificar las concepciones alternativas de los alumnos.

El apartado continúa con una revisión de los estudios que se propusieron investigar la estructura cognitiva de los estudiantes, o de grupos de estudiantes, acerca del tema equilibrio químico. Luego, se muestran los estudios que indagaron las concepciones alternativas de los profesores y, posteriormente, los estudios que indagaron los libros de textos. Los componentes del estudio bibliográfico llevado a cabo se muestran en el Cuadro 4.1.

Cuadro 4.1: Presentación del estudio bibliográfico sobre el aprendizaje del equilibrio químico.

- 1. Investigaciones sobre las concepciones alternativas acerca del equilibrio químico**
  - . Metodología y muestras estudiadas
  - . Aspectos del equilibrio químico indagados
  - . Clasificación de las concepciones y dificultades
  - . Clasificación de las sugerencias formuladas para la enseñanza
- 2. Estudios sobre la estructura cognitiva en torno al equilibrio químico**
- 3. Investigaciones sobre las concepciones de los profesores acerca del equilibrio químico**
- 4. Estudios que indagaron libros de texto**

Al final del capítulo, y a modo de cierre, se incluyen las hipótesis sobre el origen de las dificultades de los alumnos, que formulan los investigadores de las concepciones alternativas, en el marco de un contexto más amplio que incluye cuestiones referidas a la enseñanza y a las características del equilibrio químico como contenido.

#### **4.2.1 Investigaciones sobre las concepciones alternativas de estudiantes acerca del equilibrio químico**

En el análisis de las investigaciones sobre las concepciones alternativas de los estudiantes se trató de contestar las siguientes preguntas:

- ¿Qué muestras fueron estudiadas?
- ¿Cómo indagaron las concepciones alternativas, qué metodología utilizaron?
- ¿Qué aspectos del equilibrio químico evaluaron?
- ¿Qué concepciones alternativas y dificultades detectaron?
- ¿Cómo clasificaron esas dificultades?
- ¿Justifican la causa u origen de esas concepciones?, y en caso afirmativo, ¿cuáles son dichas causas?
- ¿Qué sugerencias didácticas proponen a partir de los resultados hallados?

Para cada una de las 29 investigaciones que comprendió este estudio, se realizó un resumen donde se volcaron las respuestas a las preguntas anteriores. En el Cuadro 4.2 se presentan los autores, el año y la revista donde fueron publicadas estas investigaciones.

La revisión bibliográfica realizada, se considera bastante exhaustiva, aunque cabe aclarar que algunos de los autores citados tienen alguna otra publicación relacionada, en algunos casos con resultados análogos y/o con el uso de instrumentos similares.

Las investigaciones sobre las ideas de los alumnos comenzaron, en forma sistemática, a finales de la década del 70. Anteriormente algunas publicaciones comentan dificultades de los estudiantes en equilibrio químico inspirados, más que todo, en la experiencia docente.

Cuadro 4.2. Las investigaciones abarcadas en este estudio en orden cronológico.

Nº	Autor/es	Año	Revista/Publicación
1	Buell y Bradley	1972	Science Education
2	Johnstone, MacDonald y Webb	1977	Education in Chemistry
3	Wheeler y Kass	1978	Science Education
4	Felipe Lorenzo	1981	Tesis U. de Valladolid
5	Pereira	1981	Tesis University of East Anglia
6	Furió y Ortiz	1983	Enseñanza de las Ciencias
7	Cros y otros	1984	Revue Française de Pédagogie
8	Hackling y Garnett	1985	European J. of Science Education
9	Gorodetsky y Gussarsky	1986	European J. of Science Education
10	Gussarsky y Gorodetsky	1988	J. of Research in Science Teaching
11	Maskill y Cachapuz	1989	Int. J. of Science Education
12	Cachapuz y Maskill	1989	Int. J. of Science Education
13	Camacho y Good	1989	J. of Research in Science Teaching
14	Van der Borgh y Mabilie	1989	Int. J. of Science Education
15	Bergquist y Heikkinen	1990	J. of Chemical Education
16	Gussarsky y Gorodetsky	1990	J. of Research in Science Teaching
17	Bradley, Gerrans y Long	1990	South African J. of Education
18	Banerjee	1991	Int. J. of Science Education
19	Niaz	1995	Int. J. of Science Education
20	Quílez y Solaz	1995	J. of Research in Science Teaching
21	Huddle y Pillay	1996	J. of Research in Science Teaching
22	Quílez	1998	Educación Química
23	Thomas y Schwenz	1998	J. of Research in Science Teaching
24	Van Driel y otros	1998	Int. J. of Science Education
25	Voska y Heikkinen	2000	J. of Research in Science Teaching
26	Furió y Calatayud	2000	Revista de Educación en Ciencias
27	Stavridou y Solomonidou	2000	Didaskalia
28	Kousathana y Tsaparlis	2002	Chem. Educ.: Research and Practice
29	Hernando y otros.	2003	Enseñanza de las Ciencias

El artículo que puede considerarse pionero en el estudio de las concepciones alternativas de los estudiantes en química, y referencia obligada de trabajos posteriores, es la investigación de Johnstone, MacDonald y Webb (1977), que se encuadró en una perspectiva ausubelina, refiriéndose a las concepciones alternativas como dificultades conceptuales. En este sentido, con respecto a la terminología, en la revisión de los artículos se observa un progresivo abandono, con el paso del tiempo, del término “concepción errónea” (misconception) que se ha ido suplantando especialmente por el de “concepción alternativa”.

Si bien la mayoría de estos estudios se enmarcaron en la orientación constructivista, se adhirieron a distintos enfoques, como las investigaciones con orientación piagetiana de la década del 70; otras hicieron hincapié en el conocimiento

científico y remarcaron el carácter de “errores” de las concepciones; otras indagaron en la estructura cognitiva con la que los estudiantes relacionan los conceptos de la temática; y, otras tuvieron, únicamente, carácter descriptivo, sin hacer hipótesis sobre el origen de las concepciones o sobre cómo tratarlas didácticamente.

Teniendo en cuenta los tres enfoques de investigación sobre el conocimiento de los alumnos, planteados por Pintó, Aliberas y Gómez (1996), a saber: concepciones alternativas, formas de razonamiento y modelos mentales, se observa que la mayoría de las investigaciones se encuadran en el primer enfoque. En el segundo enfoque, sobre formas de razonamiento, se encuentran las primeras investigaciones sobre esquemas piagetianos y la de Furió y Calatayud (2000) al tratar, en particular, la fijación y reducción funcional; también este tipo de razonamiento es usado por otros autores para explicar el origen de algunas de las concepciones alternativas halladas. No se han hallado investigaciones en torno a modelos mentales construidos por los estudiantes sobre el tema equilibrio químico.

Las investigaciones revisadas se han llevado a cabo con alumnos de más de 15 países, con lo que se comprobó cierto grado de universalidad en el sostenimiento de estas concepciones alternativas. Muchas de las concepciones están presentes en diferentes niveles educativos: desde cursos medios de la escuela secundaria (15 años) hasta cursos universitarios avanzados (ej. un curso de Físicoquímica). Esto constituye una prueba de que la enseñanza más frecuente en las aulas, constituida por: exposiciones teóricas donde el alumno asume un rol pasivo, resolución de problemas algorítmicos y laboratorios como recetas, no se muestra eficaz en superar estas dificultades. Es necesario, por ejemplo, tener en cuenta las sugerencias que se mencionan en este capítulo que surgen como implicaciones didácticas de la investigación en enseñanza de las ciencias.

#### **4.2.1.1 Metodología empleada y muestras estudiadas por las investigaciones**

Los resultados obtenidos sobre la metodología empleada y muestras estudiadas en esta revisión bibliográfica se muestran en el Cuadro 4.3.

Con respecto a lo metodológico, las formas de indagación comúnmente usadas fueron los cuestionarios y las entrevistas. Muchos tests de opciones múltiples solicitan también una explicación de las respuestas seleccionadas. En el estudio de Van de Driel y otros (1998), las observaciones se realizaron sobre discusiones grupales de experimentos. En general, los autores coinciden sobre la necesidad de complementar las investigaciones con más de una técnica de indagación, por ejemplo medios escritos con entrevistas, para profundizar en el acercamiento al estudiante y justificar las conclusiones obtenidas en los cuestionarios.

Cuadro 4.3: Investigaciones sobre las concepciones alternativas sobre el equilibrio químico.

Nº	Autor/es	Año	Metodología	Muestras. Nivel educativo
1	Buell y Bradley	1972	C	70 estudiantes nivel medio
2	Johnstone, MacDonald y Webb	1977	TOM	225 estudiantes nivel medio
3	Wheeler y Kass	1978	TOM	99 estudiantes nivel medio (12º grado)
4	Felipe Lorenzo	1981	C, TOM	80 estudiantes de nivel medio
5	Pereira	1981	RP	300 estudiantes de nivel medio
6	Furió y Ortiz	1983	TOM	61 est. nivel medio y 55 licenciados
7	Cros y otros	1984	TOM	200 est. universitarios 1º año (18-19 años)
8	Hackling y Garnett	1985	E	30 estudiantes nivel medio (12º, 17 años)
9	Gorodetsky y Gussarsky	1986	RP, TOM, TLC	160 est. nivel medio (12º, 17-18 años)
10	Gussarsky y Gorodetsky	1988	TAP	160 estudiantes nivel medio (12º)
11	Maskill y Cachapuz	1989	TAP	30 estudiantes nivel medio (15 años)
12	Cachapuz y Maskill	1989	RP, TAP	30 estudiantes nivel medio (15 años)
13	Camacho y Good	1989	RP, TA	13 est. medio y univ., 10 prof. univ. - est. doct.
14	Van der Borcht y Mabilie	1989	C	559 est. nivel medio (12 a 18 años)
15	Bergquist y Heikkinen	1990	TA	Estudiantes universitarios de 1º año
16	Gussarsky y Gorodetsky	1990	TAP	160 estudiantes nivel medio (12º)
17	Bradley, Gerrans y Long	1990	TOM	29 prof, 26 est. prof, 105 est. nivel medio
18	Banerjee	1991	C, TOM	69 prof. nivel medio, 162 est. prof. qca 4º año
19	Niaz	1995	C, RP	78 est. univ. 1º año (19,5 años)
20	Quílez y Solaz	1995	C	170 est. univ. 1º año, 40 prof. (medio y univ.)
21	Huddle y Pillay	1996	RP	Más de 600 est. univ. 1º año (18-19 años)
22	Quílez	1998	C, TOM	70 est. univ. 1º, 35 (2º); 74 lic., 69 prof. sec.
23	Thomas y Schwenz	1998	E	16 est. univ. curso de Físico-química
24	Van Driel y otros	1998	O, C	Más de 400 est. grado 10 (15-16 años)
25	Voska y Heikkinen	2000	TOM	95 estudiantes universitarios de 1º año
26	Furió y Calatayud	2000	C	45 est. nivel medio, 60 (1º) y 90 (3º) univ.
27	Stavridou y Solomonidou	2000	C	175 est. nivel medio (17-18 años)
28	Kousathana y Tsaparlis	2002	C	120-148 est. nivel medio (17-18 años)
29	Hernando y otros.	2003	C	132 est. nivel medio.

Referencias: C: cuestionario; E: entrevistas; O: observaciones; TOM: test opciones múltiples; RP: resolución de problemas; TAP: test de asociaciones de palabras; TLC: test de libre clasificación; TA: entrevistas "thinking- aloud".

#### 4.2.1.2 Aspectos de la temática equilibrio químico que indagó cada investigación

Los aspectos de la temática equilibrio químico que indagó cada estudio se presentan en el Cuadro 4.4, donde se han destacado dos aspectos que se consideran centrales para la investigación aquí presentada:

- (a) La imagen del sistema en equilibrio (en recipiente cerrado, dinámico, constancia de concentraciones).
- (b) Los aspectos cinéticos (modelo de colisiones, constancia y cambio de velocidades de reacción en distintos momentos).

El aspecto más estudiado (aproximadamente el 60 % de las investigaciones) y sobre el cuál se ha debatido mucho, es el referido a la utilización del principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al ser perturbado. Aunque, la indagación exclusiva de las ideas de los estudiantes sobre este aspecto del

fenómeno, puede pasar por alto la influencia sobre él de concepciones más básicas como: (a) la imagen del sistema en equilibrio (recipiente cerrado, dinamismo, constancia concentraciones, composición de la mezcla en equilibrio) y (b) los aspectos cinéticos (modelo de colisiones, constancia y cambio de velocidades de reacción en distintos momentos).

Cuadro 4.4: Aspectos indagados del equilibrio químico en las investigaciones sobre concepciones alternativas.

N°	Autor/es	Aspectos indagados del equilibrio químico		
		imagen sistema	cinéticos	otros
1	Buell y Bradley	No	No	Solubilidad, pensam. formal
2	Johnstone y otros	Si	Si	Le Chatelier, energía
3	Wheeler y Kass	No	Si	Le Chatelier, pensam. formal
4	Felipe Lorenzo	Si	No	Concentración, flechas
5	Pereira	Si	Si (catalizador)	Concentración, Le Chatelier
6	Furió y Ortiz	Si	No	Masa-concentración, eq. heter.
7	Cros y otros	Si	Si	Simbolismo: flechas
8	Hackling y Garnett	Si	Si	Le Chatelier
9	Gorodetsky y Gussarsky	Si	Si (catalizador)	Le Chat., eq. heter., estr.cogn.
10	Gussarsky y Gorodetsky	No	Si (catalizador)	Le Chatelier, estruct. cognit.
11	Maskill y Cachapuz	Si	Si	Lenguaje, significado cotidiano
12	Cachapuz y Maskill	Si (indirect.)	Si (indirect.)	Le Chatelier
13	Camacho y Good	Si (indirect.)	Si (indirect.)	Resol. prob. expertos/novatos
14	Van der Borgh y Mabilie	No	No	Significado palabra equilibrio
15	Bergquist y Heikkinen	Si	No	Masa-conc, volumen, lenguaje
16	Gussarsky y Gorodetsky	Si	No	Lenguaje, significado cotidiano
17	Bradley, Gerrans y Long	Si	Si	Le Chatelier, flechas
18	Banerjee	No	Si	Le Chatelier, eq. ácido-base
19	Niaz	No	Si	Le Chat., resolución problemas
20	Quílez y Solaz	No	No	Le Chatelier
21	Huddle y Pillay	No	No	Estequiometría
22	Quílez	No	No	Le Chatelier
23	Thomas y Schwenz	No	No	Termodinámica
24	Van Driel y otros	Si	No	Reacción química
25	Voska y Heikkinen	No	No	Le Chatelier
26	Furió y Calatayud	No	No	Le Chatelier, razonamientos
27	Stavridou y Solomonidou	Si	No	Le Chatelier
28	Kousathana y Tsaparlis	No	No	Resolución problemas, Le Chat.
29	Hernando y otros.	Si	No	Le Chatelier

En otras palabras, las concepciones alternativas sobre la naturaleza y características esenciales del equilibrio químico pueden, a su vez, ser el origen de otras dificultades en aspectos que se abordan posteriormente en la enseñanza como, por ejemplo, la evolución del equilibrio perturbado.

#### 4.2.1.3 Clasificación de las concepciones alternativas

Dado el volumen de información y la extensión de las dificultades que presentaron los alumnos, puestas de manifiesto en las investigaciones, se realizó un

esfuerzo de sistematización que permitió una categorización de las concepciones alternativas.

Las categorías que se han propuesto para este análisis fueron definidas como:

- a) Conceptos previos necesarios para el estudio del equilibrio químico;
- b) Características de un sistema en equilibrio químico;
- c) Lenguaje, simbolismo empleado y constante de equilibrio;
- d) Efecto del cambio de variables sobre el sistema en equilibrio;
- e) Velocidades de reacción;
- f) Catalizadores;
- g) Energía;
- h) Equilibrios heterogéneos.

Los resultados de esta sistematización se muestran en el Cuadro 4.5.

En general, se observa que la mayor parte de las concepciones fueron confirmadas en más de una investigación realizada en distintos contextos. Entre las dificultades más corroboradas por las investigaciones encontramos la confusión entre cantidad y concentración, la imagen estática y la imagen compartimentada del equilibrio.

Cuadro 4.5: Síntesis de concepciones alternativas y dificultades sobre el tema del equilibrio químico.

<b>Categoría</b>	<b>Concepción alternativa / dificultad</b>	<b>Investigación (n°)</b>
a) Conceptos previos que se utilizan en el estudio del equilibrio químico	. No diferenciación entre cantidad y concentración. Ej. masa-concentración	1, 3, 4, 5, 6, 15, 20, 21, 22, 26, 28
	. No aceptación de reacciones químicas reversibles, o no diferenciación	19, 24
	. Confusión entre coef. estequiométricos y cantidades presentes en una reacción química.	12, 21
	. Dificultades matemáticas y en estequiometría.	4, 13, 20, 21, 28
	. Confusión sobre el comportamiento de gases	15, 20, 26
	. Incapacidad en el manejo de la proporcionalidad.	15
	. Inadecuada comprensión microscópica de la reacción química.	17
b) Características de un sistema en equilibrio químico	. No diferencian sistemas en equilibrio de sistemas que no lo están.	9, 29
	. Desconocimiento de la condición de ser un sistema cerrado.	6, 17, 27
	. No distinguen composiciones iniciales y de equilibrio.	4
	. No admiten coexistencia de todas las especies.	4, 24
	. Compartimentación del equilibrio.	2, 6, 7, 9, 12, 16, 17, 22
	. No mantienen la constancia de las concentraciones a temperatura constante.	3, 9, 17, 29
	. Composición del sistema igual a una relación aritmética simple o a la estequiométrica.	8, 9, 17, 21, 27
	. Consideran al equilibrio como estático.	7, 9, 11, 13, 16, 23, 24
. Comportamiento pendular.	15, 24	

	. Incomprensión de “reactivo limitante” en una situación de equilibrio.	15, 20, 24
c) Lenguaje, simbolismo empleado y constante de equilibrio	. Asocian el término “equilibrio” a una igualdad e inmovilidad. . Incorrecta interpretación de la doble flecha con distintas longitudes. . Desconocimiento de cuando $K$ es constante. . Mantienen $K$ inalterada ante cambios de temperatura. . Incorporan sólidos en la ecuación de $K$ . . Desconocimiento del significado de $K$ . . Consideran que en el eq. $K_c$ es igual a 1.	14, 16 2, 4, 7, 17 3, 6, 9, 13, 23, 25, 29 8, 19, 27 28 29 21
d) Efecto del cambio de variables sobre el equilibrio (aplicación del principio de Le Chatelier -LC-)	. Mayores dificultades al aplicar LC ante cambios de temperatura. . Aplicación de razonamientos tipo LC a situaciones inapropiadas. . No consideran todos los factores que afectan al equilibrio (control de variables). . Dificultades al comparar las concentraciones entre un equilibrio inicial y uno final. . Aplicación de LC a situaciones en equilibrio que conduce a predicciones incorrectas. . Incomprensión del efecto de agregar gas inerte al sistema en equilibrio. . No usan explicaciones microscópicas. . No usan $Q$ y $K$ para predecir evolución.	2, 25 3, 9, 26, 27 2, 3, 5, 9, 21, 26, 28 8, 17, 18 20 20, 22, 26 27, 29 22, 29
e) Velocidades de reacción	. Confusión entre velocidad y extensión. . La $v_d$ aumenta en la aproximación al equil. . Cuando la $v_d$ aumenta ante una perturbación la $v_i$ debe disminuir y viceversa. . Igualdad de las $v_d$ y $v_i$ en equilibrio final con las del equilibrio inicial. . Aplicación de LC a las velocidades.	3, 11, 12, 13, 18, 21, 28 8, 19 8, 19 8, 19 8, 17, 18, 19
f) Catalizadores	. El catalizador no afecta la reacción inversa. . El catalizador disminuye la velocidad inversa. . El catalizador produce mayor proporción de productos en la mezcla en equilibrio.	2, 17, 25 2, 8, 17 2, 7, 9, 10, 17
g) Energía	. Mala interpretación de la información que brinda el $\Delta H$ . . No relacionan $\Delta G^\circ$ con la extensión del equil. . Confunden $\Delta G^\circ$ con $\Delta H$ . . No comprenden de un proceso termodinámicamente reversible . No diferencian temperatura de energía. . Confunden energía de activación con $\Delta G^\circ$ .	13, 17 13 13 23 10 23
h) Equilibrios heterogéneos	. Confusión entre masa y concentración. . Incomprensión del papel del sólido. . La adición de más sólido modifica el equilibrio.	6, 26 9 22, 23, 25, 26, 28

Esta sistematización apoya al reconocimiento de una de las características admitidas de las concepciones alternativas: el hecho de que son comunes a estudiantes de diferentes medios, edades, género e incluso culturas (Driver, Guesne y Tiberghien, 1992). En una mayor medida esta universalidad se observa en un tema como el equilibrio químico, que se construye en el ámbito académico, no en el contexto cotidiano. En la enseñanza formal de este tema se utilizan metodologías y libros de textos similares, algo que se manifiesta, especialmente, en los primeros cursos de universidad donde se aprecia una gran uniformidad en los modelos de enseñanza.

#### 4.2.1.4 Clasificación de sugerencias para la enseñanza del equilibrio químico

En este apartado se incluye una síntesis de las principales sugerencias para la enseñanza realizadas en las investigaciones, de carácter experimental, sobre concepciones alternativas de los estudiantes acerca del equilibrio químico.

Para la presentación de estas sugerencias se utilizan las mismas ocho categorías que se usaron para clasificar las concepciones y dificultades de los estudiantes. Para facilitar la lectura, las referencias se indican con el número de investigación asignado y empleado en los Cuadros 4.2 a 4.5.

a) Conceptos previos que se utilizan en el estudio del equilibrio químico:

- . hacer hincapié en la interpretación molecular de las reacciones químicas (5)
- . integrar, adecuadamente, los principios de estequiometría al estudio del equilibrio químico (17)
- . consolidar con materiales “ad hoc” la diferencia entre los conceptos: masa - concentración, y velocidad - extensión de la reacción (3)
- . discriminar claramente entre reacciones reversibles y reacciones que se completan (8, 24)
- . prestar más atención al tratamiento de los cambios de gases, y en particular al efecto sobre las presiones parciales de un cambio en el número de moles (28)

b) Características de un sistema en equilibrio químico:

- . realizar actividades en donde los estudiantes diferencien variables de constantes para distintos aspectos del equilibrio químico (1)
- . tomar conciencia de cómo el uso corriente de las ecuaciones químicas, las analogías para explicar el equilibrio químico y los diagramas entálpicos, pueden favorecer imágenes en los estudiantes de un equilibrio estático y compartimentado (2)
- . favorecer formas de razonamiento basadas en el carácter dinámico del equilibrio, por considerarlo más rico y significativo para los estudiantes porque tienen que pensar en términos de moléculas y de mecanismos elementales de reacción (26)
- . utilizar la noción de equilibrio dinámico como un modelo explicativo para las anomalías que surgen en las ideas de los estudiantes ante la reversibilidad y la incompleta conversión en las reacciones químicas (24)
- . resaltar en los cálculos sobre equilibrio químico cómo la concentración en el equilibrio de las especies que reaccionan es igual a la diferencia entre la concentración inicial y la concentración que reaccionó (5)
- . elaborar diseños, fundamentados didácticamente, que logren que los alumnos comprendan cuali y cuantitativamente el equilibrio químico, y vean su aplicabilidad en resolver problemas de la vida cotidiana y de relevancia CTS (29)

c) Lenguaje, simbolismo empleado y constante de equilibrio:

- . abandonar el uso de flechas de distinta longitud para indicar las proporciones relativas de reactivos y productos en el equilibrio (17)
- . distinguir explícitamente lo que tienen en común y diferente los conceptos de: equilibrio (vida cotidiana), equilibrio físico y equilibrio químico y, evitar abreviar equilibrio químico por equilibrio (16)
- . evitar el uso de la palabra “equilibrar” o “balancear” cuando se hace referencia al ajuste de ecuaciones químicas (14)
- . especificar que solamente los cambios de temperatura afectan la magnitud de la constante de equilibrio (13)

d) Efecto de cambio de variables sobre el equilibrio:

- . usar gráficos concentración versus tiempo para ilustrar lo que le ocurre a un sistema en equilibrio al ser perturbado (3)
- . poner mayor énfasis en la enseñanza de los efectos de la temperatura en el equilibrio (el rol que juega la entalpía de reacción para predecir la evolución) (25)
- . utilizar diversas metodologías en el tratamiento de sistemas en equilibrio perturbados y en actividades de evaluación o análisis de los resultados obtenidos (26)
- . aplicar solamente el enfoque termodinámico con el uso del cociente de reacción  $Q_c$  y la constante de equilibrio  $K_c$  para predecir la evolución de un equilibrio químico perturbado y de la ecuación de van't Hoff (22)
- . realizar un adecuado control de variables al aplicar el principio de Le Chatelier (20)
- . omitir la introducción del principio de Le Chatelier en la enseñanza en general (2, 17, 22)

e) Velocidades de reacción:

- . tener cuidado cuando se menciona que las velocidades de reacción directa e inversa se igualan en el equilibrio dado que es, frecuentemente, interpretado como que se forman iguales cantidades de productos y reactivos (11)
- . poner énfasis en ciertos aspectos cinéticos claves como, por ejemplo, que la velocidad de la reacción directa decrece al aproximarse el sistema al equilibrio (19)

f) Catalizadores:

- . incorporar lo que le ocurre al sistema en equilibrio al agregar un catalizador (8)
- . aclarar que los catalizadores se emplean en la industria pero que a estas reacciones no se les permite alcanzar el equilibrio (17)

g) Energía:

- . diferenciar los conceptos temperatura, calor y energía (10)
- . discriminar la variación negativa de la energía libre (criterio de espontaneidad) con la variación negativa de la entalpía (criterio de reacción exotérmica) (13)
- . relacionar la extensión de la reacción ( $K_c$ ) con la noción de espontaneidad ( $\Delta G_r^\circ$ ) (13)
- . abordar los distintos significados de la palabra reversible en sus usos: cotidiano, termodinámico (transformación reversible) y en equilibrio (reacciones reversibles) (23)

h) Equilibrios heterogéneos:

- . debatir sobre cómo la cantidad de sólido no afecta la composición de un equilibrio heterogéneo (23, 25).

#### **4.2.2 Estudios sobre la estructura u organización del conocimiento acerca del tema equilibrio químico**

Según Shavelson (1974) el interés puesto en la investigación del aprendizaje sobre la estructura cognitiva relativa a un contenido se debe a las siguientes hipótesis: (a) se requiere el conocimiento de una estructura para una completa comprensión de un contenido, (b) el conocimiento estructural mejora la retención del contenido, (c) el conocimiento estructural facilita la resolución de problemas, (d) el conocimiento estructural conduce directamente a la transferencia a situaciones similares y, quizás, a situaciones nuevas, (e) el conocimiento estructural constituye una estimulación intelectual y (f) el conocimiento estructural conduce a una aptitud para aprender.

Gorodetsky y Hoz (1985) investigaron el cambio en la estructura cognitiva grupal, de alumnos universitarios de un curso universitario de química general, alrededor de algunos conceptos sobre el equilibrio químico. Solicitaron a 70 estudiantes israelitas de dos cursos de ingeniería que clasificaran 21 conceptos relacionados con el equilibrio químico en categorías de acuerdo a los conceptos que, a juicio propio, van juntos (tarea de clasificación libre). Administraron esta tarea dos veces: antes de la instrucción y al final del curso. Los resultados fueron analizados utilizando el análisis de partición latente (LPA), que es una técnica multivariable de la que se obtienen las categorías latentes que yacen en una clasificación libre de conceptos por un grupo de estudiantes. Las categorías latentes fueron analizadas para dos grupos extremos: de altas y bajas calificaciones en el curso.

Los resultados de este estudio mostraron que los estudiantes de altas calificaciones obtuvieron, para ambos grupos, similares estructuras antes de la instrucción, aunque hubo diferencias en la inclusión en las mismas categorías de unos pocos conceptos como: el principio de Le Chatelier, solución buffer, etc. Después de la instrucción las categorías obtenidas por estos grupos fueron más claras y aún más similares. Por su parte, los estudiantes de bajas calificaciones, mostraron mayores diferencias entre ambos grupos de alumnos (pertenecientes a los dos cursos diferentes) y resultaron más similares después de la instrucción. Para ambos grupos (alto y bajo rendimiento) las estructuras cognitivas posteriores a la instrucción resultaron más similares a la de los profesores. La naturaleza de algunas de las categorías latentes halladas antes de la enseñanza reveló que éstas se basaron en similitudes lingüísticas o asociativas más que en un conocimiento químico relevante. En cambio, la estructura cognitiva postinstruccional para estudiantes de bajas y altas calificaciones reveló tener un mayor significado químico, lo que pone de manifiesto que la instrucción afectó la estructura cognitiva de los estudiantes mediante el establecimiento de nuevas relaciones con fundamento químico entre conceptos inicialmente no relacionados.

Estos autores concluyeron que las diferencias en las estructuras cognitivas entre alumnos de baja y alta calificaciones antes de la instrucción, en congruencia con la teoría de Ausubel et al (1978), se debían a las diferencias iniciales al comienzo del curso, que hacen que los individuos estudien el tema diferentemente y, como consecuencia de ello, obtienen diferentes calificaciones. Por otra parte, el hecho de que después de la instrucción las estructuras cognitivas de ambos grupos (bajas y altas

calificaciones) sean bastantes similares entre sí, puso en evidencia una disparidad entre las calificaciones finales del curso y las medidas de la estructura cognitiva realizadas, lo que abre el debate sobre qué método de evaluación es más válido y apropiado para medir el cambio conceptual.

En otra investigación, Cachapuz y Maskill (1987) estudiaron el cambio producido por la enseñanza en la organización del conocimiento alrededor del tema de cinética química elemental. Seleccionaron este tema por considerarlo central en el currículo de química, por no ser familiar para los alumnos y por ser un tema altamente estructurado con lo que su enseñanza puede ser llevada a cabo, en forma controlada, con materiales escritos. Para ello, utilizaron un texto semiprogramado sobre velocidades de reacción con 48 estudiantes ingleses de cuarto grado (15 años) de dos cursos de química, con una duración de 80 minutos. Antes y después de la instrucción se les suministró un test de elecciones múltiples sobre la temática para dividir la muestra en dos grupos de acuerdo a su rendimiento y también un test de asociaciones de palabras, libre y de 14 palabras estímulo, con conceptos abarcados en esta unidad.

En los resultados encontrados por Cachapuz y Maskill no se observaron diferencias en el pre test entre estudiantes de alto y bajo rendimiento. En el post test los estudiantes de bajo rendimiento prácticamente no evidenciaron cambios conceptuales, mientras que los estudiantes de alto rendimiento mostraron claramente una evolución y estructuración conceptual relevante, donde el concepto “colisión” surgió como un concepto clave integrando la estructura conceptual de estos alumnos. Para representar las estructuras promedio de cada grupo (alto, medio y bajo rendimiento) generaron redes (networks). Las redes obtenidas en el pre test para los tres grupos fueron similares y evidenciaron la presencia de clusters aislados, en cambio, en los post test mostraron ser más complejas y con pocos clusters aislados. Sólo en la red resultante del grupo de alto rendimiento todos los conceptos estaban relacionados en una única red y el concepto “colisión”, por su estratégica posición, surgió como un concepto clave porque mantuvo juntas las relaciones conceptuales en una estructura total. Otros dos conceptos claves fueron “velocidad” y “reacción” que aparecieron centrales en esas estructuras.

Estos autores concluyeron resaltando el rol discriminatorio del concepto colisión por su naturaleza abstracta en este contexto, dado que se refiere a colisiones a nivel microscópico entre entidades abstractas que van a explicar los cambios visibles en las velocidades de reacción. Lo que significa la adquisición de un modelo teórico que dista de la realidad perceptiva, que permitiría la comprensión, en términos de frecuencias de colisiones, de los cambios en la velocidad de reacción debidos a las dimensiones físicas del objeto (en este caso una cinta de cinc sumergida en ácido clorhídrico), a los cambios en la temperatura y a los cambios en la concentración del ácido.

Finalmente, Wilson (1995) estudió las variaciones en la organización del conocimiento, acerca del equilibrio químico, en 50 estudiantes australianos de secundaria de grado 12 (17,5 años) de tres grupos. Solicitó a los estudiantes que realizaran un mapa conceptual con 24 conceptos suministrados relativos al equilibrio colocando los más generales o inclusivos en la parte superior y escribiendo las relaciones entre los conceptos unidos con flechas. A su vez, la muestra fue dividida de acuerdo al rendimiento escolar en: muy alto, alto, medio, bajo y muy bajo. Para analizar las diferencias individuales entre los mapas conceptuales utilizaron una escala multidimensional no métrica (MDS), que se aplica a las matrices (de 24 x 24)

construidas para cada participante donde se indica la existencia de una flecha entre pares de conceptos. Se obtiene como resultado final una representación bidimensional donde se localizan próximos los mapas conceptuales que comparten una alta proporción de idénticos pares de relaciones. Se observaron diferencias sistemáticas en la representación del conocimiento entre alumnos de bajo y alto rendimiento, los primeros revelaron relaciones más numerosas entre los conceptos, múltiples niveles de abstracción en la estructura del mapa y un menor número de concepciones erróneas.

En este estudio de Wilson las diferencias grupales fueron analizadas utilizando el algoritmo Pathfinder que genera redes semánticas (networks). Las redes construidas a partir de los mapas conceptuales de los estudiantes de alto rendimiento mostraron más coherencia y concordancia en las conexiones de pares específicos, más importantes relaciones conceptuales específicas y una mayor organización jerárquica que las redes construidas a partir de los mapas de los alumnos de bajo rendimiento. Por ejemplo, los estudiantes de bajo rendimiento concibieron como centrales en su organización a los conceptos “constante de equilibrio” y “ecuación química”, con lo que ponen de manifiesto que perciben a las relaciones matemáticas (fórmulas memorizadas, métodos algorítmicos) como constructos centrales de organización en la teoría del equilibrio químico. También las relaciones del concepto “principio de Le Chatelier” con otros conceptos no fueron claramente percibidas.

En resumen, este último estudio aportó más evidencia sobre las diferencias en la organización del conocimiento, acerca del equilibrio químico, entre grupos con distintos rendimientos académicos.

### **4.2.3 Estudios sobre las concepciones de los profesores acerca del equilibrio químico**

Bradley, Gerrans y Long (1990) investigaron la presencia de dificultades conceptuales en profesores sudafricanos en actividad y observaron que éstos obtuvieron puntajes más elevados en un cuestionario de elección múltiple de 18 ítems que un grupo de profesores en formación inicial, y éstos, a su vez, más altos que un grupo de estudiantes secundarios. Aunque los profesores seguían sosteniendo algunas ideas alternativas. En sus conclusiones destacaron que los profesores aprenden con la práctica pero no se muestran totalmente eficaces en la enseñanza del equilibrio químico dada la persistencia observable de concepciones alternativas en sus propios alumnos.

Por su parte, el estudio de Banerjee (1991b) en la India abarcó tanto a profesores de nivel medio como a estudiantes de profesorado con el objetivo de diagnosticar la presencia de concepciones alternativas e indagar si estas concepciones en los estudiantes podían ser originadas por las concepciones de los profesores. Como resultados se comprobó que las concepciones alternativas están extendidas tanto en estudiantes como en profesores y que no han sido superadas a pesar de la experiencia docente.

Evrard, Huynen y Van der Borght (1998) analizaron el discurso oral de tres profesores durante la enseñanza del tema equilibrio químico, destacando que, a pesar de que el discurso oral ocupa gran parte del período de clase, la mayor parte de las

investigaciones se centran en medios escritos. Hicieron referencia al trabajo anterior ya citado (Van der Borgh y Mabile, 1989) donde comprobaron que los estudiantes reducen el concepto de equilibrio químico al establecimiento de una igualdad o a una asociación entre los términos “equilibrio” e “inmovilidad”. Finalmente, sugieren que para superar este obstáculo y para tratar la naturaleza dinámica del concepto de equilibrio, el estudiante necesariamente debe comprender cómo son las velocidades de reacción involucradas.

Este estudio fue realizado grabando clases de tres profesores belgas de química de nivel secundario, con estudiantes de 16-17 años, con el objetivo de indagar los términos que usaban cuando hablaban acerca del equilibrio químico y las asociaciones que enfatizaban entre esos términos. Bajo la hipótesis de que la estructura del discurso oral del docente es un factor que influye en el aprendizaje de los estudiantes, analizaron la frecuencia de aparición de términos específicos de la temática cotejados con los que presentan los libros de texto. También construyeron redes con los términos (nodos) relacionados entre sí (mediante líneas entre dos nodos) y con la frecuencia que se emiten esas relaciones (representadas a través del grosor de las líneas), en unidades de discurso, y para cada uno de los tres profesores. Finalmente, indagaron la presencia de relaciones de tres conceptos, cuya proporción, da una idea de la complejidad de la estructura semántica del discurso.

Algunas conclusiones que obtuvieron Evrard, Huynen y Van der Borgh fueron:

- . Se utiliza el término “desorden” como sinónimo de “entropía”.
- . El término “ecuación” que se usa como equivalencia matemática genera confusiones dado que en química sólo es válida la equivalencia en peso (peso antes igual a peso después) y no en moles, siendo el mol la unidad convencional de medida.
- . La noción de “velocidad” no se encontró en uno de los discursos, lo cual es sorprendente dado que es imprescindible para explicar que la proporción de reactivos y productos permanece constante en el equilibrio.
- . El término “reversible” se usa con distintos significados para los procesos termodinámicos reversibles que para las reacciones química reversibles. Además el significado cotidiano difiere de los anteriores.

En España, las investigaciones de Furió y Ortiz (1983) y Quílez (1998a) sobre licenciados que se preparan en Cursos de Aptitud Pedagógica (CAP) para ocupar cargos docentes en la secundaria, mostraron que éstos sostienen similares dificultades y concepciones alternativas que los alumnos de secundaria. Además, Quílez y Solaz (1995) estudiaron cómo un grupo de profesores de nivel medio y universitario resuelven situaciones donde el principio de Le Chatelier no tiene aplicación o su aplicación es limitada y comprobaron que estos profesores presentan las mismas dificultades que sus alumnos, y mencionan que esto es una de las causas de las dificultades de los estudiantes. Por último, Pereira (1981) comprobó la escasa percepción de las dificultades y concepciones de sus alumnos por parte de profesores portugueses de secundaria.

#### 4.2.4 Estudios que indagan los libros de texto

En 1960, Driscoll publicó un artículo sobre la enseñanza del principio de Le Chatelier en el que estudia cómo presentan este principio distintos textos de nivel universitario disponibles en Australia. Analizó distintos enunciados del principio y discutió ejemplos donde esos enunciados no conducen a predicciones correctas. Afirmó que las formulaciones frecuentes son ambiguas y pueden conducir a respuestas equivocadas, que son más exactas y generales las dos afirmaciones de este principio enunciadas por de Heer (1957 y 1958), en donde se recurre a la diferenciación entre las propiedades extensivas (masa, volumen y cantidad de calor) y sus respectivas propiedades intensivas (concentración, presión y temperatura) del sistema en equilibrio químico. Combinando ambas afirmaciones propuso una nueva formulación del principio.

Driscoll mencionó cinco causas de los errores de los estudiantes en la aplicación del principio de Le Chatelier:

1. El uso de un enunciado ambiguo o defectuoso del principio.
2. La falta de una apreciación total de los factores que afectan la posición del equilibrio. Por ejemplo, la no influencia del agregado de un gas inerte a un sistema químico gaseoso en equilibrio a volumen y temperatura constante.
3. La confusión entre la extensión de la reacción y su velocidad (cuán lejos llega y cuán rápido). Por ejemplo en la síntesis de amoníaco, reacción exotérmica, los estudiantes afirman correctamente que ante una disminución de la temperatura se obtendrá una mayor producción de amoníaco, pero muchos sostienen que esto se debe porque el amoníaco se forma a una mayor velocidad.
4. El intento de aplicar este principio a sistemas que no están en equilibrio termodinámico. Por ejemplo se aplica a mezclas que no están en equilibrio.
5. La no consideración del efecto de un cambio particular en un conjunto de reacciones en equilibrio que están relacionadas entre sí. Por ejemplo en sistemas donde participan varias reacciones en equilibrio con reactivos o productos comunes. En estos casos los estudiantes centran la atención en una sola reacción cuando, por ejemplo, una perturbación puede producir efectos contrarios en dos diferentes reacciones.

Este autor afirmó, respecto a la frecuente confusión entre la extensión y la velocidad de una reacción química, que es necesario, para tener una completa comprensión del concepto equilibrio químico, poseer un conocimiento al menos de una forma cualitativa de los factores que determinan la velocidad de una reacción química. Concluyó que los libros de textos y los profesores utilizan su versión particular del principio de Le Chatelier a situaciones donde ellos saben previamente que esta versión conduce a respuestas correctas.

Por su parte en España, Furió y Escobedo (1994) indagaron en 40 libros de texto de Química de COU y de universidad, cómo se presentan las cuestiones relacionadas con el desplazamiento del equilibrio, con el objetivo de construir el cuestionario, que utilizarían para diagnosticar las ideas y los razonamientos de los estudiantes (Ver Furió y Calatayud, 2000). Analizaron en los textos cuáles eran los ejemplos más frecuentes y por tanto más utilizados por el profesorado, con el fin de que el cuestionario tuviera un grado decreciente de familiaridad de la tarea.

También en España, Quílez, Solaz, Castelló y San José (1993), analizaron 18 textos de química del último año de secundaria (COU) y 12 libros de primer año de universidad con la intención de confirmar la hipótesis de que el principio de Le Chatelier es presentado en esos textos en forma simplificada, sin fundamentación teórica, sin hacer referencia a sus limitaciones y como principio infalible en la determinación del desplazamiento del equilibrio químico. Los resultados obtenidos en esta investigación fueron:

- . El principio de Le Chatelier es utilizado en todos los textos que abordan el desplazamiento del equilibrio químico y se formula con un enunciado conciso similar al de las últimas formulaciones realizadas por el autor, sin incidencia de los intentos posteriores de enunciarlo en una forma menos ambigua.
- . Mayoritariamente plantean la expresión cuantitativa de la constante de equilibrio, especialmente para el cambio en la concentración de alguna de las sustancias participantes.
- . El principio no aparece fundamentado sobre las bases teóricas de la termodinámica, sino como producto de un proceso inductivo.
- . Todos los textos incluyen variaciones de la presión, concentración y temperatura, presentando mayoritariamente estos cambios y luego generalizando el enunciado del principio.
- . La mitad de los textos discuten el efecto de agregar un catalizador a un sistema en equilibrio y pocos tratan el caso de la adición de un gas inerte a volumen constante y ninguno lo hace a presión constante.
- . Solo un 10% de los textos llevan a cabo un explícito y adecuado control de variables al predecir la evolución del equilibrio.
- . Pocos textos previenen sobre los casos en que el principio proporciona resultados contradictorios o no se cumple.

Estos autores no encontraron diferencias estadísticamente significativas entre los textos preuniversitarios y universitarios en los resultados antes mencionados. Por último, concluyeron que, a pesar que muchos libros de texto incorporan la comparación de  $Q$  y  $K$  para predecir el desplazamiento del sistema perturbado, el principio de Le Chatelier es utilizado casi exclusivamente para este propósito (Quílez, 1998). A raíz de esto sugirieron promover un verdadero cambio metodológico en el tratamiento de esta problemática, a partir de: (a) no presentar este principio como regla infalible, (b) utilizar la expresión de la constante de equilibrio, (c) realizar un riguroso control de variables, (d) realizar un análisis de los resultados obtenidos y (e) incorporar el estudio de las leyes de la termodinámica.

Por su parte, Camacho y Good (1989) en su artículo sobre resolución de problemas y equilibrio químico encontraron que, en la mayoría de los textos, los problemas presentados:

- . son demasiado fáciles para expertos y demasiado complejos para novatos en términos de su demanda matemática
- . pueden resolverse por un solo método
- . pueden resolverse directamente por la aplicación de una fórmula o ecuación, la cual es el principal factor de la fijación de esa fórmula omnipresente en el aprendizaje del fenómeno.
- . solicitan respuestas o resultados (generalmente numéricos) sin pedir razones o justificaciones

- . se resuelven generalmente en uno o dos pasos.
- . enfatizan sobre aspectos cuantitativos a expensas de razonamientos cualitativos.

Esta premisa de que los textos dan importancia suprema a los problemas numéricos ha sido abordada anteriormente por la línea de investigación que compara los resultados obtenidos en la resolución de problemas algorítmicos y conceptuales (por ejemplo, Nurrenbern y Pickering, 1987).

Recientemente, Pedrosa y Días (2000) estudiaron sobre el lenguaje típico encontrado en los libros de textos, a la luz de las concepciones alternativas descriptas en la bibliografía, con el objetivo de comprobar si el lenguaje usado en ellos da origen o refuerza estas concepciones alternativas. Analizaron el capítulo sobre el equilibrio químico de tres libros de química del último año de secundaria (grado 12º, 17-18 años) y de un texto universitario (Chang, 1991) de amplia difusión en Portugal. Los resultados fueron presentados en tablas donde se relaciona las concepciones alternativas con párrafos, extraídos de los textos, que contienen lenguaje problemático. Por ejemplo, frases como “el incremento de la temperatura cambia el equilibrio en la dirección de la reacción endotérmica” o “un incremento en la presión del sistema modifica el equilibrio en la dirección del menor número de moles” contribuyen a la idea de que una perturbación del equilibrio puede cambiar las cantidades representadas sólo en un lado de la ecuación química (visión compartimentada del equilibrio). Otras frases como “en el equilibrio el efecto neto es cero porque no existe reacción neta” pueden fortalecer la idea de que en el equilibrio químico ninguna reacción tiene lugar (visión estática del equilibrio).

Estas autoras afirmaron que la comprensión del equilibrio químico requiere la adecuada conceptualización de términos como sistema, reacción, mezcla de reacción y equilibrio. Confirmando en su estudio que la palabra “sistema”, por su uso ambiguo, es uno de los principales problemas identificados. Por ejemplo, en frases como “... no influye en la posición del equilibrio” las palabras problemáticas “posición del equilibrio” está aparentemente significando el estado de equilibrio. La frase “después que el equilibrio es reestablecido, calcule la concentración de todas las especies”, donde las palabras “equilibrio reestablecido” pretende decir “después que otro estado de equilibrio es logrado” puede transmitir la idea de que, como se comprobará en la presente investigación, el sistema retorna a un estado con las mismas concentraciones y velocidades que el equilibrio inicial. Finalmente, en la frase: “... en las reacciones representadas por los siguientes equilibrios (y a continuación figuran varias ecuaciones químicas con doble flecha)...”, la palabra problemática es “equilibrio” dado que sería adecuado decir “ecuaciones químicas”.

Con respecto a las concepciones alternativas asociadas con la función de los catalizadores, en un texto figura la frase “el catalizador incrementa la velocidad de reacción”, en este caso debería reemplazarse “la reacción” por “reacciones”, dado que transmite la idea que el catalizador afecta sólo la velocidad directa de un sistema en equilibrio químico. Por ejemplo la frase: “elegir un rango de temperaturas lo suficientemente alto de modo que la velocidad de la reacción catalizada no sea excesivamente bajo...”. También la frase “reacción química reversible” puede confundir dado que en realidad dos reacciones están ocurriendo simultáneamente, esto puede contribuir a que los alumnos se adhieran a la idea de comportamiento pendular; en su lugar debería usarse el término “el sistema en equilibrio”.

Estas autoras agregaron que el término “dinámica” del sistema puede ser entendido como la naturaleza dinámica del sistema en equilibrio (equilibrio dinámico) o como la dinámica que subyace al sistema de evolucionar de acuerdo a la perturbación que es sometido. Posiblemente esto pueda explicar que algunos alumnos mencionen que el sistema en equilibrio es dinámico sólo cuando se lo perturba. Finalmente sugirieron, prestar especial atención en distinguir observaciones de interpretaciones, y hacer explícito el nivel de análisis que se está empleando, para evitar simplificaciones que lleven a confusiones entre el mundo real y el mundo representacional (modelos físicos, pictóricos y matemáticos).

En definitiva, con respecto a los libros de texto, el problema radica en que muchos docentes realizan una planificación a partir de la utilización acrítica de los libros de texto como única fuente de información.

### **4.3 Estudio sobre la enseñanza del equilibrio químico**

En este apartado se abordan, los distintos enfoques de enseñanza del equilibrio químico. Estos enfoques han sido divididos en dos aspectos centrales que se refieren a: (I) las características de un sistema en equilibrio químico, y (II) la evolución de un sistema en equilibrio químico que fue perturbado. De acuerdo a la clasificación de modelos según su estatus ontológico (Gilbert y Boulter, 2000), presentada en el Capítulo 1, estos enfoques de enseñanza se corresponden con los modelos curriculares o modelos del currículo sobre el equilibrio químico, considerados como versiones simplificadas de modelos científicos o de modelos históricos que han sido incluidos en el currículo de química.

Posteriormente, se presentan analogías, modelos y simulaciones empleadas en la enseñanza del tema equilibrio químico. Estos recursos constituyen, de acuerdo a la clasificación anterior, los modelos enseñados o modelos de enseñanza, desarrollados y usados por los profesores y diseñadores del currículo para promover la comprensión del sistema estudiado. Dado que la comprensión de un modelo consensado, histórico o curricular (y el fenómeno que ellos representan) a menudo es difícil, especialmente en los niveles preuniversitarios, los modelos enseñados recurren a simplificaciones y centran su atención en algunos atributos particulares del fenómeno.

Finalmente, y a modo de cierre de esta etapa de revisión bibliográfica, se presentan las características del equilibrio químico como contenido, en un intento de sintetizar las particularidades de este tema para su aprendizaje y enseñanza.

En síntesis, los resultados del apartado 4.3 sobre la enseñanza del equilibrio químico, fueron organizados para su presentación en:

- 1. Enfoques curriculares del equilibrio químico**
  - I. Las características de un sistema en equilibrio químico**
  - II. La evolución de un sistema en equilibrio químico que fue perturbado**
- 2. Uso de analogías en la enseñanza del equilibrio químico**
- 3. Uso de modelos y simulaciones en la enseñanza del equilibrio químico**

### **4.3.1 Enfoques curriculares del equilibrio químico**

Generalmente como enfoques de la enseñanza del equilibrio químico suelen presentarse aquellos que se refieren a formas de abordar e interpretar lo que le ocurre al sistema cuando es perturbado. Menos atención se ha prestado a los enfoques de enseñanza sobre la naturaleza y características que tienen los sistemas en equilibrio químico, a pesar de que este último aspecto puede ser la causa de algunas dificultades que presentan los estudiantes cuando predicen la evolución del sistema químico perturbado.

A continuación se abre la discusión sobre los distintos enfoques de enseñanza con que se presentan estos dos aspectos: (a) las características de un sistema en equilibrio químico y (b) la predicción de su evolución cuando es perturbado.

#### **4.3.1.1 Las características de un sistema en equilibrio químico**

El aspecto más problemático sobre los enfoques de enseñanza del equilibrio químico es, sin duda, la forma cómo se introduce la constante de equilibrio o ley de equilibrio. Como se desprende del estudio histórico realizado, a la constante de equilibrio se llegó por dos enfoques paralelos: el cinético y el termodinámico. Ambos enfoques aparecen en la enseñanza, aunque podría distinguirse un tercero, basado en datos experimentales, que se define como el enfoque empírico.

En síntesis, se aprecian tres enfoques en la introducción de la ley de equilibrio, que se desarrollan a continuación:

- a. cinético
- b. termodinámico
- c. empírico

#### **A. Enfoques en la enseñanza de la ley de equilibrio**

##### **a. El enfoque cinético o de la cinética química**

El enfoque cinético se introduce a través de la ley de acción de masas, donde la constante de equilibrio resulta del cociente de las constantes de velocidad de la reacción directa e inversa. La suposición  $k_d/k_i = K_{eq}$ , se basa en asumir que para una reacción del tipo  $mA + nB \rightarrow$  productos, la velocidad es  $v = k.[A]^m.[B]^n$ ; pero esta ecuación, en la que los órdenes de reacción son iguales a los coeficientes estequiométricos es generalmente incorrecta. Este enfoque es aplicable a muy pocas reacciones, a las llamadas reacciones elementales.

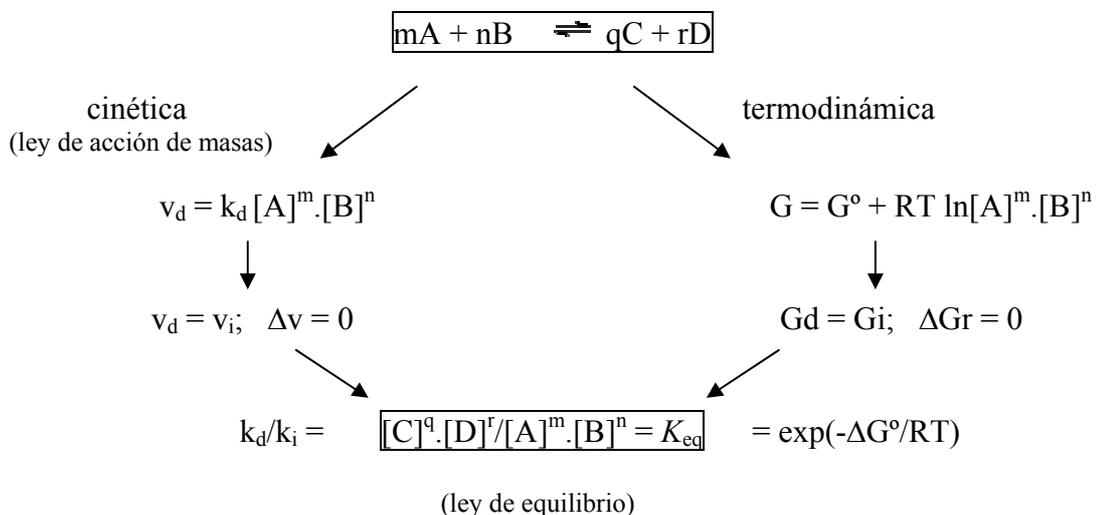
### b. El enfoque termodinámico

En el enfoque termodinámico, el equilibrio químico es discutido en relación a funciones termodinámicas como la entropía y la energía libre de Gibbs. Se presenta la ecuación  $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$  y se define que en el equilibrio  $\Delta G = 0$ . También suelen mostrarse gráficos de energía libre del sistema reaccionante (G) versus el avance de reacción, para reacciones con  $\Delta G^\circ$  positivo y negativo, donde se aprecia que la posición del equilibrio corresponde al mínimo de la curva. Frecuentemente este enfoque aparece como una justificación posterior de la ley de equilibrio presentada en forma empírica o cinética. Este enfoque no se refiere a la naturaleza dinámica del equilibrio químico.

### c. El enfoque empírico

Consiste en la presentación de datos experimentales de concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio, con los cuales se deduce la constante de equilibrio. Estos datos suelen acompañarse con las concentraciones iniciales y suele comprobarse que, para una misma temperatura, el equilibrio se alcanza con la misma  $K$  partiendo de reactivos solos, de productos solos o de una mezcla de reactivos y productos. También frecuentemente, la constancia de  $K$  es interpretada o bien por el enfoque cinético o por el termodinámico o por ambos.

Con respecto a los enfoques basados en la cinética y en la termodinámica, Van Driel y Gräber (2002) presentan el siguiente cuadro síntesis:



El enfoque cinético basado en la ley de acción de masas, ha recibido múltiples censuras. Por ejemplo, en la revista inglesa *Education in Chemistry* hubo un amplio debate en la década del 60. Oldham (1965) advirtió sobre la diferencia entre “ecuaciones estequiométricas” y “ecuaciones de mecanismos”. A menudo una reacción con estequiometría sencilla, tipo  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ , no puede ser explicada por un solo paso o ecuación de mecanismo. La ecuación estequiométrica da información sobre la identidad de los reactivos y productos y sobre los cambios en las masas relativas, en ella no aparecen intermediarios sino sólo los reactivos iniciales y los productos finales. Otra diferencia es que las ecuaciones de mecanismos no se basan en experimentos como las estequiométricas sino son esencialmente teóricas, se conjetura sobre la validez de esos mecanismos. Oldham advierte que la ley de equilibrio no debe aplicarse a ecuaciones de mecanismos; cita que la reacción  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \longrightarrow 2\text{HI}$ , es una de las pocas donde la ecuación estequiométrica es idéntica a la ecuación más simple de mecanismo. Actualmente se sabe que esta reacción ocurre en dos pasos, donde el paso determinante de la reacción (paso lento) tiene una velocidad  $v = [\text{H}_2] [\text{I}]^2$  (Chang, 1999, pág. 536).

Continuando la línea argumental de Oldham, Wright (1965) comenta la existencia de evidencia experimental sobre cómo la velocidad de reacción entre el yodo y el hidrógeno es proporcional al producto de las concentraciones  $[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$ ; en cambio, la velocidad de reacción entre el bromo y el hidrógeno (cuando no hay HBr presente) es proporcional al producto  $[\text{H}_2] \cdot [\text{Br}_2]^{1/2}$  y esta relación es irrelevante en la ecuación de la ley de equilibrio. El autor advierte sobre los errores en distinguir claramente entre la estequiometría y el mecanismo en una reacción química, y concluye afirmando que los detalles sobre el mecanismo mediante el cual se alcanzó el equilibrio no afecta las relaciones que se aplican en el estado de equilibrio, donde sólo es relevante la relación estequiométrica.

Los artículos de Oldham y Wright generaron una contestación por parte de Bray (1965). Bray realiza tres preguntas a estos autores referidas a: (1) si la ley de acción de masas es, en definitiva, incorrecta; (2) si las velocidades directa e inversa al responder a distintas aceleraciones no conducen a un cambio en la posición del equilibrio y (3) cómo tratar el tema con los estudiantes de cursos introductorios que al comprender el tema de reacciones reversibles relacionen las constantes de velocidad con la constante de equilibrio. Wright (1965b) replica con el argumento de que existen tres proposiciones que pueden llamarse “ley de acción de masas”: (a) la correcta ley del equilibrio basada en la estequiometría de la reacción; (b) la ley cinética que afirma que la velocidad directa (o la inversa) es proporcional a las concentraciones (estrictamente: actividades) de las especies presentes elevadas a: (b1) potencias iguales a coeficientes estequiométricos (falsa), (b2) potencias iguales a coeficientes estequiométricos (válida para un único paso elemental en particular, ej. :  $\text{Br} + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{HBr} + \text{H}$ , no para la velocidad global de la reacción); (c) la proposición histórica relacionada con las fuerzas químicas, donde podrían tener valor las concepciones cualitativas brindadas por Guldberg y Waage sobre el carácter dinámico del equilibrio químico; y, en cambio, se deberían atribuir las concepciones cuantitativas a las contribuciones de Horstmann y de van't Hoff.

Por su parte, Oldham (1965b) contesta la carta de Bray, con argumentos similares a Wright, remarcando que a temperatura constante la velocidad de un paso individual de

una reacción es proporcional al valor obtenido de multiplicar las concentraciones de todos los reactivos elevados a la potencia de la correspondiente molecularidad de la ecuación química. Esta afirmación es válida y se basa en la teoría cinética. También manifiesta que es verdad que un incremento en la velocidad directa debe ser acompañado en un aumento similar de la velocidad inversa para que la posición del equilibrio se mantenga invariable.

Otra respuesta a los artículos de Wright y Oldham la realiza Stark (1965). Este autor propone para introducir el concepto de equilibrio el método basado en fundamentos empíricos para la ley de equilibrio; es decir, basándose en datos analíticos de varios sistemas. Por ejemplo basándose en datos recientes y más exactos para el equilibrio del yodo, hidrogeno y yoduro de hidrógeno; o los datos históricos de Berthelot y St. Gilles para el equilibrio etanol, ácido acético, acetato de etilo y agua. Aunque sostiene que su justificación teórica debe derivarse de la termodinámica como lo hacen algunos textos avanzados. En síntesis, este autor propone el enfoque empírico, explicado posteriormente por un enfoque termodinámico.

Dazeley (1965) participa en este debate con una postura distinta donde se opone a las críticas que se realizan a los profesores que usan un enfoque cinético y critica a los autores que presionan para que lo abandonen completamente. Sugiere que estas críticas deberían ser reemplazadas por indicaciones más útiles sobre cómo hacer más riguroso el enfoque cinético. Considera que es válida la derivación cinética de la ley de equilibrio expuesta en términos de reacciones elementales. En una reacción reversible que ha alcanzado el equilibrio muchos procesos elementales pueden estar involucrados, cada uno de ellos debe ser reversible y, por lo tanto, la reacción global puede ser expresada como una serie de reacciones elementales reversibles; en cada una de ellas se puede expresar una constante de equilibrio cuyos exponentes dependerán de la molecularidad de las especies (reactivos e intermediarios). En el equilibrio no hay cambios de la concentración de reactivos y de intermediarios en función del tiempo. Así la constante de equilibrio de la reacción global es  $K = K_a \cdot K_b \cdot K_c \dots$  donde  $K_a, K_b, K_c \dots$  son constantes de equilibrio para los pasos elementales reversibles. Sostiene que el hecho que la derivación de la ley de equilibrio desde las leyes de velocidad globales es inadecuada, no implica que el enfoque cinético no sea válido y de valor. Aunque recuerda que, originalmente, muchos químicos intentaron apoyar la validez de las leyes de velocidad apelando a la experimentalmente verificable ley de equilibrio. Declara que este enfoque tiene más que un valor didáctico. El valor del enfoque cinético está en que aborda el problema básico de la química que es la interpretación de resultados experimentales en términos de un modelo basado en átomos y moléculas, en términos de una teoría simple de colisiones de la reacción. Para interpretar el equilibrio como dinámico debe considerarse la igualdad de las velocidades de reacción directa e inversa. En cambio, la termodinámica no brinda un modelo mecanicista.

Sobre la forma de introducir la cinética química, Ashmore (1965) está a favor de un estudio experimental de las leyes de velocidad y de las constantes de velocidad y su variación con la temperatura, para luego interpretar las leyes en términos de reacciones elementales únicas o sucesión de estas reacciones y abordar la idea de complejo de transición. También, está a favor de incorporar los requerimientos espaciales y energéticos que causan que las constantes de velocidad se incrementen con la temperatura.

Finalmente, y dentro de este debate, Angus (1966) opina sobre los artículos de Oldham, Wright y Ashmore, indicando que no justifica la enseñanza, para la educación secundaria, de las constantes de equilibrio de un modo puramente empírico, ignorando el enfoque cinético molecular. Fundamenta esta opinión desde dos objeciones, la primera de índole psicológica: los estudiantes se cansan de un enfoque puramente empírico y esto contribuye a que pierdan el interés por la química. La segunda objeción es que los estudiantes deberían aprender que el equilibrio químico es dinámico. Esto se lograría a partir de discusiones teóricas, dado que demostrar el aspecto dinámico del equilibrio en el aula a través de un experimento es difícil (por ejemplo experimentos con isótopos radiactivos). Una vez que comprendieran que el equilibrio es dinámico y producto de dos reacciones opuestas a la misma velocidad, seguramente preguntarán si la constante de equilibrio (derivada de una forma empírica) no puede relacionarse con las constantes de velocidad de esas reacciones, Angus menciona que tanto la respuesta “no” como la respuesta “sí, pero la relación es complicada y la verás más adelante” generan confusión e irritación en los estudiantes.

Como una alternativa a la situación expuesta en el párrafo anterior, Angus propone la discusión de un sistema homogéneo a temperatura constante. En ese sistema las moléculas tienen un movimiento caótico y deben colisionar para reaccionar; para que sean efectivas esas colisiones deberán tener una orientación y una energía adecuadas; la velocidad de reacción dependerá del número de colisiones por segundo. Luego se hace tomar conciencia que la ecuación química no expresa los pasos que sigue la reacción, a través de discutir la posibilidad que, por ejemplo en la síntesis del amoníaco, cuatro partículas choquen simultáneamente con la orientación y la energía adecuadas; o la total improbabilidad de que choquen simultáneamente 14 partículas en la reacción entre el permanganato, los iones ferroso y los iones hidrógeno. Luego, se brinda a los estudiantes ejemplos de mecanismos de reacción en términos de pasos elementales, donde la ley de velocidad para cada reacción elemental puede ser derivada en forma tradicional (no es posible una prueba experimental directa de ellas). Angus continúa afirmando que, una vez que los estudiantes comprenden que las reacciones proceden en una serie de etapas, toman conciencia que es imposible predecir la ecuación de velocidad de la ecuación estequiométrica. Por último, y de una forma tradicional, se muestra la expresión de la constante de equilibrio para una reacción reversible elemental.

Wright en 1974 se opone a la enseñanza de la termodinámica en cursos de nivel medio, con argumentaciones como las siguientes: (a) los profesores no están capacitados para enseñar termodinámica debido a la dificultad de la temática y debido a la escandalosa inexactitud con que se la enseña en la universidad; (b) la termodinámica descansa sobre ideas de la física y la matemática más que sobre ideas químicas, se basa sobre una física macroscópica (no molecular) y sobre una matemática pura; (c) la enseñanza introduce concepciones erróneas relacionadas con los principios básicos de la termodinámica como, por ejemplo, concepciones relacionadas con la entropía. Respecto a la entropía menciona dos concepciones erróneas: (1) que la entropía es “una medida cualitativa del desorden a nivel molecular” y (2) que es posible hablar de la “entropía del universo” y de su incremento. Aclara que la entropía tiene un significado en términos puramente macroscópicos y en el nivel molecular su relación con el desorden es una correlación parcial. Para Wright la termodinámica no posee la virtud, que ocasionalmente se le atribuye, de ser un tema unificador e integrador de la totalidad de

la química y dado que, sus ecuaciones son deducibles de argumentos macroscópicos, no involucra modelos como los modelos moleculares.

En los Estados Unidos también se planteó este debate, por ejemplo Mickey (1980) en una revisión sobre el concepto equilibrio químico, presenta la Ley de acción de masas relacionando la constante de equilibrio con las constantes de velocidad de la reacción directa e inversa y aclara que esto es válido para reacciones bimoleculares de un paso elemental. Posteriormente arriba a una forma general de la constante de equilibrio, para una reacción que ocurre en dos pasos, considerando cada paso como reversible y en equilibrio, llegando a que la  $K_{eq} = K_1 \cdot K_2$ .

El artículo anterior de Mickey recibió críticas por Harris (1982), este autor considera que el enfoque convencional basado en la cinética Ley de acción de masas tiene un origen histórico y es falsa la derivación de la constante de equilibrio a partir de ella (se basa en los artículos citados de Wright y Ashmore). Además presenta tres objeciones importantes: (1) no podría explicar por qué la constante de equilibrio es adimensional, (2) para cada reacción surgiría un desconcertante número de constantes de equilibrio ( $K_c$ ,  $K_p$ ,  $K_a$ , etc.) con valores diferentes a la misma temperatura y (3) no explicaría correctamente por qué no se incluyen en la ecuación de  $K$  los sólidos y líquidos puros. Harris ofrece respuesta a las tres cuestiones desde un enfoque termodinámico basado en la energía libre de Gibbs. Propone comenzar la enseñanza con la analogía del equilibrio de la pelota en la parte inferior de un valle con la mínima energía potencial gravitatoria y su comparación con la mínima energía libre de Gibbs para el sistema químico en equilibrio. Luego introducir la ecuación de  $K$  con actividades:  $a_d \cdot a_e / a_a = \exp(-\Delta G^\circ / RT)$  y a partir de ella explicar las tres cuestiones mencionadas. Harris propone simplemente presentar ecuaciones como la anterior y justificarlas empíricamente con datos experimentales y esperar a cursos avanzados para brindar las justificaciones termodinámicas.

En otra revisión conceptual del equilibrio químico, Gordus (1991) prefiere llamar a  $K$  como la constante termodinámica de equilibrio y muestra cómo se calcula en función de las actividades para cuatro tipos de especies químicas: gases, solutos no iónicos, sólidos y líquidos puros y especies iónicas. Para estas últimas introduce el concepto de coeficiente de actividad.

## **B. Enfoques de enseñanza de las características del equilibrio químico y libros de textos**

Los distintos enfoques discutidos anteriormente tuvieron repercusión en los libros de texto. En este apartado no se pretende hacer un estudio exhaustivo de éstos, tan solo ejemplificar algunos enfoques empleados en ciertos textos representativos de nivel medio y de primero de universidad.

Tóth (2000), como producto de un detallado análisis de los libros de texto húngaros de química introductoria, concluye que esos textos se adhieren al enfoque cinético. Sostiene que este enfoque puede ser el origen de algunas concepciones alternativas como la encontrada en estudiantes que piensan que la ley de velocidad de una reacción química puede ser derivada de la ecuación química ajustada. Sin embargo,

destaca que los enfoques no cinéticos propuestos por otros libros no resultan atractivos para los estudiantes.

Uno de los textos más difundidos a nivel universitario es la Química de Chang (1999, 6° edición). Chang introduce el tema mencionando que dado que la mayoría de las reacciones químicas son reversibles, tan pronto como se forman moléculas de producto se empiezan a formar moléculas de reactivo a partir de ellas y, cuando las velocidades de reacción directa e inversa se igualan, se alcanza el equilibrio químico, donde las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes (pag. 560). Luego ofrece una analogía para explicar su naturaleza dinámica (analogía del centro de esquí) y compara el equilibrio químico con el equilibrio físico de la evaporación-condensación del agua. Posteriormente aborda el tema desde un ejemplo experimental, el equilibrio dióxido de nitrógeno-tetraóxido de dinitrógeno, donde se puede seguir la reacción por los cambios de color, concluyendo que el equilibrio puede alcanzarse partiendo inicialmente de: (a) reactivo puro, (b) de producto puro o de (c) una mezcla de reactivo y producto. A continuación, demuestra la constancia de  $K$ , definida como el cociente entre  $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$ , a partir de datos de concentraciones iniciales y en equilibrio. Luego generaliza la ecuación de la constante de equilibrio para una reacción química genérica:  $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ , y la denomina ley de acción de masas atribuyendo su origen a los químicos noruegos Guldberg y Waage en 1864. En los apartados siguientes aborda el tema del significado de una  $K$  alta o baja, el caso de los equilibrios homogéneos, la relación entre  $K_c$  y  $K_p$ , los equilibrios heterogéneos, los equilibrios múltiples y la relación entre  $K_c$  y  $K_c'$ . A esa altura de su presentación, luego de 14 páginas sobre el equilibrio químico, presenta la relación entre la cinética química (capítulo anterior) y el equilibrio químico. En ese apartado, primero llega a la constante de equilibrio (como cociente de las constantes de velocidad directa e inversa) para una reacción en un solo paso elemental y luego para otra con más de un paso elemental. Ejemplifica con una reacción que transcurre por un mecanismo de dos pasos y lo considera como un caso de equilibrios múltiples donde  $K'$  (paso 1) y  $K''$  (paso 2) y  $K'K'' = K_c$  (coincidente con la propuesta de Dazeley, 1965). Concluye resumiendo que la constante de equilibrio de una reacción se puede expresar como una relación de las constantes de velocidad directa e inversa; y afirma que ese análisis permite explicar por qué la constante de equilibrio es constante y por qué su valor cambia con la temperatura (pág. 574).

Desde el punto de vista curricular, es interesante destacar la secuencia de capítulos que siguen los libros de texto, por ejemplo, el orden de capítulos en el Chang es el siguiente: “termoquímica” (calorimetría, calor de reacción, primer principio, entalpía), “cinética química”, “equilibrio” (incluyendo equilibrio ácido-base, de solubilidad) y “entropía, energía libre y equilibrio”. En resumen, Chang comienza con un enfoque cinético molecular, continúa con el enfoque empírico, luego el cinético (relación constantes de velocidad-constante de equilibrio) y por último el enfoque termodinámico. Una secuencia similar de capítulos presenta el texto universitario General Chemistry de McQuarrie y Rock (1991, tercera edición).

En cambio, el texto de nivel secundario Química de Garritz y Chamizo (1994), introduce en el capítulo 7, primero “energía” (incluyendo entropía, energía libre y espontaneidad), luego “equilibrio” y luego “cinética química”. El equilibrio lo introduce en una forma empírica, haciendo hincapié en que la velocidad de la reacción directa se iguala con la velocidad inversa. Ilustra el dinamismo a través de analogías (como el

transvase de agua entre recipientes) y define la constante de equilibrio, luego muestra datos experimentales de concentraciones iniciales y en equilibrio. Antes de referirse al Principio de Le Chatelier, relaciona  $\Delta G^\circ$  con  $K$ . Finalmente, en el último apartado de cinética química relaciona la cinética con la constante de equilibrio; y, al igual que Chang, no realizan advertencias sobre la validez de este enfoque.

Otro texto de secundaria (Quílez y otros, 1998) toma en cuenta muchas sugerencias realizadas por investigaciones en didáctica de la química. Presenta la siguiente secuencia: concepto de reacción química y de reacción química reversible, las características macroscópicas del equilibrio y las condiciones en que se logra, la constante de equilibrio (a partir de datos de concentraciones iniciales y en equilibrio, también usa imágenes con moléculas) y generalización de la ley de equilibrio. La secuencia continúa con un apartado histórico sobre la ley de acción de masas, cálculos de la composición de la mezcla a partir del dato de  $K$  y concentraciones iniciales, magnitud de la constante de equilibrio, presiones parciales y  $K_p$ , equilibrios heterogéneos, relación  $K_c$  y  $K_p$ , cociente de reacción y “dirección” de la reacción (comparación de  $Q$  con  $K$  sin hacer referencias termodinámicas), interpretación molecular del equilibrio químico (apartado histórico: Williamson, Clausius, Pfaundler), equilibrio líquido vapor y equilibrio de solubilidad (ambos con imágenes micro), explicación molecular dinámica, juego de simulación con cartas de un proceso reversible, y síntesis de las características generales del equilibrio químico.

El enfoque de las velocidades de reacción (rates approach) fue el usado en el currículo escocés para el grado superior en química de la educación media (Johnstone, MacDonald y Webb, 1977). Este currículo sigue la secuencia: los alumnos comienzan investigando los factores que afectan la velocidad de reacción (temperatura, concentración, catalizador, presión, luz y estado de división) que los conduce a la formulación de la teoría de las colisiones (ocurren colisiones bimoleculares que deben poseer suficiente energía y estar correctamente orientadas para que se produzca la reacción). Luego se introducen también los conceptos de complejo activado y de energía de activación. Y el concepto de equilibrio químico surge al interpretar en forma dinámica la situación que se alcanza cuando las velocidades directa e inversa se igualan y el sistema mantiene una composición constante. No obstante, en el estudio llevado a cabo por estos autores, observaron serias dificultades conceptuales en los alumnos escoceses que formalmente fueron enseñados con este enfoque.

### **C. Conclusiones sobre los enfoques curriculares de las características del equilibrio**

Van Driel y Gräber (2002) prefieren utilizar el título de “Ley de equilibrio” en lugar de utilizar “Ley de acción de masas”, porque esta última está asociada históricamente al problemático enfoque cinético. Mencionan que esta ley es presentada en la actualidad, en el último ciclo de la educación media, generalmente de una forma empírica y no derivada de ecuaciones cinéticas. También llaman la atención sobre el hecho de que la relación entre la constante de equilibrio y las concentraciones es válida para sistemas que tienen un comportamiento ideal, a saber: soluciones diluidas o gases a bajas presiones.

Varios autores apoyan el enfoque empírico para niveles introductorios, por ejemplo, Baker (2001) propone ayudar a los estudiantes a establecer la relación ente el

valor de  $K$  y el valor de las concentraciones a través de experiencias donde se cambien las concentraciones y se compruebe el no cambio de  $K$ .

Más allá de la forma en cómo se arriba a la ecuación de la constante de equilibrio, es muy importante el hincapié que se hace en el aspecto dinámico del equilibrio y en la forma que se presenta. A diferencia de la termodinámica, el tratamiento cualitativo de las velocidades de reacción permite brindar un modelo a nivel microscópico del sistema químico, donde es importante formar una imagen “micro” de (a) la situación de partida, (b) de la aproximación al equilibrio y (c) del estado de equilibrio.

En un sistema que se aproxima al equilibrio, después que los reactivos han sido mezclados, es necesario comprender que la velocidad en un sentido es mayor que en el sentido opuesto y que las velocidades cambiarán en el tiempo hasta que se igualen. Para comprender la dependencia con el tiempo de las velocidades es necesario interpretar cómo la frecuencia de colisiones cambia cuando las concentraciones cambian.

De acuerdo con lo indicado hasta ahora, y las dificultades ocasionadas en el alumnado, la propuesta didáctica de esta investigación se basará en lo que se podría denominar un “enfoque diagramático” porque hace hincapié en el uso sistemático de diagramas con partículas y gráficos XY. Dará importancia al rol de las imágenes que se transmiten a los estudiantes y a la construcción de modelos, como el modelo cinético molecular y el modelo de las colisiones aplicados a sistemas en equilibrio químico. Muchos libros suelen referirse en forma verbal a las velocidades de reacción pero generalmente utilizan pocas imágenes que contribuyan a que el alumno construya modelos explicativos de la composición y comportamiento del sistema.

También las consideraciones cinéticas anteriores se pueden presentar con distintos grados de complejidad. En un primer nivel, resulta fundamental resaltar que las velocidades de reacción son proporcionales a la temperatura y a las concentraciones de las sustancias reaccionantes. Luego, las afirmaciones anteriores se pueden complementar con otras que traten sobre los requerimientos energéticos y espaciales que deben cumplir los choques entre partículas para ser efectivos en producir la reacción química. Por último, explicar las consideraciones anteriores incluyendo aspectos estadísticos. Hildebrand en 1946 ya había llamado la atención sobre lo que para él constituía el origen de muchas dificultades que tienen los estudiantes: la base estadística del equilibrio químico. La necesidad de que los estudiantes sean capaces de visualizar los comportamientos, simultáneos y diferentes, de moléculas de diferentes especies.

En definitiva, concepciones alternativas como la no consideración del equilibrio químico como un sistema cerrado, la compartimentación del equilibrio (donde se considera a los reactivos en un lado y a los productos en otro), la no coexistencia de todas las especies en el equilibrio, el equilibrio como estático (las reacciones dejan de producirse en el equilibrio), etc., muestran que se ha prestado poca atención a la imagen que se transmite de un sistema en equilibrio y, fundamentalmente, cómo esa imagen es asimilada por los estudiantes.

La naturaleza termodinámica del equilibrio es la aceptada actualmente. El enfoque termodinámico permite explicar, por ejemplo, por qué las constantes de equilibrio dependen de la temperatura y son adimensionales y también, utilizando el concepto

actividad, por qué no se incluyen sólidos y líquidos puros en la ecuación de  $K$ . Las críticas al enfoque cinético se basan en la determinación de la constante de equilibrio a partir de igualar las dos ecuaciones de velocidad de reacción directa e inversa. Esta crítica puede conducir a sugerir la supresión total del enfoque cinético y a su reemplazo por fórmulas de la termodinámica; esto puede llevar a los alumnos a avanzar “a ciegas” sin una imagen del sistema. En lugar de ello, seguramente ocurrirá que los estudiantes construirán imágenes en sus mentes que, generalmente, no coincidirán con los objetivos deseados (por ejemplo sistemas mecánicos o derivados de la ecuación química). Por ello, es necesario ofrecer modelos alternativos conformados por proposiciones e imágenes adecuadas, como se sugiere con la progresión de los tres modelos históricos abordados, que lleven a revisar los modelos que se van formando en la mente de los estudiantes.

#### 4.3.1.2 La evolución de un sistema en equilibrio químico que fue perturbado

Bucat y Fensham (1995) llegan, en su síntesis sobre la enseñanza y aprendizaje del equilibrio químico en niveles introductorios, a tres enfoques en la enseñanza de sistemas que han sido perturbados. A estos tres enfoques varios autores agregan un cuarto que combina los anteriores:

- a. El uso del principio de Le Chatelier
- b. La comparación del cociente de reacción  $Q$  con la constante de equilibrio  $K$
- c. El análisis de las velocidades usando la teoría de las colisiones
- d. El uso complementario de los enfoques anteriores

### A. Enfoques en la enseñanza de sistemas en equilibrio químico que han sido perturbados

#### a. Uso del principio de Le Chatelier

El principio de Le Chatelier afirma que cuando un sistema químico en equilibrio es sometido a una perturbación, la reacción se reequilibrará en la dirección tal de aliviar o suprimir la perturbación (Gordus, 1991). En el texto de Chang (1999), se expresa como una regla general que establece que si se aplica una tensión externa a un sistema en equilibrio, el sistema se ajusta de tal manera que se cancela parcialmente dicha tensión (pág. 579).

Este principio constituye una regla cualitativa de fácil enseñanza dado que no requiere formulación matemática. Para ejemplificarlo, y siguiendo la línea argumental de Bucat y Fensham (1995), se aprecia que ante una disminución del volumen y su consiguiente aumento de presión, para el equilibrio químico representado por  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ , la perturbación ha producido una mayor presión y, de acuerdo a este principio, la reacción neta ocurrirá en el sentido de aliviar ese aumento de presión; es decir, en sentido de un menor número de moles de las especies gaseosas, hacia la formación de productos.

Johnstone et al (1977), ante los numerosos casos de aplicación incorrecta del principio, no aconsejan su utilización para el nivel medio. En cambio proponen

reemplazarlo por la expresión de la constante de equilibrio o, alternativamente, sugieren realizar un tratamiento del principio con más énfasis en sus limitaciones cualitativas. Varios autores, entre ellos Bradley, Gerrans y Long (1990) y Quílez (1998), también se adhieren a la idea de omitir la introducción de este principio en la enseñanza en general, dado que afirman que fundamentalmente no tiene poder explicativo.

Con respecto a este debate de enseñar o no el principio de Le Chatelier, algunos autores como Gordus (1991) sugieren que no puede obviarse este problema y que debe dársele una tratamiento didáctico, dado que está presente en los textos y en la enseñanza frecuente.

En este sentido y para facilitar la presentación del principio de Le Chatelier, Jordaan (1993) sostiene que las perturbaciones a un sistema en equilibrio pueden reducirse sólo a dos factores: un cambio en la temperatura o un cambio en la concentración de una de las especies en la mezcla. Tiene en cuenta la conclusión de Allsop y George (1984) sobre el hecho de que un cambio en el volumen o un cambio en la presión del sistema en equilibrio están relacionados a cambios en las concentraciones. Por ello sugiere la siguiente afirmación del principio de Le Chatelier: “Si un sistema no aislado en equilibrio químico es sometido a un cambio en la temperatura o en la concentración de cualquiera de sus reactivos y/o productos, un proceso (reacción) ocurre dentro del sistema que contrarresta el cambio impuesto en la temperatura o concentración”.

Varios estudios han comprobado que los docentes prefieren usar el principio de Le Chatelier para predecir el efecto de cambios en la mezcla en equilibrio. Entre las razones que mencionan es que es más fácil de explicar y que es una regla directa. Aunque en la enseñanza se suele prestar poca atención a las limitaciones del principio, a los casos de agregado de un gas inerte, o a la adición de un sólido o de más agua a la mezcla. En este sentido, se ha comprobado que algunos docentes experimentados complementan el principio con algunas reglas adicionales del tipo “los sólidos no afectan la mezcla en equilibrio” (Tyson, Treagust y Bucat, 1999).

Se aprecia que el uso de esta regla cualitativa no requiere necesariamente de la visualización a nivel microscópico.

### **b. Uso de $Q$ y $K$**

Consiste en la comparación de los valores numéricos obtenidos de la ecuación del cociente de reacción  $Q$  y de la constante de equilibrio  $K$ . La ecuación del cociente de reacción tiene la misma forma que la ecuación de la constante de equilibrio pero las concentraciones o presiones involucradas no están referidas necesariamente al estado de equilibrio. Cuando las concentraciones o presiones corresponden al estado de equilibrio,  $Q$  es igual a  $K$ . Este enfoque es propuesto por varios autores (ej. Gordus, 1991) y divulgado por textos universitarios como Chang (1999, pág. 575), texto que también recurre al principio de Le Chatelier.

Para el ejemplo anterior, abordado por Bucat y Fensham, al disminuir el volumen aumenta la concentración de ambos reactivos, pero como la concentración de  $\text{NO}_2$  está elevada al cuadrado, un aumento de presión provoca que el numerador se incremente

más que el denominador, el sistema ya no está en equilibrio y  $Q_c$  será mayor que  $K_c$ . Por lo que la reacción neta se desplazará hacia la formación de productos a partir de reactivos, hasta que  $Q_c = K_c$ .

Este enfoque puede complementarse con un análisis cualitativo de la ecuación de  $K$ . Por ejemplo, en función de  $K_p$  y las fracciones molares:  $K_p = P_{N_2O_4}/P_{NO_2}^2 = X_{N_2O_4}/X_{NO_2}^2 \cdot P$ . Si aumenta  $P$  a temperatura constante,  $K_p$  se mantiene constante y, por lo tanto, debe aumentar el cociente  $X_{N_2O_4}/X_{NO_2}^2$ , para ello, aumenta la fracción molar del producto (numerador) y disminuye la de reactivos (denominador). También, ante una perturbación de la temperatura puede realizarse un análisis cualitativo de la ecuación de van't Hoff:  $\Delta(\ln K/\Delta T) = \Delta H^\circ/RT^2$ .

Los fundamentos de este enfoque son abstractos dado que se basan en desarrollos de ecuaciones termodinámicas que, generalmente, escapan a los alcances del ciclo en que se introduce el tema equilibrio químico. Por ello, frecuentemente se recurre al resultado final de dichos desarrollos con la presentación de fórmulas como:  $\Delta G = RT \ln K/Q$ . En definitiva, este método es más riguroso desde el punto de vista del modelo científico vigente, no requiere de explicaciones y predicciones a nivel de partículas, pero requiere habilidades de razonamiento matemático.

### c. Análisis de las velocidades de reacción usando la teoría de las colisiones

Este enfoque consiste en explicar lo que ocurre a un sistema en equilibrio después que es perturbado, usando la teoría de las colisiones para predecir cómo variarán las velocidades directa e inversa. A diferencia de los dos enfoques anteriores, este enfoque sí requiere la utilización o visualización a nivel de partículas o nivel microscópico.

El caso en que mejor se aplica este enfoque es el caso de la adición o sustracción de una de las especies participantes del equilibrio. Por ejemplo, se puede predecir eficazmente la evolución del sistema en equilibrio ante el agregado de más reactivo al sistema a temperatura y volumen constante: al aumentar la concentración de reactivo aumenta instantáneamente la velocidad directa (momento perturbado) que es proporcional a la concentración de reactivo, luego con la disminución de la concentración de reactivo empieza a disminuir la velocidad directa y con el aumento en la concentración de productos empieza a aumentar la velocidad inversa (momento de evolución del sistema), hasta que ambas velocidades se igualan nuevamente (momento de equilibrio final). En este nuevo estado de equilibrio, al haber mayor concentración del reactivo agregado y mayor concentración de productos, las velocidades en el nuevo equilibrio serán mayores que en el equilibrio inicial.

En el ejemplo citado por Bucat y Fensham (1995), al comprimir una mezcla de  $NO_2$  y  $N_2O_4$ , aumentan ambas concentraciones, la frecuencia de colisiones aumenta y por lo tanto aumentan ambas velocidades de reacción. La velocidad de reacción  $2NO_2 \rightarrow N_2O_4$  se incrementa más que la reacción opuesta de modo que se consumirá más  $NO_2$  y la concentración de  $NO_2$  decrece y la de  $N_2O_4$  aumenta, con lo que la reacción directa va disminuyendo su velocidad y la inversa aumentando hasta que se igualan y el equilibrio es restablecido. Aunque, estos autores aclaran el hecho de que no hay una lógica química sólida que nos permita predecir que, después de la compresión, la velocidad de reacción directa se incrementa más que la velocidad inversa. Con esta

finalidad, puede utilizarse el principio de Le Chatelier para predecir la situación final y adecuar a este resultado lo que ocurrirá en el restablecimiento del equilibrio con las velocidades. Este enfoque obliga a construir una imagen del sistema perturbado (de no equilibrio, en el instante de la perturbación antes de cualquier respuesta del sistema). Para estos autores, desde un punto de vista químico riguroso, alguna suposición sobre los mecanismos de reacción de las reacciones directa e inversa debe realizarse para explicar por qué la reacción inversa no se incrementa tanto como la directa cuando el sistema se comprime. Esto añade un problema de validez teórica a la enseñanza con este enfoque.

Ante una modificación de la temperatura, Paiva y Gil (2000) aclaran que es necesario realizar una comparación de las energías de activación de la reacción directa como de la inversa y conocer la dependencia cuantitativa de las constantes de velocidad (microscópica) con la temperatura y la energía de activación. Sostienen que si los estudiantes pueden manejar estos contenidos también podrían operar con los fundamentos termodinámicos que explican el uso de la comparación de  $Q$  y  $K$ .

Ante las críticas que recibe el enfoque cinético, cabe preguntarse si es lícito omitir en la enseñanza las interpretaciones y visualizaciones de lo que ocurre a nivel microscópico cuando un sistema en equilibrio es perturbado. Dado que este enfoque de las velocidades se apoya en las características que definen un sistema en equilibrio químico, en la interpretación microscópica del mismo, permitiría construir una imagen física de utilidad para explicar: (a) la aproximación al equilibrio, (b) el estado de equilibrio y (c) las características de dos estados de equilibrio consecutivos, que se alcanzan después que el primero es perturbado.

#### **d. Uso complementario de estos tres enfoques**

Este cuarto enfoque consistiría en utilizar en conjunto dos enfoques anteriores, o los tres, tomando lo positivo de cada uno y teniendo en cuenta las dificultades que promueven.

El uso de este enfoque complementario estaría apoyado por algunas evidencias. Por ejemplo, en el trabajo de Treagust y Gräber (1999) no se encontraron diferencias significativas en un estudio comparativo entre dos enfoques diferentes para la enseñanza del equilibrio químico: uno llevado a cabo en Australia basado en el principio de Le Chatelier y las velocidades de reacción usando analogías y otro llevado a cabo en Alemania usando la ley de equilibrio y analogías.

Por otra parte, en el estudio llevado adelante por Tyson, Treagust y Bucat (1999) comprobaron que los estudiantes recurrían a distintos tipos de explicaciones dependiendo del contexto del problema y concluyeron, en este sentido, que no parece que un tipo de explicación sea mejor que otra.

En la propuesta didáctica llevada a cabo por nuestra investigación se ha tenido en cuenta el principio de Le Chatelier como regla cualitativa, por los argumentos expresados por Gordus, pero se ha intentado presentarlo complementado con otros enfoques. Por ejemplo, tratando de fomentar la formulación de explicaciones, con partículas y cinéticas, de la evolución de un sistema perturbado, que ayuden a

comprender que se alcanza un nuevo estado de equilibrio compensando parcialmente los efectos de la perturbación. Utilizando este principio de una forma no dogmática y única, a situaciones donde tiene aplicación.

## **B. Enfoques de enseñanza de equilibrios químicos perturbados y libros de textos**

Conviene aclarar de nuevo que en este apartado no se pretende hacer un estudio exhaustivo de libros texto, tan solo ejemplificar algunos enfoques empleados en ciertos textos representativos.

El texto de Quílez y otros (1998) comienza el tema, de la perturbación de sistemas en equilibrio, relacionando equilibrio químico y rendimiento de reacción; es decir, introduce la pregunta de cómo se puede mejorar el rendimiento de una reacción química. Posteriormente aclara lo que significa perturbar un equilibrio y cómo puede realizarse. Llama la atención sobre la necesidad de hacer un riguroso control de variables; en este sentido, presenta tres perturbaciones: (caso 1) adición o eliminación de una sustancia que participa en el equilibrio a volumen y temperatura constante; (caso 2) variación de la presión total en un sistema de émbolo móvil (variación de volumen) y (caso 3) variación de la temperatura a presión constante. Primero el texto aclara lo que ocurre con sólidos y líquidos puros que no modifican su concentración y, para el caso 1, recurre a una expresión matemática general de  $K_c$  en función de los números de moles y del volumen total -por ejemplo para la síntesis del amoníaco  $K_c = \frac{n_{\text{NH}_3}^2}{(n_{\text{H}_2})^3 \cdot n_{\text{N}_2}} \cdot V^2$ -, para luego comparar  $Q_c$  con  $K_c$ . Muestra gráficos concentración versus tiempo donde se distinguen los momentos: equilibrio inicial, perturbación, evolución hacia un nuevo equilibrio, nuevo equilibrio. Para el caso 2, utiliza la misma ecuación que en el caso anterior, ahora generalizándola con la incorporación del  $\Delta v$  (diferencia entre la suma de los coeficientes estequiométricos de los productos menos la suma de la de los reactivos). Para el caso 3, presenta un análisis cualitativo de la ecuación de van't Hoff:  $\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2}$ , que posteriormente ilustra con valores. Como complementos presenta: un apartado histórico sobre el principio de Le Chatelier, un apartado sobre la adición de un catalizador y un apartado sobre el caso de la adición de un gas inerte a un sistema en equilibrio químico a T y V constante y a T y P constante.

El texto universitario de Chang (1999), en el apartado que se refiere a los factores que afectan al equilibrio, presenta el principio de Le Chatelier, luego trata tres perturbaciones: (1) cambios de concentración a temperatura constante, donde utiliza complementariamente el principio de Le Chatelier, la comparación de  $Q_c$  y  $K_c$  y gráficos concentración en función del tiempo; (2) cambios en el volumen y la presión a T constante, donde utiliza complementariamente Le Chaterlier y comparación  $Q_c$  y  $K_c$  y (3) cambios en la temperatura a partir del principio de Le Chatelier. Incluye el caso de la adición de un gas inerte y de un catalizador, aunque no realiza un adecuado control de variables como en el texto anterior, y no incluye cualitativamente la ecuación de van't Hoff.

En cambio, el texto universitario McQuarrie y Rock (1991) da más énfasis al principio de Le Chatelier, que lo aplica en todas las perturbaciones. Complementa este principio, primero con un análisis cualitativo de las ecuaciones de  $K_c$  y  $K_p$ , y en segundo lugar con la comparación de  $Q_c$  con  $K_c$ . A diferencia del Chang, este texto deduce en el capítulo sobre entropía y energía libre la ecuación de van't Hoff.

### C. Conclusiones sobre los enfoques de enseñanza para equilibrios perturbados

Van Driel y Gräber (2002) mencionan que han encontrado pocos artículos en donde se combinen los enfoques cualitativos y cuantitativos para el equilibrio químico, y destacan que dicha integración constituye un área de potencial interés dado que beneficiaría la comprensión de los estudiantes. También agregan que no encontraron estudios que investigaran empíricamente la efectividad del enfoque termodinámico para enseñar el equilibrio químico en el nivel secundario y en el universitario.

En los libros de texto, como se ha mostrado anteriormente, no se observa una única tendencia. El texto de Quílez y otros (1998) se basa, casi exclusivamente, en el segundo enfoque, el termodinámico, basado en el análisis de ecuaciones (de  $Q_c$ , de  $K_c$ , de van't Hoff). En cambio, los textos universitarios mencionados emplean enfoques complementarios donde utilizan sistemáticamente el principio de Le Chatelier.

Barnerjee (1991) sugiere que el enfoque de las velocidades de reacción debe usarse con precaución y no acentuarse para evitar el posible desarrollo de concepciones erróneas, dado que en su estudio se observaron: (a) la confusión extensión-velocidad (ej. una elevada constante de equilibrio significa una reacción a mayor velocidad) y (b) la interpretación de las velocidades usando el principio de Le Chatelier (ej. un incremento de la temperatura en una reacción exotérmica produce una disminución en la velocidad directa).

Paiva y Gil (2000) criticaron las propuestas basadas en diferentes niveles de explicación sugeridas por Tyson, Treagust y Bucat (1999), en especial criticaron el hecho de que estos autores destaquen que las velocidades de reacción es la mejor forma de explicar los efectos. En su lugar desarrollaron un enfoque termodinámico basado en la variación de entropía y en la fórmula  $S_i = S_i^\circ - R \ln(p_i)$ . Los autores criticados replicaron argumentando que su propuesta se ajusta a los programas vigentes en Australia y que no se imaginan la utilización de ese enfoque termodinámico en la escuela secundaria.

Hackling y Garnett (1986) también recomiendan el uso del enfoque de las velocidades en la enseñanza del equilibrio químico. Especialmente consideran adecuado y muy ilustrativo el enfoque cinético en el caso donde se adiciona más reactivo a un sistema en equilibrio a temperatura y volumen constante.

Ahora, ¿las limitaciones del enfoque cinético, como la incorrecta asociación entre velocidad y principio de Le Chatelier, invalidan o ponen en duda el uso del enfoque cinético en los cursos introductorios? Por lo que se mencionó anteriormente, la postura a la que se adhiere esta investigación no duda de la utilidad educativa del enfoque cinético utilizado en conjunto con otros enfoques. Seguramente, el enfoque complementario es la mejor manera de abordar esta temática.

A un nivel macroscópico puede ser aceptado que las concentraciones de la mezcla no cambian, que las propiedades y condiciones del sistema no cambian (temperatura, volumen) y que el cociente de reacción  $Q$  tiene el mismo valor que  $K$ . En cambio, la idea de que en el equilibrio están ocurriendo dos reacciones opuestas a iguales

velocidades requiere de modelos a nivel microscópico, es decir, imaginar cómo las velocidades dependen de la frecuencia de colisiones entre las moléculas.

En síntesis, y teniendo en cuenta las concepciones sobre el equilibrio químico que sostienen los estudiantes, una propuesta adecuada desde el punto de vista didáctico, debería primero consolidar una imagen de un sistema en equilibrio químico, que relacione las características macroscópicas con las microscópicas, antes de realizar un trabajo riguroso con ecuaciones. Es decir, comenzar con un estudio cinético elemental que promueva la construcción de modelos o imágenes mentales del sistema, en lugar de comenzar con un análisis termodinámico, abstracto y lejano al alumno.

### **4.3.2 Uso de analogías en la enseñanza del equilibrio químico**

Uno de los recursos didácticos más utilizados en la enseñanza del equilibrio químico es el uso sistemático de analogías. En este apartado se presenta una revisión de las analogías más frecuentes y algunas consideraciones que resultan de evaluar su aplicación.

#### **4.3.2.1 Clasificación de las analogías utilizadas**

Las analogías han sido muy utilizadas como apoyo a la enseñanza del equilibrio químico, y hasta el día de hoy, se siguen presentando, en revistas de la especialidad, propuestas de analogías con una gran diversidad de formatos.

En esta sección se realiza una revisión de las analogías más utilizadas para la enseñanza del equilibrio químico y de la cinética química. Se incluyen en esta revisión analogías propuestas en revistas y en los proyectos Nuffield, CBA y Chem Study. Además, y a modo de ejemplo, se indagó en un libro de nivel universitario (Chang, 1999), quizás el texto más difundido para un curso universitario introductorio.

Una clasificación de estas analogías se muestra a continuación (Tabla: 4.1) donde están incorporados los aspectos del equilibrio químico que cubre la analogía y las posibles dificultades que promueve. Este cuadro estuvo inspirado, inicialmente, en el realizado por Pereira (1990).

Las analogías se clasificaron en cinco categorías:

- (1) familiares,
- (2) juegos,
- (3) experimentos,
- (4) flujo o transferencia de fluidos y
- (5) máquinas.

Entre los aspectos del equilibrio químico ilustrados por las analogías se destacaron: aspecto dinámico, igualdad de velocidades en el equilibrio, reversibilidad, deducción de una constante, alteración del equilibrio y catalizador.

Tabla 4.1: Principales analogías utilizadas en la enseñanza del equilibrio químico.

	Analogías	Aspectos ilustrados						Dificultades				Referencias
		. aspecto dinámico	. veloc. iguales equil.	. reversibilidad	. deducción de una cte.	. alteración del equil.	. catalizador y equil.	. visión compartimentada	. relación difícil con el nivel molecular	. puede generar confusiones en cinética	. [productos] = [reactivos]	
Análogos familiares	Parejas, danza	✓	✓	✓	✓	✓	✓	-	-	-	-	Hildebrandt (1946), Battino (1975), Baisley (1978), Olney (1988)
	Dos grupos lanzándose pelotas o manzanas	✓	✓	✓	-	-	✓	✓	✓	✓	-	Hambly (1975), Dickerson y Geis (1981)
	Persona corriendo en una cinta	-	✓	-	✓	-	✓	✓	✓	-	-	Mickey (1980)
	Subir escalera mecánica/ nadar contra la corriente	-	✓	-	✓	-	✓	✓	✓	-	-	Hill y Holman (1978), Pimentel (1963)
	Movimiento de peces entre dos acuarios	✓	✓	✓	✓	✓	✓	✓	-	✓	✓	Pimentel (1963), Russell (1988)
	Movimiento de personas, abejas, etc	✓	✓	✓	-	-	-	-	-	✓	-	Olney (1988), Licata (1988), Chang (1999)
	Movimiento de dos operarios	✓	✓	✓	-	-	-	✓	✓	-	✓	Riley (1984), Garritz (1997)
	Pelotas de golf en una furgoneta	✓	-	✓	-	-	-	✓	✓	✓	-	Pimentel (1963)
Juegos	Juego de tiras de papel, cartas, fósforos, dados	✓	✓	✓	✓	-	-	✓	-	-	-	Lees (1987), Huddle y Ncube (1994), Edmonson y Lewis (1999)
	Juego con esferas	✓	✓	✓	✓	✓	-	✓	-	-	-	Cullen (1989), Ncube y Huddle (1994), Wilson (1998)
	Juego con clips	✓	✓	✓	-	✓	-	-	-	✓	-	Desser (1996)

(continua)

Tabla 4.1: Principales analogías utilizados en la enseñanza del equilibrio químico (continuación).

	Analogías	Aspectos ilustrados	Dificultades	Referencias
		<ul style="list-style-type: none"> <li>. aspecto dinamico</li> <li>. veloc. iguales equil.</li> <li>. reversibilidad</li> <li>. deducción de una cte.</li> <li>. alteracion del equil.</li> <li>. catalizador y equil.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>. vision compartimentada</li> <li>. relacion difícil con el nivel molecular</li> <li>. puede generar confusiones en cinetica</li> <li>. [productos] = [reactivos]</li> </ul>	
Experimentos	Experimentos de cambios físicos - cambio de fase	√ √ √ - - -	√ - - -	Nuffield (1970), Caruso y otros (1997)
	- solubilidad	- - √ - - -	√ √ √ √	Pimentel (1963), CBA (1967), Lees (1987)
	Tira de goma (elástico)	- - √ - √ -	- √ - -	Balckwill (1976), Smith (1977)
Flujo	Transferencia de líquido entre recipientes - vasos o recipientes pequeños	√ √ √ √ √ √	√ √ √ -	Sorum (1948), Kauffman (1959), Hugdahl (1976), Martin (1976), Dunn (1980), Russell (1988), Laurita (1990), Garritz y Chamizo (1994), Donati y otros (1992)
	- sifón	- - √ - √ √	√ √ - √	Hansen (1984), Li y otros (1996)
	- bombas	√ √ √ √ √ √	√ √ √ -	Rakestraw (1926), Karns (1927), Weigang (1962)
	Flujo de gas entre jeringas	√ - - - √ -	√ √ √ -	Thomson (1976)
Maquinas	Movimiento de bloques de madera	- - - √ √ √	- √ √ -	Slabaugh (1949)
	Movimiento de esferas por flujo de aire	√ √ - √ - √	√ - - -	Sawyer y Martens (1992)
	Movimiento de esferas por paletas	√ √ √ √ √ √	√ - - -	Alden y Schmuckler (1972), Hauptmann y Menger (1978), Rämme (1995)
	Sistema con una balanza, sube y baja	√ - - √ - √	√ √ √ -	MacDonald (1973), Russell (1988), Green (1982)
	Sistema con una roldana	√ - - √ - -	√ √ - -	Thomson (1976)
	Leyes de la mecánica	- - - - √ -	- √ - -	Canagaratna y Selvaratnam (1970)

A su vez, entre las ideas erróneas que pueden transmitir las analogías sobre el equilibrio químico se resaltaron: (a) la compartimentación del equilibrio, (b) la relación difícil con el nivel molecular, (s) si genera confusiones en cinética química y (d) la idea que la concentración de reactivos es igual a la de productos.

En “aspecto dinámico” se ha considerado sólo los casos en que se muestran que las reacciones en el equilibrio siguen ocurriendo en ambos sentidos simultáneamente. El dinamismo a nivel molecular, con la rotura y formación de enlaces simultáneamente en el equilibrio, se observa en pocas analogías, por ejemplo: las parejas danzando o el juego con clips (Desser, 1996).

Algunas analogías pueden generar confusiones en cinética, en el sentido de fomentar la imagen de que las dos reacciones no ocurren al mismo tiempo, que las reacciones ocurren de forma discontinua a escala macroscópica o que tienen un comportamiento pendular.

Cabe aclarar que muchos autores no llaman a sus propuestas como “analogías”, más bien se observa una gran diversidad terminológica, donde se usan como sinónimos: analogía y modelo, además de otros términos. Aquí se adoptó el término analogía considerando la función que cumplen estas propuestas como ayudas a la visualización de conceptos a través de la comparación analógica entre un dominio conocido (o que primero se hace conocer a través de una actividad) y el dominio conceptual. Existe una tendencia a llamar modelo cuando se incluyen materiales, “modelo físico” o “modelo mecánico”. A modo de ejemplo, la analogía de transvasar agua de un recipiente a otro es llamado “modelo” por Pereira (1990), “analogía mecánica” por Garritz (1997), “modelo mecánico” por Laurita (1990), “modelo físico” por Hansen (1984), “símil” en el texto de Garritz y Chamizo (1994), “experimento” por Sorum (1948) o “demostración” por Hugdahl (1976).

A continuación se muestran algunos ejemplos, para cada una de las cinco categorías propuestas:

### **1. La utilización de análogos familiares**

Chang (1999) para ilustrar el aspecto dinámico del equilibrio utiliza la analogía del centro de esquí repleto de personas, donde el número de personas que asciende por el teleférico es igual al número de personas que desciende, con lo cual no se observa cambio en la cantidad de personas que se encuentran en las pistas. Otro texto universitario (Umland y Bellana, 2000) presenta al equilibrio dinámico como análogo a un malabarista, en el cual la velocidad con que lanza al aire los objetos es igual a la velocidad con que regresan a las manos.

La analogía de las parejas de baile consiste en parejas danzando en la pista y personas (o parejas) sentadas a los costados de la pista. Por ejemplo, Baisley (1978) presenta la analogía partiendo de una situación inicial en la cual todos están sentados y supone que el 30 % de las parejas se forman para bailar cada minuto ( $k_d = 0,30$ ) mientras que un 10% abandonan la pista ( $k_i = 0,10$ ). Una vez alcanzado el “equilibrio” el número de parejas bailando permanece constante, aunque los integrantes de esas parejas van rotando con los que se encuentran sentados.

La analogía de las parejas danzando es usada también por Last (1983) para ilustrar conceptos de estequiometría como el reactivo limitante, y por DeLorenzo (1977) en problemas de equilibrio para hallar, por ejemplo, el porcentaje de disociación de un ácido débil. Como ya se mencionó esta analogía ilustra el aspecto dinámico a nivel atómico con la redistribución de átomos en las moléculas.

Una de las analogías que tuvo más difusión, a partir de la película del Chem Study (Pimentel, 1963), fue la de movimiento de peces entre dos acuarios. Esta analogía representa muy bien el aspecto dinámico del equilibrio e ilustra el método de marcación radiactiva de una de las especies. Russell (1988) comenta que dado que los dos acuarios son de igual tamaño y el equilibrio se alcanza cuando hay aproximadamente igual número de peces en cada uno, esta analogía contribuye a que los estudiantes saquen como conclusión errónea que en el equilibrio es igual la cantidad de productos que la de reactivos. Propone modificar esta analogía dibujando un recipiente más grande que el otro y presentarla directamente en el pizarrón prescindiendo del film. De cualquier forma esta analogía contribuye a la imagen de que reactivos y productos se encuentran en diferentes recipientes.

Una analogía similar a la sugerida por Hambly (1975) que trata de dos grupos de personas lanzándose pelotas, es la analogía de la “guerra de manzanas” (Dickerson y Geis, 1991). Esta analogía fue adaptada del libro de Hammond y otros (1971) y es mencionada por van Driel y Gräber (2002). En esta analogía dos vecinos se arrojan manzanas mutuamente a través del cerco que separa los dos jardines. La diferente agilidad de las personas, que representa la constante de velocidad  $k$ , lleva a que se acumulen diferentes cantidades de manzanas en cada jardín (concentraciones); después de un tiempo, aunque ambos siguen arrojándose manzanas, la cantidad de cada lado permanece constante.

Las analogías con movimientos de operarios se refieren a dos personas realizando distintas tareas: un operario de cada lado de una pared traspasando al otro lado arena con una pala (Riley, 1984) y la analogía del pintor y el “despintor” propuesta por Garritz (1997) (Ver Figuras 4.1 y 4.2).

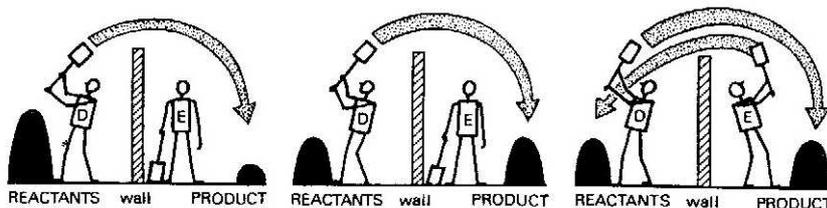


Figura 4.1: Ejemplo de analogía propuesta por Riley (1984).

En la analogía propuesta por Garritz, un pintor de líneas de ruta parte del pueblo Reactivos y un “despintor” parte del pueblo Productos. Ambos, no muy inteligentes, dejan las respectivas latas de pintura y removedor en cada punto de origen. Análogamente a las velocidades de las reacciones, al comienzo la pintada avanza mucho, con el tiempo, la despintada se hace más significativa, hasta que llega un momento que no avanza. Si los dos parten al mismo tiempo y a iguales velocidades quedará pintado hasta la mitad. Esta analogía permite preguntar a los alumnos ¿qué ocurrirá si el pintor es más veloz que el despintor?

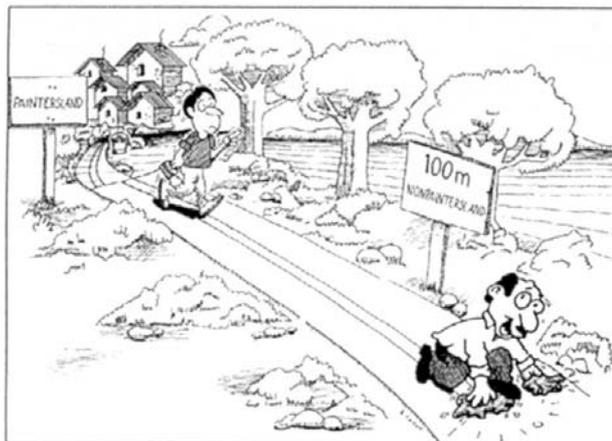


Figura 4.2: La analogía del “pintor-despintor” propuesta por Garritz (1997).

## 2. La utilización de juegos como analogías

Desser (1996) utiliza un juego con clips como una simulación para ilustrar el equilibrio químico. El juego consiste en sintetizar y descomponer “moléculas” formadas por la unión de un clip grande y uno pequeño (“átomos”). Cada una de estas tareas simultáneas las realiza un alumno con los ojos vendados para garantizar que estas acciones se ejecuten al azar. A distintos grupos de alumnos se les da una caja con el mismo número de clips, pero con distintas proporciones de moléculas ya formadas. Otros alumnos auxiliares registran la composición del sistema cada 30 segundos. La simulación incluye también la perturbación del equilibrio alcanzado, con la adición del mismo número de clips en alguna de sus formas (pequeños, grandes o enlazados).

En el juego presentado por Edmonson y Lewis (1999) participan dos estudiantes, a uno de ellos se le provee de 20 cubos (cubos de azúcar), cada uno de los cubos tiene una cara roja con una X y una cara azul con una Y. Al comienzo lanza los 20 cubos el estudiante que custodia la colección reactivos, el otro alumno tiene 0 cubos y va a custodiar la colección productos. En cada tirada de los reactivos todos los cubos que aparezcan o bien con una X o con una Y son transferidos a productos. Luego de la primera tirada los dos lanzan simultáneamente. En cada tirada de productos los cubos con una X son transferidos a reactivos. Se registra el número de tirada y el número de cubos en cada una de las colecciones. De esta forma se obtienen gráficos análogos a la variación de las concentraciones en el tiempo para la aproximación al equilibrio.

## 3. La utilización de experimentos como análogos

Utilizar un experimento de un cambio físico como análogo del equilibrio químico, o de alguno de sus aspectos, es sugerido por varios autores. Ya los proyectos Nuffield y CBA proponían el experimento de la difusión del yodo en una solución acuosa de yoduro de potasio y en una solución de un solvente orgánico (cloroformo o n-heptano respectivamente) con el objetivo de ilustrar que los estados finales son los mismos partiendo de una mezcla de reactivos que de una mezcla de productos. Para después de este experimento, Lees (1987) propone la analogía de un juego con tiras de papel y el Nuffield sugiere ver y discutir dos películas sobre el equilibrio sólido/líquido y líquido/vapor.

Ya se ha mencionado, en el apartado sobre la evolución histórica del concepto equilibrio químico, que la analogía de un cambio de fases como el equilibrio entre el agua líquida y el agua gaseosa, inspiró a Pfaundler en su explicación molecular del equilibrio químico. Actualmente, y como una forma de introducir el concepto de equilibrio dinámico, el equilibrio de fases entre el agua líquida y agua vapor es sugerido, entre otros, por Caruso y otros (1997).

Rocha y otros (2000) presentaron una actividad, a un grupo de alumnos argentinos de primer año de universidad, consistente en relacionar un cambio de fase del agua (líquido vapor) con un cambio químico (descomposición del carbonato de calcio) ambos en recipientes abiertos y cerrados. Los aprendizajes logrados los compararon, a través de un cuestionario escrito de tres cuestiones, con un grupo que recibió la enseñanza habitual. Los alumnos que realizaron la actividad mostraron una noción más acabada del equilibrio químico como dinámico y de las condiciones del sistema. Una de las cuestiones solicitaba la interpretación de una representación microscópica que permitía indagar sobre la coexistencia de todas las especies y sobre la composición del sistema en equilibrio químico.

También se suelen presentar cambios físicos como las disoluciones para introducir el concepto de equilibrio químico, por ejemplo la disolución de cloruro de sodio en agua. Tyson, Treagust y Bucat (1999) comprobaron que los alumnos transfieren la noción de saturación a los equilibrios químicos y presentan dificultades al hacer predicciones sobre cómo el agregado de más sólido afecta la composición de la mezcla en equilibrio. Por ello, recomiendan no dejar de abordar en la enseñanza las similitudes y diferencias entre ambos tipos de sistemas.

#### **4. La utilización de fenómenos de flujo o transferencia de fluidos**

En una versión de esta analogía (Garritz y Chamizo, 1994) se cuenta con dos cubetas transparentes y dos vasos iguales. Un alumno saca agua de su cubeta y la vierte en la otra, otro alumno hace lo mismo desde la otra cubeta, ambos al unísono (equilibrio dinámico) respetan la condición de llenar el vaso hasta donde puedan sin inclinar las cubetas. Se formulan preguntas del tipo: Si uno de los vasos tiene mayor volumen que otro: ¿toda el agua pasará de una cubeta a otra?, ¿o quedará agua en ambas cubetas?

Esta analogía ya fue sugerida en los años cincuenta por autores como Sorun (1948) o Kauffman (1959) (Figura 4.3).

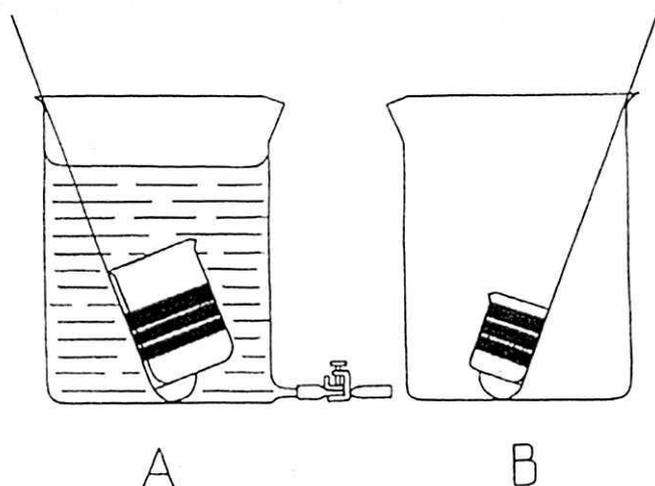


Figura 4.3: La analogía de transferencia de agua sugerida por Kauffman (1959).

Otra analogía presenta dos recipientes comunicados en su parte inferior por un tubo (Donatti y otros, 1992). Inicialmente uno puede contener agua y el otro estar vacío. Esta analogía es propuesta para dar la idea de que el sistema evoluciona espontáneamente hacia el estado de menor energía (potencial gravitatoria) alcanzando un equilibrio (hidrostático). Aunque, al presentar el estado final de equilibrio como la situación donde se igualan los niveles de agua, conduce a otra concepción errónea común: la consideración del equilibrio químico como una situación donde la cantidad de reactivos y productos son iguales. Si una vez alcanzado el equilibrio se agrega más agua a uno de los recipientes el sistema compensa la perturbación retornando a otro estado de equilibrio.

Estos “modelos hidrodinámicos” son utilizados en la propuesta de enseñanza del equilibrio químico sugerida por Tóth (2000), que se comenta más adelante.

## 5. La utilización de máquinas como analogías.

La relación entre equilibrio y termodinámica se ilustra en la siguiente analogía, usada frecuentemente (por ejemplo Harris, 1982), que sostiene que un sistema en equilibrio es análogo a una pelota detenida en la parte inferior de un valle, donde su estado de equilibrio está definido por la mínima energía potencial gravitatoria de la pelota. En forma similar, el equilibrio es definido mediante el mínimo de otro potencial: el potencial  $G$  de Gibbs.

En la bibliografía se encuentran varias máquinas que producen el movimiento y transferencia de esferas entre dos compartimentos. Por ejemplo, el dispositivo propuesto por Alden y Schmuckler (1972) (Figura 4.4) ilustra por analogía a los diagramas de energía potencial. Dos ruedas con paletas se mueven a la misma velocidad (“temperatura”) por un motor eléctrico. Ambos recipientes están separados por un tabique (“energía de activación”). Las esferas se pueden poner en cualquier compartimiento lo que mostrará que el equilibrio se puede alcanzar partiendo de cualquier dirección. Esta analogía permite calcular la constante de equilibrio.

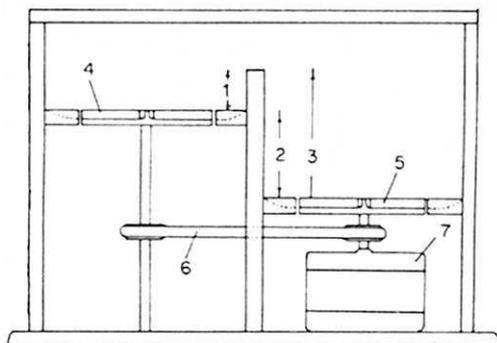


Figura 4.4: Dispositivo analógico propuesto por Alden y Schmuckler (1972).

A modo de conclusión, se aprecia que el número de analogías empleadas para ilustrar aspectos del equilibrio químico es muy elevado. La mayoría de ellas no son conocidas por los docentes que se desempeñan actualmente porque han sido publicadas en un lapso muy grande de tiempo y en diferentes revistas internacionales.

#### 4.3.2.2 Analogías sobre aspectos de la cinética química

Muchas de las analogías sobre el equilibrio químico enumeradas anteriormente también abordan aspectos cinéticos. A continuación se recogen algunas propuestas de analogías sobre conceptos de cinética química que no se refieren particularmente al equilibrio químico.

. Teoría de las colisiones:

La analogía de la “nariz sangrando” propuesta por Last (1983), responde a una ecuación del tipo: puño + cara del estudiante  $\rightarrow$  puño dolorido + nariz sangrando

Para que la reacción tenga lugar deben tomar contacto el puño con la cara (colisión), un golpe suave no causará que la nariz sangre, requiere una cierta cantidad de energía mínima. Por último, si el golpe da en la parte de atrás de la cabeza no sangrará la nariz, es necesaria una orientación adecuada. Finalmente (y felizmente) el autor aclara que no es necesario experimentar esta analogía.

La analogía del golpe de béisbol (Krug, 1987) compara los tres requerimientos de la teoría de colisiones ((i) que las moléculas colisionen, (ii) con suficiente energía y (iii) con una correcta geometría) con un golpe de béisbol que saque la pelota fuera del estadio. Aquí las correspondencias que se observan son, respectivamente: contacto entre la pelota y el bate, suficiente potencia y un ángulo adecuado. Por su parte, Piepgrass (1998) compara cómo estos tres requerimientos de la teoría de colisiones son similares a los factores que suman puntos en un juego electrónico de artes marciales.

. Velocidad de reacción:

Hildebrand (1946) presenta la analogía del cazador de ciervos que puede cazar hasta dos ciervos para ilustrar la velocidad de deposición en el equilibrio de solubilidad del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . La deposición involucra la unión de un  $\text{Ca}^{2+}$  y dos  $\text{OH}^-$ , si la concentración de  $\text{OH}^-$  es el doble, la velocidad de deposición es cuadruplicada hasta que

la concentración se vuelve una cuarta parte y la velocidad de deposición se iguale con la velocidad de disolución.

#### . Energía de activación:

Frecuentemente se utilizan analogías que comparan la energía de activación con la energía potencial gravitatoria; por ejemplo, dos ciudades que se encuentran a distinta altitud (Pimentel, 1963) que están unidas por una ruta que debe superar una montaña ubicada entre ambas ciudades. La altura de la montaña con respecto a cada una de las ciudades representa la energía de activación respecto a las reacciones directa e inversa; un túnel representaría el uso de un catalizador. Esta analogía es presentada con una pista de coches de juguete “hot - wheels” por Bonneau (1987). Otra similar es la empleada por Olney (1988) que se refiere a un niño que no puede salir de un pozo (cráter de un volcán) y escribe un mensaje de auxilio en una pelota que debe arrojar fuera del pozo.

Li y otros (1996) presentan una analogía utilizando un sifón para el concepto de energía de activación (Figura 4.5). Esta analogía complementa a la sugerida anteriormente por Hansen (1984), tanto para reacciones exotérmicas como endotérmicas.

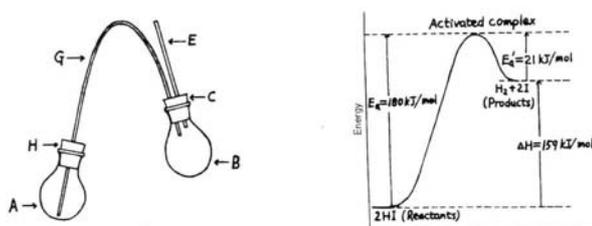


Figura 4.5: Analogía del concepto de energía de activación propuesta por Li y otros (1996).

Macomber (1994) discute mediante una analogía el concepto de control termodinámico y cinético de dos reacciones competitivas, a saber: diferencias de energía libre y diferencias de energía de activación. La analogía consiste en tres bulbos de distinto tamaño conteniendo un gas ideal, el bulbo de menor volumen está unido al mediano por un tubo de mayor diámetro que el que lo une al de mayor volumen.

#### . Catalizador:

Además de las analogías mencionadas para un catalizador como un “camino de menor energía potencial gravitatoria” entre dos ciudades, Last (1983) presenta la analogía de la peluquería o barbería para la catálisis heterogénea de una reacción gaseosa sobre la superficie de un catalizador, válida también para el caso de reacciones catalizadas por enzimas. Cuando todos los “sitios activos” de la peluquería estén completos, la “velocidad” de personas atendidas no aumentará por más que aumente la “concentración” de clientes.

#### . Mecanismo de reacción:

El paso determinante de la velocidad de reacción es explicado mediante una analogía por Ball (1987) mediante autos que suben una montaña. La velocidad de circulación estará dada por la velocidad del auto más lento.

.Velocidad y temperatura:

Ya se presentó, cuando se trató el tema de simulaciones en general (Capítulo 3) una simulación en computadora que trata del efecto de la temperatura sobre la velocidad para la reacción entre el bromuro de potasio y bromato de potasio en medio ácido (Wood, 1989). Esta simulación reemplaza al experimento dado el riesgo de manipular con fenol.

Evenson (2002) propone una analogía con esferas de poliestireno, que tienen pegadas en parte de su superficie adhesivo velcro, lo que permite simular la orientación molecular y la superficie reactiva. De acuerdo a la cantidad de esferas y la velocidad con que los estudiantes las arrojan en una mesa, puede simularse el efecto de la concentración, la temperatura y el catalizador.

A modo de conclusión, tanto para el equilibrio químico como para la cinética química, se aprecia que distintos autores han propuesto, y siguen proponiendo, analogías muy similares a otras anteriormente publicadas y que éstas no siempre incluyen variaciones de las ya propuestas. Por ello son necesarios trabajos de revisión y sistematización, como el realizado, que permitan consolidar y divulgar el conocimiento alcanzado en la didáctica de la química.

#### 4.3.2.3 Propuestas de enseñanza basadas en analogías

Thiele y Treagust (1994b) recogen las analogías que emplearon cuatro profesores en sus clases cuando abordaban estos temas conceptualmente abstractos (velocidad de reacción, efectos energéticos y equilibrio químico). Las analogías que hallaron se muestran en la Tabla 4.2.

Tabla 4.2: Analogías observadas en clases por Thiele y Treagust (1994b):

<b>Análogo</b>	<b>Objetivo</b>
<p><b>Velocidad de reacción</b>            Estudiantes saltando vallas de distintas alturas            Danza de estudiantes            Escalar una montaña            Empujar un auto en un camino            Ardilla almacenando comida para el invierno</p>	<p>Velocidad de diferentes reacciones con distintas Ea            Aumento velocidad aumento número de colisiones            Efecto catalizador sobre mecanismo y velocidad            Facilitar mecanismo de reacción catalizado            Reacciones exotérmicas y endotérmicas</p>
<p><b>Efectos energéticos</b>            Saltador de pértiga intentando un salto            Auto precariamente ubicado en una cima de montaña</p>	<p>Energía de activación            Energía elevada del complejo activado</p>
<p><b>Equilibrio químico</b>            Sacar el capuchón de un bolígrafo            Flujo de agua desde y hacia un recipiente            Efectos gravitacionales sobre un cuerpo            Elástico retornando a su longitud original            Gente entrando y saliendo de un comercio            Persona subiendo y bajando una escalera</p>	<p>Energía requerida para romper enlace químico            Propiedades constantes en un sistema abierto            Tendencia de un sistema a retornar al equilibrio            Tendencia de un sistema a retornar al equilibrio            Velocidades reac. directa e inversa en el equilibrio            Competencia veloc. de reacción directa e inversa</p>

De este estudio, basado en observaciones de clase, los autores concluyen que aunque el uso de muchas de las analogías había sido planificado por los profesores experimentados, la mayoría de las analogías surgía espontáneamente como respuesta al estímulo de los estudiantes, cuando consideraban que ellos no habían comprendido una explicación inicial. Las analogías usadas eran similares a las que aparecían en los libros de texto y, cuando el análogo era poco familiar para los alumnos, el profesor recurría a un dibujo para presentarlas.

Tóth (2000) propone una estrategia de enseñanza del equilibrio químico basada, fundamentalmente, en la utilización de modelos dinámicos, para introducir el tema a estudiantes de secundaria (15-16 años). Los principales pasos de esta estrategia son:

- ¿Qué significa el “estado de equilibrio”? (los estudiantes usan el modelo “dice-shaking”).
- ¿Cómo la concentración y velocidad de reacción cambian en una reacción simple no en equilibrio? (los estudiantes y profesor usan el modelo hidrodinámico para hacer gráficos concentración vs. tiempo y velocidad vs. tiempo).
- ¿Cómo la concentración y velocidad de reacción cambian en una reacción simple en equilibrio? (los estudiantes y profesor usan el modelo hidrodinámico para hacer gráficos concentración vs. tiempo y velocidad vs. tiempo).
- ¿Cuáles son las características de una reacción en equilibrio? (Deducción desde modelos: las concentraciones no cambian, equilibrio dinámico,  $v_d = v_i$ ).
- ¿Qué clase de datos son característicos del equilibrio? (Medidas sobre el modelo hidrodinámico. Generalización del concepto “constante de equilibrio”).
- ¿Cómo un cambio en la concentración afecta el equilibrio? (Medidas sobre el modelo hidrodinámico. Investigación de reacciones química reales).

Algunos autores (por ejemplo, van Driel y Gräber, 2002) advierten que entre los desafíos pendientes para la investigación en enseñanza de la química, se encuentra la realización de estudios empíricos que apoyen algunas afirmaciones de uso frecuente, entre ellas las referidas a la utilidad real de las analogías y simulaciones para el aprendizaje.

#### **4.3.2.4 Implicaciones del uso de analogías en la enseñanza del equilibrio químico**

Indiscutiblemente las analogías ayudan a visualizar conceptos teóricos abstractos como es el caso del equilibrio químico. Las analogías encontradas parten de un dominio conocido, o que mediante alguna actividad se le hace conocer al estudiante, para luego remarcar las correspondencias con algún aspecto del equilibrio químico. Como en toda analogía, la efectividad de la misma dependerá, en primer lugar, de que el dominio análogo sea bien conocido o entendido por el usuario de la misma.

De acuerdo al grado de abstracción del análogo y del objetivo de las analogías enumeradas en la Tabla 4.1, se aprecia que la mayoría corresponden al tipo “análogo concreto y objetivo abstracto”. Thiele y Treagust (1994a), en su estudio de las analogías presentadas en textos de química, hallaron que el 87% de las 93 analogías incluidas en 10 textos eran de este tipo. Se considera que el dominio es concreto si es directa y sensorialmente observable y/o consistente con experiencias de la vida diaria de los estudiantes. Por último, instan a desarrollar un repertorio docente de analogías para cada tema de la química.

Johnstone et al (1977) afirman que el uso de analogías es el origen de varias concepciones alternativas, especialmente la visión compartimentada del equilibrio. Analogías de equilibrios mecánicos o hidráulicos contribuyen a esta idea. Estos autores enumeran doce analogías y destacan que dos son las más usadas: transferencia de agua entre dos recipientes y bolitas de telgopor entre dos cajas “entálpicas” correspondientes a reactivos y a producidos; ambas contribuyen a esa concepción alternativa.

Para evitar la generación de concepciones alternativas es necesario abordar varias analogías para un mismo fenómeno, y así evitar la tendencia de atribuir características inapropiadas del análogo al objetivo. También es importante destacar el mérito de cada analogía y sus limitaciones (aspectos que no se corresponde con el objetivo). Y, finalmente, permitir la metacognición en ese proceso; es decir, dar lugar a la posibilidad de reflexionar sobre la utilidad que tuvo la analogía en el aprendizaje.

### 4.3.3 Uso de modelos y simulaciones en la enseñanza del equilibrio químico

Las analogías parten de un dominio conocido, en cambio esto no ocurre necesariamente con las simulaciones. Muchos de los juegos que se han mencionado como analogías constituyen simulaciones, dado que parten de la ecuación de una reacción química del tipo  $A \rightleftharpoons B$  (un modelo) y simulan cómo disminuye la concentración de reactivos y aumenta la de productos hasta que se logra el equilibrio dinámico. Para ello, la simulación sigue un conjunto de reglas o restricciones, por ejemplo la definición de constantes de velocidad, es decir, las distintas proporciones en que variarán en el tiempo las cantidades de reactivos y productos. Estas simulaciones utilizan distintos objetos: cartas (Huddle y Ncube, 1994), fósforos (Wilson, 1998), dados (Edmonson y Lewis, 1999) y monedas sobre el retroproyector (Harrison y Buckley, 2000). Los juegos presentan un comportamiento análogo con el objetivo de la analogía o simulación.

Las máquinas constituyen simuladores mecánicos en oposición a los simuladores de ordenador o computadora. En la actualidad, y especialmente las máquinas, han sido reemplazadas por simulaciones para ordenador. También varios juegos, por ejemplo: con esferas (Cullen, 1989), con dados (Edmonson y Lewis, 1999) y con cartas (Huddle y otros, 2000), han sido complementados con simulaciones en ordenador.

A continuación se comentan las características de dos programas de simulación que incluyen el tema equilibrio químico: el Simulations and Interactive Resources -SIR- (Martín, 1994) y el Multimedia and Mental Models in Chemistry -4M:CHEM- (Russell y otros, 1997). El simulador SIR para ordenador presenta dos opciones sobre reacciones y equilibrio químico: (a) la aproximación al equilibrio y (b) la ley del equilibrio químico.

(a) La primera opción es un modelo molecular sobre la aproximación al equilibrio que muestra un recipiente donde aparecen 100 moléculas representadas mediante circuitos rojos para el reactivo y verdes para el producto, que reaccionan entre si como una reacción sencilla de isomerización  $R \rightleftharpoons P$ . El programa permite partir de distintos porcentajes de reactivos y de productos, fijar el valor de  $K_c$  y de la constante de velocidad  $k$ . Por ejemplo, si se parte sólo de reactivo, bolitas rojas, cuando se ejecuta la

simulación se van reemplazando las rojas por bolitas verdes y la composición final estará de acuerdo con el valor de  $K_c$  fijado. Mientras se ejecuta la simulación un cuadro muestra la composición inicial y la composición cada minuto que transcurre el tiempo, también va representando el porcentaje de moles de reactivos y productos en función del tiempo en minutos. En lugar de fijar el valor de  $K_c$  y  $k$ , puede fijarse los valores de  $\Delta G$  y  $E_a$  o los valores de las constantes de velocidad para la reacción directa o para la reacción inversa  $k_d$  y  $k_i$ . Si bien sólo muestra cien moléculas en total en el recipiente, la simulación permite indicar el número de moléculas totales de la simulación, desde un mol a 100 moléculas; en el gráfico correspondiente a las 100 moléculas se observan fluctuaciones estadísticas notables, que no se aprecian para un mol. Tiene la limitación de que las moléculas correspondientes a sustancias en el estado gaseoso se muestran estáticas.

(b) La segunda opción muestra cómo reacciones más complejas que la anterior alcanzan el equilibrio. En esta simulación se puede seleccionar distintas reacciones químicas, en fase gaseosa, como la síntesis del amoníaco, la disociación del tetraóxido de nitrógeno, la síntesis del yoduro de hidrógeno, etc. Se debe asignar la presión parcial inicial de cada uno de los reactivos y productos; y durante la reacción se van mostrando los valores de las presiones parciales (en atmósferas) en cada momento. El programa grafica las presiones parciales de reactivos y productos en función del tiempo en minutos y, también, va calculando el cociente de reacción  $Q$ , que mantiene un valor constante cuando el sistema alcanza el equilibrio. Permite que la reacción se desarrolle con o sin catalizador, con el catalizador se comprueba que el equilibrio se logra en menor tiempo. También permite cambiar la temperatura, con lo cual se puede comprobar cómo la constante de equilibrio no cambia para distintas composiciones iniciales a la misma temperatura y, sí cambia para situaciones con iguales composiciones iniciales pero a distintas temperaturas.

Por su parte, el programa Multimedia and Mental Models in Chemistry (4M:CHEM), permite a los estudiantes seleccionar experimentos tanto cualitativos como cuantitativos para distintos temas, también seleccionar los valores de las variables en cada experimento y distintas formas de observar los resultados del experimento. La pantalla se presenta dividida en cuatro ventanas, donde se muestran simultánea y sincronizadamente: (1) video del experimento real (macroscópico), (2) animación a nivel molecular del experimento (microscópico), (3) ecuaciones químicas (simbólico) y (4) gráficos o diagramas de propiedades macroscópicas (gráfico). Estas imágenes sincronizadas pueden detenerse o volver al comienzo para ayudar a establecer las conexiones entre estos cuatro niveles.

Con respecto al uso de modelos con partículas, Huddle (1998) presenta, como actividad para evaluar la comprensión conceptual de los estudiantes acerca de la aplicación del principio de Le Chatelier, una situación con dibujos de círculos representando moléculas. En primer lugar, escribe la ecuación química con partículas y luego muestra el sistema en equilibrio mediante la representación de las moléculas en un recipiente. Finalmente, solicita a los estudiantes seleccionar la opción correcta, entre 5 opciones de dibujos con partículas, para distintas perturbaciones del sistema (agregado de más producto, aumento de la temperatura e incremento de la presión del sistema). Esta cuestión fue incluida dentro de la propuesta de enseñanza diseñada en esta investigación (Actividad 17, apartado 6.3.2), de la que se habla más adelante.

Por su parte, Raviolo (2001) brinda una forma para evaluar la comprensión conceptual de los estudiantes sobre equilibrios de solubilidad; a partir de una figura que muestra las partículas de un sólido iónico AgCl (sal poco soluble) en equilibrio con sus iones disueltos. El problema formula preguntas sobre (a) descripciones macroscópicas, (b) la ecuación química y (3) solicita otras representaciones microscópicas (antes de que el equilibrio se alcance, otra situación de equilibrio transcurrido un tiempo a temperatura constante y después de agregar al sistema AgNO<sub>3</sub>). La representación usada tiene la particularidad de que los iones están numerados aleatoriamente lo cual permite evaluar la comprensión del aspecto dinámico del equilibrio: los alumnos tendrían que dibujar el mismo número de iones que la situación inicial, tanto en el sólido como en la fase disuelta, pero intercambiando los números. Una cuestión similar con partículas numeradas se utilizó también en la propuesta didáctica, formulada para un equilibrio homogéneo en fase gaseosa; en este caso, los átomos de las moléculas se presentan numerados (Actividad 13, apartado 6.3.2).

#### **4.4 Estudio histórico sobre el concepto equilibrio químico**

En este apartado se presenta el estudio realizado sobre la evolución histórica del concepto de equilibrio químico. En este estudio, en el que se recurrió a libros y artículos sobre historia de la química, se observó una dificultad particular debida a que los libros de historia de la química no cuentan con capítulos que se dediquen específicamente al equilibrio químico, como sí se encuentran capítulos para otros temas como termoquímica, disoluciones o electroquímica, entre otros.

Este trabajo de recopilación se tradujo en la confección de un texto donde se incluyó en forma cronológica los principales descubrimientos, eventos y teorías relacionadas con el surgimiento de este concepto y su consolidación en la química.

La revisión bibliográfica comprendió desde una introducción al origen del término afinidad química (del siglo XIII al siglo XVIII) hasta las publicaciones de Lewis de comienzos del siglo XX, deteniéndose en particular en la segunda mitad del siglo XIX período donde se construyeron las principales ideas sobre el equilibrio químico que se abarcan hoy en día en un curso de química general.

Las fuentes bibliográficas consultadas fueron libros de historia de la química y artículos específicos. En concreto, los libros de: Moore, 1953; Partington, 1964; Ihde, 1964; Leicester, 1967; Mierzecki, 1991; Bensaude y Stengers, 1997 y Brock, 1998; y los artículos de: Guggenheim, 1956; De Heer, 1957; Lindauer, 1962; Lund, 1965; Lund, 1968; Laidler, 1984; Paty, 1985; Van Driel, de Vos. y Verloop, 1998; Justi y Gilbert, 1999 y Quílez, 2002a.

El producto de la revisión histórica fue analizado independientemente por dos investigadores para extraer los modelos históricos sobre el equilibrio químico, que luego pusieron en común y discutieron hasta lograr un acuerdo. Como resultado de este procedimiento, y teniendo en cuenta la finalidad educativa de este estudio, se extrajeron tres modelos históricos, sobre los cuales se discutieron sus implicaciones didácticas para la enseñanza.

#### 4.4.1 Modelos históricos acerca del equilibrio químico

En la comunidad científica algunos modelos considerados valiosos alcanzan, luego de un proceso de experimentación y discusión, cierta aceptación y se convierten en *modelos científicos*. Otros modelos consensuados, producidos en un contexto histórico determinado y que por diversas causas fueron reemplazados por otros, constituyen los *modelos históricos*. Versiones, generalmente simplificadas, de estos modelos científicos e históricos forman parte de los modelos incluidos en los currículo de ciencias, son los *modelos curriculares* (Gilbert y Boulter, 2000).

Justi y Gilbert (1999) definieron modelos históricos para la cinética química, considerando a un modelo histórico como un modelo consensuado (conjunto de ideas aceptadas por la comunidad científica) en un contexto histórico específico, donde un contexto es definido como un sistema de creencias sociales, tecnológicas, científicas y filosóficas. Entre las características de los modelos históricos se destacan que: (a) no son necesariamente producidos por un científico en particular, por más que puedan ser atribuidos a alguno; (b) pueden coexistir varios en una misma época; y (c) la producción y uso de un modelo histórico no está necesariamente situado dentro de un período específico de tiempo. Así, una secuencia de modelos históricos no implica una sucesión temporal lineal (Justi, 2000).

El concepto de equilibrio químico ha sido explicado desde distintos ángulos a lo largo de su evolución histórica. Estos modelos explicativos han estado en concordancia con distintos enfoques con los cuales se ha interpretado a la afinidad química. A continuación se desarrollan los tres modelos históricos que se desprenden del estudio histórico realizado:

- 1) Modelo centrado en las fuerzas
- 2) Modelo centrado en las velocidades
- 3) Modelo centrado en la energía

##### 1) Modelo centrado en las fuerzas

Este modelo histórico se refiere a los estudios que investigaron las fuerzas químicas dentro de un paradigma mecánico. La historia del equilibrio químico, y de la fisicoquímica en general, está unida a la búsqueda de una respuesta a la afinidad química, es decir, a las diferencias de reactividad entre las sustancias y a los factores que controlan el cambio químico.

Pueden distinguirse dos versiones de este modelo: (a) el modelo de las afinidades electivas: las fuerzas de atracción y repulsión dependen sólo de la naturaleza de las sustancias; y (b) el modelo de la acción de las masas: las fuerzas son proporcionales a las masas activas de las sustancias reaccionantes. Ambos tienen en cuenta la imagen que se tenía de la materia en los siglos XVII y XVIII, como constituida por pequeña partículas invisibles o corpúsculos.

(a) En 1775, Bergman enunció el concepto de *afinidad electiva* mencionando que las combinaciones químicas son el resultado de las afinidades electivas las cuales

dependen únicamente de la naturaleza de las sustancias. En esta primera etapa se consideraba que, la tendencia de las sustancias a combinarse entre sí, es el resultado de fuerzas entre ellas provenientes de las características distintivas de las partículas involucradas. La atracción entre las partículas explica la afinidad. La velocidad de la transformación estaría relacionada con los diferentes grados de afinidad entre las partículas, y la influencia de la temperatura en la velocidad se debería a que la temperatura produce cambios en las afinidades de las sustancias presentes.

Bergman especificó que las afinidades se determinan en reacciones de desplazamiento. Si el agregado de una sustancia C a otra sustancia AB, produce la sustancia AC y la sustancia B es eliminada, se concluye que la sustancia C tiene mayor afinidad por A que la sustancia B. Esta teoría tenía especial aplicación entre ácidos, bases y sales; y entre metales y ácidos. Fue ampliamente aceptada y condujo a la publicación de numerosas tablas de afinidades (Lindauer, 1962).

Para Bergman las reacciones químicas eran completas y se producían en un sólo sentido. Ese sentido dependía sólo del orden relativo de las afinidades respectivas. Los datos anómalos a estas afirmaciones eran considerados como datos inadecuados que necesitaban de una experimentación más precisa (Quílez, 2002a).

Estas tablas de afinidades fueron interpretadas desde la imagen newtoniana del mundo en términos de atracciones de gran intensidad pero de corto alcance, cuya potencia variaba de una especie a otra. Incluso, en 1785, Buffon identificó estas leyes de afinidad con la atracción gravitatoria. Esta filosofía tuvo poca utilidad práctica dado que, si bien podía explicar las reacciones químicas desde una perspectiva física, no podía predecirlas. Tampoco establecía diferencias entre sustancias simples y compuestas, ni atribuía peso a las partículas (Brock, 1998).

(b) En 1777, Wenzel estudiando las afinidades químicas notó que la velocidad en que diferentes metales se disolvían en varios ácidos dependía, no sólo de la naturaleza del ácido, sino también de la cantidad de ácido. Expresó: “la fuerza de la acción química es proporcional a la concentración de la sustancia reactivo” (Partington, 1964).

Esta idea de la *acción de las masas*, o influencia de la cantidad en las reacciones químicas, frente a la influencia pura de la naturaleza de los reactivos, adquiere mayor sistematización en el siglo XIX con el estudio, en particular, de reacciones orgánicas que permiten realizar mediciones sistemáticas dado que ocurren más lentas. Berthollet, en 1801, afirma que las reacciones químicas dependen no sólo de la naturaleza de las sustancias sino también de las cantidades de los reactivos.

Berthollet logró demostrar que rara vez un ácido despoja totalmente a otro de sus sales, como lo predecía las tablas de afinidad. Empleando el concepto newtoniano de fuerza, en donde la afinidad sería directamente proporcional a la masa de la sustancia reaccionante, argumentó que ninguna reacción de desplazamiento sería completa, dado que se establece una situación de equilibrio entre fuerzas opuestas cuya magnitud depende tanto de la diferencia de afinidades como de las proporciones relativas. Reconoció que se alcanza un estado de equilibrio porque los productos de la reacción tienden a volver a formar las sustancias iniciales. Explicó el equilibrio químico como la situación en que se igualan las fuerzas, como un balance de fuerzas químicas, como una situación mecánica estática (Partington, 1964).

Berzelius en 1836 descubrió una nueva fuerza, además de la afinidad y de la influencia de la masa, que llamó fuerza catalítica (Mierzecki, 1991). Y Guldberg y Waage, sobre la base del trabajo de Berthelot y St. Gilles, retomaron la ley de acción de masas de Berthollet y realizaron un estudio completo de las reacciones en equilibrio entre 1864 y 1879. El objetivo de estos autores era medir las fuerzas químicas y encontrar una ecuación matemática de la afinidad química, que al igual que en mecánica pudiera explicar las fuerzas y sus efectos.

Guldberg y Waage expresaron las condiciones del equilibrio químico, a una temperatura dada, en términos de las “masas activas” (masas por unidad de volumen o concentraciones), no en función de las masas como Berthollet. Afirmaron que las fuerzas químicas que dan lugar a la reacción son proporcionales al producto de las masas activas de los reactivos. El equilibrio resulta cuando se igualan las fuerzas ejercidas por las reacciones directa e inversa opuestas entre sí. Inicialmente en sus ecuaciones, estos autores representan fuerzas químicas y no velocidades de reacción, lo que resalta la influencia de la mecánica newtoniana en el origen del concepto equilibrio químico (Lindauer, 1962). Aunque algunas diferencias se presentan respecto al equilibrio mecánico, por ejemplo: (a) las masas activas no son constantes como en la mecánica, sino son variables, puesto que evolucionan con la reacción; además, (b) un sistema mecánico suele oscilar alrededor de un estado de equilibrio, en cambio un sistema químico no lo hace (Bensaude y Stengers, 1997).

También Le Chatelier tuvo como objetivo contribuir a consolidar a la química como una ciencia teórica, estatus que poseía la física, dado que en esa época la química era considerada como una ciencia básicamente empírica. Para él, la mecánica representaba el paradigma fundamental y, en concordancia, la mecánica química debía abstraer las leyes de los cuerpos particulares, desde una perspectiva inductivista. De aquí que enunció su ley de los equilibrios químicos como un principio, en el mismo sentido que tiene este término en mecánica y termodinámica (Paty, 1985).

## **2) Modelo centrado en las velocidades**

En este modelo histórico se incluyen las investigaciones que hablan de velocidades de reacción, su igualdad en el equilibrio y la determinación cinética de la constante de equilibrio  $K$ .

Wilhelmy (1850) estudió la velocidad de inversión de la sacarosa en distintas concentraciones y concluyó que la velocidad con que disminuía la concentración de azúcar era directamente proporcional a su concentración en un momento dado cualquiera (Brock, 1998). El trabajo cuantitativo de Wilhelmy se destacó por matematizar una ley de velocidad con ecuaciones exponenciales. Su análisis teórico que se apoyó, no sólo en bases empíricas sino en suposiciones físicas, produjo un cambio en la forma de tratar los fenómenos químicos, considerado como un cambio de paradigma en química. Se basó en una visión corpuscular de la materia: la velocidad de reacción es proporcional al *número de partículas* que reaccionan en un momento dado (Justi y Gilbert, 1999).

En 1877, van't Hoff trató la cinética de la reacción de formación de ésteres, considerando al equilibrio como el balance entre dos reacciones opuestas e introdujo el símbolo  $K$  para la constante de equilibrio igual al cociente  $k'/k$ , con lo que llegó a una simple ecuación de equilibrio para esa reacción:  $(\text{H-C}_2\text{H}_3\text{O}_2) \cdot (\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}) / (\text{C}_2\text{H}_5\text{-C}_2\text{H}_3\text{O}_2) \cdot (\text{H}_2\text{O}) = 1/4$ . Aunque esta idea estuvo latente en el trabajo de Guldberg y Waage de 1867, éstos avanzaron lentamente en su expresión matemática y en 1879 (dos años después de van't Hoff) publicaron esta expresión. Con lo que existe una disputa en la autoría de la ecuación de la ley de equilibrio tal como se concibe actualmente. Van't Hoff, que recibió el primer premio Nobel en el área de la química en 1901, también introdujo la doble flecha que aún se utiliza para indicar la naturaleza dinámica del equilibrio.

El equilibrio químico fue interpretado utilizando colisiones moleculares por Pfaundler (1867), que se inspiró en la ley de Maxwell (1859) de distribución estadística de las velocidades moleculares de un gas. Sostuvo que a temperatura ordinaria una proporción muy pequeña de moléculas tienen energía marcadamente mayor que el promedio, pero esta proporción se incrementa rápidamente con la temperatura siguiendo una ley exponencial, como lo hace la velocidad de reacción (Partington, 1964).

Adoptando las ideas de Claussius (1850, 1857), Pfaundler afirmó que moléculas idénticas pueden estar en un estado diferente de movimiento; dado que la energía cinética de las moléculas está alrededor de cierto valor medio, que está relacionado con la temperatura. De allí, que a una temperatura y presión constantes, algunas moléculas pueden descomponerse mientras otras se están formando por colisiones. Por ello, no todos los choques son efectivos para producir la reacción de descomposición ni todos los choques son efectivos para producir la reacción de formación. Desde esta perspectiva, en el estado de equilibrio, el número de moléculas que se están descomponiendo en un cierto tiempo es igual al número de moléculas que se están formando (Van Driel, de Vos y Verloop, 1998).

Indiscutiblemente Pfaundler no tuvo contacto con el trabajo publicado tres años antes por Guldberg y Waage, basado en el vago concepto de fuerza química y, a diferencia de ellos, no apoyó sus ideas sobre experimentos ni ofreció fórmulas matemáticas; sin embargo, sus ideas tuvieron un carácter físico realista que lo sitúa como un pionero en describir a la reacción química entre moléculas como un fenómeno dinámico (Lund, 1968).

Guldberg y Waage en su último artículo de 1879, donde expresaron una síntesis de sus ideas, tuvieron en cuenta la cinética molecular y consideraciones energéticas. Afirieron, por ejemplo, que las moléculas de un cierto compuesto tienen diferentes estados de energía y que solamente una fracción de ellas tiene un estado tal que una colisión puede iniciar una reacción, aunque la velocidad de reacción es proporcional no a esa fracción sino a las masas activas en sí mismas (Lund, 1965).

Originalmente la explicación *dinámica del equilibrio* se debe a los trabajos de Williamson, que realizó uno de los primeros estudios mecanicistas en química orgánica y de importancia para el futuro de la química física. En sus experimentos observó que las reacciones entre sustancias orgánicas no siempre se completaban; por ejemplo, en las reacciones de síntesis de éter etílico confirmó que siempre se obtenía como resultado final una mezcla de reactivos y productos y que se lograba un equilibrio, en el que la

reacción ocurre simultáneamente en las dos direcciones. Expresó claramente, en 1850, la concepción dinámica del equilibrio químico como el balance entre dos reacciones opuestas que siguen ocurriendo aún en el estado de equilibrio. Williamson introdujo la idea del “átomo dinámico” que generalizó en 1851 con la cita: “en todo agregado de moléculas de cualquier compuesto tiene lugar un intercambio constante entre los elementos contenidos en ellas” (Brock, 1998), aunque este concepto de equilibrio dinámico no logró una inmediata popularidad entre los químicos (Leicester, 1967).

El enfoque cinético pone el foco de atención no sólo en la energía con que se produce la colisión sino en cómo la colisión ocurre. Una reacción química incluye la formación y la ruptura de enlaces producto de las colisiones entre moléculas, donde las moléculas deben tener, además de suficiente energía, una apropiada orientación espacial. Esto explica por qué diferentes reacciones tienen lugar a diferentes velocidades.

La hipótesis cinética no considera al equilibrio como el estado en que las fuerzas se compensan sino como el estado en que las colisiones que producen reacción entre moléculas que determinan una reacción dada son tan numerosas en promedio como las colisiones que determinan la reacción inversa. Se habla de frecuencia de colisiones (de probabilidad) y de orden de reacción o número de moléculas que participan en una colisión. Se reemplaza el concepto fuerza por el de velocidad; aunque también coexisten ambos términos o, por ejemplo, se afirma que las fuerzas son proporcionales a las velocidades, como lo sostuvieron Guldberg y Waage (Lund, 1965).

### 3) Modelo centrado en la energía

Este modelo histórico comprende a las ideas que incorporaron las técnicas matemáticas de la termodinámica al estudio de las reacciones químicas. Dentro de este modelo se distinguen dos enfoques:

(a) A partir del primer principio: En su origen consideró que el calor desprendido en una reacción es una medida de la afinidad química (ideas de Berthelot o de Thomsen). Berthelot enunció su *principio del trabajo máximo*, en el que afirma que sólo las reacciones que desprenden calor son espontáneas. La fuerza química produce un trabajo y disminuye su potencial, análogo al fenómeno de caída de un cuerpo. El estado de equilibrio se logra cuando un sistema químico produce un trabajo máximo y alcanza un potencial energético mínimo (Lindauer, 1962). Aunque, las ideas derivadas del primer principio de conservación de la energía, no permiten predecir qué transformaciones son posibles y cuáles no se producen.

(b) A partir del segundo principio: Clausius introduce en 1865, una nueva función termodinámica: la entropía. Con lo que resultan descartadas las transformaciones espontáneas que conservan la energía pero hacen disminuir la entropía (Bensaude y Stengers, 1997).

El estado de equilibrio se logra cuando un sistema químico alcanza un potencial termodinámico (no energético) mínimo. Es decir, un sistema está en equilibrio cuando su energía libre (transformación a presión y temperatura constante) tiene el valor

mínimo. En el estado de equilibrio termodinámico toda transformación espontánea que le afectase contravendría el segundo principio.

Van't Hoff reconoció que la segunda ley de la termodinámica impone ciertas restricciones en la naturaleza del proceso mediante el cual la cantidad máxima de trabajo puede ser obtenida: el proceso debe llevarse a cabo en forma reversible e isotérmicamente. Señaló que la ley de acción de masas es válida sólo a temperatura constante y también que la influencia de la temperatura en la constante de equilibrio puede determinarse partiendo del segundo principio de la termodinámica (Lindauer, 1962). A partir de esto, formuló la ecuación que describe la dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura, conocida ahora como ecuación de van't Hoff:  $(d \ln K_c / dT)_p = \Delta U^\circ / RT^2$  (Laidler, 1984).

Aunque las primeras aplicaciones de la segunda ley de la termodinámica al equilibrio químico se atribuyen al trabajo de Horstmann (1873) y al de Pfaundler (1874), fue Gibbs (1870) quién concibió un enfoque más general para el equilibrio químico que el de van't Hoff, a partir de la energía libre. Esta función termodinámica es considerada como la más poderosa herramienta para resolver el problema de la afinidad química (Lund, 1965); dado que es el cambio en el valor de los potenciales termodinámicos (energía libre) el que decide si la reacción es espontánea, y no el calor liberado, como fue sugerido inicialmente por Lavoisier y Laplace o posteriormente por Thomsen y Berthelot.

Fue Horstmann, en 1877, quien planteó la ecuación de equilibrio para la disociación térmica de un sólido en dos productos gaseosos, arribando desde argumentos termodinámicos a la ecuación  $p_2^m p_3^n = d$ , donde  $p_2$  y  $p_3$  son las presiones parciales de los productos gaseosos,  $m$  y  $n$  son los números de moles formados por mol de sólido y  $d$  es una función de la temperatura únicamente. Esta es aparentemente la primera expresión de ecuación de equilibrio donde los exponentes son iguales a los coeficientes de la ecuación química (Lund, 1965). En 1873 Horstmann había afirmado, usando el segundo principio de la termodinámica, que en el estado de equilibrio químico la entropía del sistema estaba en un máximo (Van Driel y Gräber, 2002).

Van't Hoff comprobó en 1884 que la constante de equilibrio, la cual Guldberg y Waage habían encontrado a través de un enfoque cinético, podía derivarse de investigaciones termodinámicas, como la de Gibbs. En el equilibrio la suma de los productos de los potenciales químicos de cada especie por el coeficiente estequiométrico correspondiente debe ser igual a cero, lo que permite derivar la ley de acción de masas (Mierzecki, 1991). Gibbs demostró cómo las concentraciones de reactivos y productos en un estado de equilibrio estaban relacionadas a la temperatura y a los valores de cantidades energéticas del sistema (Van Driel y Gräber, 2002).

Cabe destacar que la termoquímica no emite hipótesis alguna acerca de la naturaleza de la fuerza que causa el enlace químico, al contrario de la estática química de Berthollet. Este modelo cae en el formalismo abstracto de la mecánica, con los conceptos de trabajo y energía (Bensaude y Stengers, 1997).

También es importante resaltar que durante la segunda mitad del siglo XIX persistía, especialmente entre los científicos “energistas”, gran escepticismo ante el atomismo, debido a que no existían pruebas físicas de su existencia. Aunque existía

cierto consenso en el uso de los átomos químicos como modelo heurístico. Dado que el átomo físico reivindicaba la naturaleza mecanicista última de todas las sustancias, muchos científicos instaron a la unión del átomo físico con el átomo químico a través de la teoría cinética de los gases expresada por Clausius. Otros más escépticos, como Ostwald, creían que la energía constituía una base más segura de razonamiento que los átomos materiales (Brock, 1998). En Francia, tanto Berthelot como Le Chatelier se opusieron activamente al atomismo, volcando su atención hacia la termodinámica. Le Chatelier fue un energista, al igual que su colega Duhem, porque consideraban que la teoría física de los fenómenos químicos era, exclusivamente, la termodinámica. Le Chatelier, junto con otros tantos investigadores de esa época, estaban bajo la influencia del positivismo de Auguste Comte (Paty, 1985).

Algunas implicaciones didácticas de este estudio sobre la evolución histórica del concepto equilibrio químico y conceptos afines, y en particular de los tres modelos destacados, se brindan a continuación.

#### **4.4.2 Implicaciones didácticas del estudio histórico**

Según Matthews (1994) la historia y la filosofía de las ciencias pueden ser útiles a la enseñanza de las ciencias en cuatro aspectos:

1. Para enseñar a los estudiantes sobre la naturaleza de las ciencias.
2. Para utilizar algún paralelismo entre la evolución histórica y el desarrollo de la comprensión de un contenido por los estudiantes.
3. Para superar problemas prácticos en la enseñanza y facilitar el aprendizaje.
4. Para desarrollar en los estudiantes capacidades de pensamiento crítico.

Teniendo en cuenta los objetivos de la presente investigación que apunta al aprendizaje conceptual de esta temática, las implicaciones didácticas de este estudio histórico sobre el equilibrio químico, se centran en los tres primeros aspectos. No se profundiza directamente sobre el desarrollo del pensamiento crítico en los estudiantes; aunque, es evidente que la discusión de los tres primeros aspectos influye, directa o indirectamente, en el desarrollo del pensamiento crítico de los mismos.

##### **1. Para enseñar a los estudiantes sobre la naturaleza de las ciencias**

Una de las formas en que el acercamiento histórico puede resultar útil en la enseñanza de las ciencias es mejorando las actitudes hacia la ciencia y la comprensión de su naturaleza. En este sentido, Brush (1989) afirma que para mejorar la comprensión de la ciencia misma por parte de los alumnos se debe tratar el material histórico de forma tal que ilumine ciertas características particulares de la ciencia, entre ellas:

1. El tratamiento de preguntas filosóficas amplias, que no están presentes en los libros de texto. Su inclusión ayudaría a contrarrestar la tendencia a juzgar a la ciencia principalmente sobre la base de sus aplicaciones prácticas. Por ejemplo, en el siglo XVIII, la pregunta si el universo mecánico de Newton era suficiente para explicar las Leyes de la Naturaleza o debía invocarse algún tipo de intervención

divina. En el siglo XIX, la cuestión sobre la creación, si la humanidad fue creada sólo hace unos pocos miles de años o si había evolucionado de acuerdo a leyes naturales. En el siglo XX, la discusión sobre si el movimiento de las partículas subatómicas era aleatorio y si existía independiente de nuestra observación del mismo. Estas teorías o principios filosóficos guían a los científicos e inciden en el éxito de su tarea.

2. La enseñanza tradicional de las ciencias suele poner demasiado énfasis en el rol del descubrimiento de hechos en la investigación, con respecto al exiguo énfasis que se pone en la faceta de creación de conceptos nuevos para describir y predecir esos hechos. A estas posturas positivistas o científicistas se le suman posturas de reduccionismo mecánico que tiende a suponer que todos los fenómenos naturales, incluso el comportamiento humano, pueden reducirse a partículas atómicas y fuerzas físicas. Estos enfoques contribuyen a crear la imagen de un científico como un experto arrogante poseedor de un conocimiento infalible, lo que fomenta en las personas actitudes negativas hacia la ciencia.

3. Rescatar las importantes contribuciones a la ciencia hechas por mujeres y algunas minorías, que por discriminación y factores sociales negativos las han mantenido escasas en número. Los libros de textos resaltan con frecuencia a las contribuciones de científicos varones blancos y, a lo sumo, de alguna figura especial como Madame Curie.

La ciencia adopta una postura de acercamiento a los conocimientos, no como verdades inmutables, sino como las mejores hipótesis de trabajo disponibles sobre las cuales basar las investigaciones. La enseñanza debe mostrar cómo la ciencia puede adquirir conocimiento útil y válido, que es producto del pensamiento humano y, por lo tanto, sujeto a cambios a la luz de pruebas y razonamientos nuevos. Atender a las consideraciones anteriores permitirá que la inclusión de la historia en la enseñanza cause un impacto positivo en los alumnos sin interferir en su aprendizaje del contenido técnico (Brush, 1989).

Un recorrido por el estudio histórico realizado sobre el equilibrio químico permite mostrar que los conocimientos científicos actuales no son “verdades eternas” descubiertas o el simple resultado de la acumulación de observaciones, sino el producto de una empresa humana realizada en un contexto social definido (Gagliardi y Giordan, 1986).

El conocimiento que se posee sobre el equilibrio químico, formado por un conjunto de ideas relacionadas que hoy se conciben como, en cierta medida, básicas y que se encadenan unas con otras, fue el fruto de aportes parciales de muchos científicos, en una evolución no exenta de dudas, controversias y retrocesos. Donde distintas concepciones predominantes fueron a veces obstáculos para la elaboración de explicaciones alternativas más abarcativas; donde los conceptos no se definieron clara y precisamente en un primer momento, sino a través de un proceso dialéctico en el tiempo en el que se involucraron muchos investigadores.

Por ejemplo, la ley del equilibrio químico, tal como se conoce actualmente y que los estudiantes aplican constantemente en la resolución de ejercicios, no fue “descubierta” ni definida en una única vez de forma clara y definitiva por Guldberg y

Waage en 1864 (como lo subrayan algunos libros de texto) sino, por el contrario, fue el resultado de un proceso de construcción. Un proceso que para estos autores comprendió un período de 15 años (entre 1864 y 1879) donde progresivamente se fue depurando y precisando. Un proceso en el que participaron varios investigadores y que se realizó a la luz del trabajo realizado anteriormente por otros como Berthelot y St. Gilles, 1862; Brodie, 1863 y Ostwald, 1877. A su vez, esta ecuación logró cierta difusión gracias a las contribuciones de otros científicos como Thomsen (1869) y Horstmann (1873). Incluso, en este proceso de construcción hasta la autoría de esta ecuación puede resultar confusa dado que van't Hoff introdujo el signo  $K$  y la formalizó matemáticamente dos años antes que Guldberg y Waage. Algo similar ocurrió con la ley que relaciona las velocidades de reacción con la temperatura (Laidler, 1984).

En la historia de la ciencia, el grado en que se acepta una afirmación o descubrimiento de un científico en particular no depende sólo de la validez e importancia de los mismos, sino también de la difusión del medio utilizado para publicarlo, de la accesibilidad del idioma de origen, del estilo del lenguaje del autor, de si las ideas son rescatadas por otros científicos de prestigio, etc... Por ejemplo, el rescate de la obra de Richter (inventor de la palabra estequiometría) por Fischer o, en el tema del equilibrio químico, el escaso impacto inicial del trabajo de Gibbs (Moore, 1953).

También se verifica que no se produce un cambio, en las teorías aceptadas por la comunidad científica de un momento histórico, por la aparición de evidencia experimental que la contradigan. Por ejemplo, bajo el paradigma de las afinidades electivas sistematizadas por Bergman, de consenso general a finales del siglo XVIII, los resultados experimentales de Wenzel que la contradecían no tuvieron eco. Tuvo que acumularse gran cantidad de datos de investigaciones sobre la acción de las masas (la acción de las concentraciones en la velocidad de las reacciones químicas) para que, inicialmente, se intentara mantenerla y ampliarla con Berthollet y, posteriormente, se reemplazara.

Incluso, en esa acumulación de datos, no todas las investigaciones fueron consideradas por igual. Por ejemplo, el trabajo de Wilhelmy en 1850, que tuvo el mérito de tener en cuenta atinadamente todos los factores que influyen en la velocidad de reacción y que formuló una expresión matemática de la misma, fue prácticamente olvidado en la década siguiente; en cambio, los trabajos de Berthelot, en 1862, a causa de su mayor prestigio, merecieron una mayor atención (Moore, 1953).

La historia de la ciencia también permite desmitificar la imagen que se tiene de los científicos como personas puramente neutrales y racionales. Como ya se destacó en esta indagación histórica, algunos científicos a veces realizan una contribución al estudio de un tema rechazando, no de una forma tan racional como podría suponerse, otros aportes al conocimiento realizado por otros científicos contemporáneos e incluso oponiéndose abiertamente a otros puntos de vista, como el caso de Berthelot y Le Chatelier en Francia con la teoría atómica.

En definitiva, reflexionar sobre la historia y filosofía de la ciencia ayuda a comprender mejor la naturaleza de la ciencia dado que, generalmente, se posee una imagen de la misma como una serie de leyes que se deducen lógicamente a partir de unos principios y no como una construcción de conocimientos con el objetivo de resolver problemas. Este enfoque ayuda a revertir la imagen deformada de cómo se

construyen y evolucionan los conceptos científicos, que muestra a la ciencia como obra de grandes genios olvidando su carácter colectivo. Donde no suelen mostrarse las limitaciones de las teorías y los problemas pendientes de resolución, ignorándose el papel de los problemas en el desarrollo de la ciencia (Solbes y Traver, 1996; Izquierdo, 1996).

## **2. Para utilizar algún paralelismo entre la evolución histórica y el desarrollo de la comprensión de un contenido por los estudiantes**

Una de las características resaltadas por la bibliografía sobre las concepciones alternativas es que frecuentemente tienen un paralelismo con explicaciones ofrecidas en algunos momentos de la historia de las ciencias. Astolfi (1994) se refiere a este hecho como cierto parentesco entre las representaciones de los alumnos y los obstáculos epistemológicos que la historia de las ciencias ha tenido que superar. Especialmente en el dominio de la física muchos trabajos documentaron estos paralelismos (Driver y Easley, 1978; Viennot, 1979). Por ejemplo en mecánica, tanto niños como adultos, emplean concepciones aristotélicas sobre el movimiento de los cuerpos (“todo movimiento es causado por una fuerza”). En el campo de la biología se usan explicaciones en términos de Lamarck para explicar cambios en los seres vivos (Brumby, 1984) o teorías preformistas sobre la fecundación (Giordan y DeVecchi, 1988). En química, varios estudios han detectado la tendencia a considerar la idea aristotélica de que los gases no poseen masa (Stavy, 1988; Furió y otros, 1987) o la teoría medieval de los mínima naturalia sobre la naturaleza corpuscular de la materia (De Vos y Verdonk, 1996).

En la actualidad se reconoce que no todas las concepciones de los estudiantes encuentran antecedentes históricos y que, en muchos casos, además de similitudes se encuentran diferencias. Por otro lado, también se discute el hecho de que estas concepciones similares no implican que la evolución conceptual de las personas en su construcción de conocimiento siga un proceso similar al realizado históricamente por los científicos.

Con respecto a las diferencias entre las ideas históricas y las sostenidas por los estudiantes actuales, Gauld (1991) subraya dos diferencias sustanciales. La primera es que el proceso de desarrollo de las ideas en los estudiantes es frecuentemente inconsciente; en cambio, el proceso de construcción de teorías por los científicos es consciente: son conscientes de los problemas, de los datos que requieren explicación, de las ideas de otros. La segunda diferencia, es que el desarrollo de las ideas en los estudiantes es individual, mientras que las ideas científicas, para ser científicas, deben ser desarrolladas en cooperación y confrontación con las visiones de otros científicos que trabajan en el mismo campo. Además, las ideas de los alumnos se originan generalmente en la vida cotidiana mientras que las de los científicos parten del conocimiento científico vigente.

Por otra parte, en la evolución de las ideas, tanto en el alumnado como en los científicos, se aprecia que los cambios que ocurren en los estudiantes son generalmente inconscientes sin dar cuenta de mecanismos cognitivos y razones expresadas verbalmente, sin referencia a evidencia confirmatoria o contradictoria, mientras que los

científicos sí las usan para controlar y racionalizar los cambios que tienen lugar (Gauld, 1991).

Sobre el equilibrio químico, Van Driel, De Vos y Verloop (1998) hallaron tres similitudes entre el razonamiento de los estudiantes durante la enseñanza del tema y el de los científicos del siglo XIX (como Williamson, Clausius, o Pfaundler):

- (a) El reconocimiento de que la existencia de reacciones químicas que no se completan, entra en conflicto con la concepción existente acerca de las reacciones químicas.
- (b) La aceptación de la necesidad de revisar la idea de que moléculas de una misma especie son idénticas (a saber: revisar la idea de que tienen el mismo estado de movimiento) en el contexto de las conversiones químicas incompletas.
- (c) La suposición de que dos reacciones opuestas continúan ocurriendo, con el fin de explicar la conversión incompleta.

Este estudio reveló también algunas importantes diferencias; por ejemplo, pocos estudiantes espontáneamente explicaron el fenómeno de las reacciones incompletas en términos de partículas; la mayoría razonó en ciertos términos macroscópicos que no reflejan antecedentes históricos. Más aún, cuando se les solicitó que ofrecieran explicaciones en términos microscópicos, aunque reconocían que partículas de la misma especie podían no encontrarse en una situación idéntica, no relacionaron esta idea con nociones estadísticas, en concordancia con las explicaciones histórica dadas por Clausius y Pfaundler. Van Driel, De Vos y Verloop concluyen que se deben tomar precauciones al intentar incluir elementos del desarrollo histórico del concepto de equilibrio en cursos de química. Aunque, mencionan que esta inclusión resultó de utilidad en cursos realizados con profesores, especialmente para ayudarlos a anticipar los razonamientos de sus estudiantes.

Otras concepciones que sostienen actualmente los alumnos, y que han sido sostenidas en la evolución histórica del concepto, son:

. La consideración del equilibrio químico como estático. Ésta puede derivarse de una concepción de equilibrio como equilibrio mecánico, logrado por una igualación de fuerzas, por ejemplo en Berthollet (1801) y Guldberg y Waage (en 1864). La concepción de que el equilibrio se logra cuando la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos puede estar asociada a esta imagen.

. La idea pendular del equilibrio: que primero se completa la reacción directa, luego la inversa y así sucesivamente; se apoyaría también en esta analogía mecánica, del equilibrio mecánico que oscila alrededor de un estado de equilibrio (Bensaude y Stengers, 1997).

. La confusión cantidad-concentración. Por ejemplo Berthollet rescató la importancia de la cantidad pero no de la concentración, cuando determinó que las reacciones químicas dependen no sólo de la naturaleza de las sustancias sino también de las cantidades de los reactivos.

. Ante una perturbación del equilibrio (como el agregado de más reactivo o la entrega de calor a una reacción endotérmica), algunos estudiantes consideran, por ejemplo, al incremento en la velocidad de la reacción directa como el cambio impuesto y que el sistema contrarresta ese cambio incrementando la velocidad de la reacción inversa. Para Niaz (1995a) los alumnos consideran a la reacción

directa e inversa como el análogo químico de la tercera ley de Newton, donde la fuerza es una propiedad innata o adquirida de los objetos, que no proviene de la interacción de dos objetos. Esto los conduce a una versión algorítmica de la tercera ley como “para cada acción existe una reacción igual y opuesta”.

. La concepción alternativa referida a que un catalizador, en un sistema en equilibrio químico, produce un aumento en la proporción de producto es frecuente en los alumnos. El catalizador como un factor que influye en las cantidades presentes en el equilibrio químico, fue una idea que era invocada a menudo a comienzos del siglo XIX; el trabajo de Le Chatelier contribuyó a descartarla (Paty, 1985).

. Las inadecuadas explicaciones que brindan los alumnos sobre cómo funciona un catalizador, son análogas a las curiosas explicaciones ofrecidas por Ostwald al no aceptar la existencia de átomos, por ejemplo, la analogía de que el catalizador actúa como aceite en una máquina (Partington, 1964).

La idea de que todas las reacciones se completaban, sostenida por Bergman y en general por el modelo histórico de las afinidades electivas, es frecuente en la enseñanza. En la enseñanza suele presentarse a todas las reacciones químicas como completas haciendo hincapié en el aspecto simbólico del ajuste de ecuaciones y en cálculos estequiométricos. También esta dificultad se asienta en el enfoque experimental llevado a cabo, en el que se asocia a las reacciones químicas con cambios visibles en un solo sentido (desprendimiento de un gas, aparición de un precipitado, cambio de color).

Las primeras explicaciones, en el siglo XIX, del equilibrio recurrían al concepto de fuerza, el equilibrio químico se alcanzaba cuando las fuerzas químicas opuestas se igualaban, dado que se pensaba desde el paradigma de la mecánica newtoniana. Los estudiantes sostienen una idea similar sobre la palabra equilibrio, pero desde otro contexto, desde su experiencia diaria de equilibrio y del paradigma lingüístico cotidiano. Los estudiantes relacionan la palabra equilibrio con una balanza o con el equilibrio hidrostático de líquidos en recipientes, donde el equilibrio se concibe como una situación de igualdad, donde hay un balance de fuerzas (por ejemplo, Gorodetsky y Gussarsky, 1986). Esta idea del equilibrio como igualdad explica que lo consideren como un equilibrio estático. En general, se puede decir que este modelo basado en fuerzas conduce a los alumnos a varias concepciones alternativas sobre el equilibrio químico, dado que lo aplican a las características del mismo y a su comportamiento ante una perturbación.

Científicos como Berthollet y Le Chatelier se propusieron explicar los fenómenos químicos con las leyes de la física, ofreciendo principios generales explicativos, incluso, intentando unificarlas. Para ellos, no existirían diferencias fundamentales entre fenómenos físicos y químicos, ni entre las leyes que los rigen (Paty, 1985). Esta idea puede resultar útil ante la asociación equivocada que se hace en el ámbito educativo elemental entre fenómenos físicos como cambios reversibles y fenómenos químicos como cambios irreversibles. Pero, es importante resaltar que el equilibrio químico tiene una naturaleza dinámica, no estática no pendular, que diferencia al equilibrio químico del físico.

Niaz (1995a) transcribe un ejemplo donde la respuesta dada por un estudiante es interpretada como que considera a las velocidades de las reacciones directa e inversa como fuerzas: “*Como la reacción es endotérmica, con un incremento en la temperatura*

*más calor sería absorbido, lo cual conduce a la producción de más producto y para contrarrestar ese efecto, la reacción procedería inversamente, esto es, de derecha a izquierda”* (pág. 26). Aquí el alumno interpreta el aumento en la velocidad de la reacción directa como el cambio impuesto y que el sistema lo contrarresta con el aumento de la velocidad de la reacción inversa.

La confusión cantidad - concentración; así como, la confusión masa - volumen - densidad (en general, entre una propiedad intensiva y las propiedades extensivas con que se relaciona), tiene una componente más intuitiva, basada en experiencias cotidianas y también en los significados inciertos que se les da a estos términos en el lenguaje cotidiano. La vinculación de esta concepción con la historia en el caso del equilibrio químico ya fue destacada por Furió y Ortiz (1983) y por Hierrezuelo y Montero (1988) que sugieren, a modo de hipótesis, que es otro ejemplo de paralelismo entre las explicaciones que brindan los alumnos y las concepciones que se sostuvieron en algún período de la historia.

Ostwald, que recibió el premio Nobel en 1909 por sus trabajos en catálisis, enunció que un catalizador es una sustancia que altera la velocidad de una reacción química sin aparecer en los productos finales. Desarrolló este campo sin la hipótesis atómica, en la que no creía, lo que le llevó a proponer analogías superficiales como que un catalizador actúa “como el aceite en una máquina” (Partington, 1964). En realidad, el efecto del catalizador fue poco comprendido en esos años, dado que existía la concepción errónea de que el catalizador no participaba en las reacciones, afirmación realizada por J. Liebig en el sentido de que no se encuentran trazas del catalizador en la composición final de la mezcla. Posteriormente se comprendió que el catalizador toma parte en la reacción pero es eventualmente devuelto o restituido, teóricamente sin pérdidas (Mierzecki, 1991). Como se ha mencionado el rol del catalizar en un sistema en equilibrio genera frecuentes problemas en los alumnos y, seguramente, su aprendizaje requerirá la construcción de alguna imagen microscópica que de cuenta de su participación.

Respecto a las similitudes citadas cabe formularse dos interrogantes: (a) si son similitudes en proposiciones aisladas o también en esquemas (o estructuras) conceptuales que las embeben y (b) si el significado que se da a los conceptos en las proposiciones emitidas es el mismo en los estudiantes que en los científicos del pasado. La primera pregunta está relacionada con el debate acerca de la coherencia de las concepciones alternativas; por ejemplo, está comprobado que los alumnos no recurren espontánea y coherentemente a modelos explicativos con partículas, modelos de mayor poder explicativo y predictivo. Por el contrario, en el caso de que las respuestas de los estudiantes mantengan cierta coherencia dentro de una estructura conceptual estaría indicando cierta similitud con la posición científica. Respecto al segundo interrogante, seguramente el significado de los conceptos, emitidos en distintos contextos sociales a través de proposiciones, están bajo la influencia de presuposiciones de la cultura en la cual los individuos están insertos (Gauld, 1991).

En la enseñanza frecuente los estudiantes han realizado abundantes ejercicios numéricos con la ecuación de la constante de equilibrio y han aplicado el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio químico que ha sido perturbado, aunque la resolución de estos ejercicios no ha conducido a la superación de concepciones alternativas al respecto. Por ejemplo, con respecto a la concepción

alternativa de considerar a las cantidades presentes como iguales a los coeficientes estequiométricos, se observa que esta concepción no fue una idea que haya estado presente en los investigadores a lo largo de la historia dado que partían de observaciones experimentales. Incluso en las primeras formulaciones de la ley de equilibrio químico se consideraba que los exponentes debían ser hallados experimentalmente y no correspondían a los coeficientes estequiométricos. En cambio, la enseñanza del equilibrio químico se basa fundamentalmente en la presentación y discusión de ecuaciones químicas, en lugar de experimentos o de modelos submicroscópicos.

### **3. Para superar problemas prácticos en la enseñanza y facilitar el aprendizaje**

Un problema práctico en la enseñanza del equilibrio químico es la toma de decisiones respecto a la secuencia o enfoque con que se presenta el tema. Como ya se abordó en el Apartado 4.3.1, se habla fundamentalmente de dos enfoques curriculares en la enseñanza del equilibrio químico: el enfoque basado en la cinética química y el basado en la termodinámica. El enfoque cinético es más tangible dado que brinda explicaciones macro y microscópicas sobre cómo se logra el equilibrio; en cambio, el enfoque termodinámico es más abstracto aunque conceptualmente más actualizado. En general, los libros de texto presentan una combinación de estos modelos del currículo (versiones simplificadas de modelos históricos). A continuación se aborda, en particular, la relación entre los modelos históricos desarrollados y los enfoques para la enseñanza del tema.

Los modelos históricos vistos interpretan al equilibrio químico desde las fuerzas, desde las velocidades o desde la energía. Las fuerzas, a su vez, se refieren a nivel macroscópico (como afinidad entre sustancias), y a nivel microscópico (fuerzas entre partículas). En el enfoque de las velocidades también se aprecian estos dos niveles, donde la explicación micro de las velocidades se interpreta desde el modelo de las colisiones. Finalmente, la energía es vista desde dos ángulos: calor y entropía. ¿Seguir esta secuencia de modelos puede constituir una secuencia adecuada para la enseñanza del equilibrio químico a nivel introductorio?

Niaz (1995a) encontró que los estudiantes conceptualizan a las velocidades de reacción como fuerzas, en el mismo sentido que el usado en la evolución histórica del concepto equilibrio químico y de las concepciones erróneas de los estudiantes sobre la tercera ley del movimiento de Newton. Niaz acepta la hipótesis que, la conceptualización de los estudiantes de las reacciones directa e inversa como fuerzas, es ontológicamente un paso hacia una más profunda conceptualización del equilibrio químico dinámico. Este autor, asumiendo el marco teórico de Lakatos (1970), especula afirmando que si cuando los científicos construyen modelos de complejidad creciente, recurren a transiciones epistémicas que incrementan el poder heurístico/explicativo, en forma similar, los estudiantes construirían una serie de modelos que evolucionan, a través de transiciones progresivas, y que los conducirían a una mayor comprensión conceptual.

En este sentido, podría sugerirse una secuencia didáctica que aborde los tres modelos históricos en el orden mencionado anteriormente. Esta propuesta, adecuada para la escuela secundaria y primero de universidad, comenzaría con revisar las imágenes que se tienen de

un sistema en equilibrio químico, diferenciando equilibrio químico del equilibrio físico, y discutiendo los distintos significados que se le da al término equilibrio, generalmente asociado con una igualdad de fuerzas. Continuaría con actividades que favorezcan la construcción del modelo cinético y de las colisiones, es decir un enfoque submicroscópico del cambio químico y de las velocidades de reacción. Para, finalmente, arribar al modelo termodinámico. Esto permitiría al alumno construir una imagen del sistema químico con valor explicativo y predictivo, dado que el aspecto dinámico del equilibrio no puede abstraerse directamente del nivel macroscópico del fenómeno.

Como producto de una enseñanza expositiva con hincapié en ecuaciones, y ante la falta de contacto experimental con sistemas en equilibrio químico y de modelos microscópicos en la construcción del concepto de equilibrio químico, los alumnos recurren a razonamientos analógicos basados en sus experiencias previas. Así, asocian el equilibrio químico con equilibrios mecánicos de igualación de pesos en una balanza, o equilibrios hidrostáticos entre recipientes, que los conducen a imágenes compartimentadas y estáticas del equilibrio químico. Así el equilibrio está asociado a una situación de igualdad, que les puede llevar a sostener que en el equilibrio químico las cantidades de reactivos y productos tienen que ser iguales. Es, en este sentido, de revisar los significados cotidianos y físicos del término equilibrio y las imágenes asociadas a ellos, que se comenzaría con el modelo centrado en fuerzas.

La sugerencia anterior se basa en que, como se extrae de este trabajo, en el origen del concepto de equilibrio tuvo un rol importante el estudio de las velocidades de reacción y las explicaciones microscópicas del fenómeno. Y que, posteriormente (y también paralelamente) surgieron las explicaciones termodinámicas. Como ya se mencionó, el recurrir directamente al campo de la termodinámica se debió, en varios casos, a la desconfianza en la existencia de los átomos que manifestaban algunos científicos, como el caso de Ostwald, que en la búsqueda de la afinidad de las reacciones se apoyó en la termodinámica por considerarla un campo de mayor confianza al permitir realizar mediciones del calor desprendido.

El surgimiento de los enfoques cinético y termodinámico ha significado en la historia un cambio cualitativo, tal como se menciona en la Historia de la Química de Bensaude y Stengers (1997):

*“La hipótesis cinética es una hipótesis realista. Implica que las moléculas de los químicos sean reconocidas realmente como entidades discretas, susceptibles de movimiento, de colisiones, en pocas palabras, de comportamientos individuales... Y ofreciendo una alternativa intuitiva a la interpretación rival que, en la misma época, propone la termodinámica sobre el estado de equilibrio químico y la ley de acción de masas que define este estado, porque esta interpretación termodinámica tiene como concepto central la magnitud más abstracta que haya definido la física del siglo XIX: la entropía”* (pág. 185).

También, refiriéndose a los enfoques cinético y termodinámico, sostienen:

*“...La cinética, con la colisión de reacción, propone una conexión con la física que acentúa el realismo de los átomos y de las moléculas, y les atribuye, más allá de los fenómenos observables, la responsabilidad tanto de las propiedades de los cuerpos químicos como de las modalidades de las*

*transformaciones químicas. Por el contrario, la termodinámica química acentúa la dimensión positivista de la química, y aleja de toda representación intuitiva del fenómeno químico y de sus causas para hacer de ella una función abstracta de los parámetros manipulables” (pág. 187).*

Como ya se ha explicado anteriormente, el enfoque termodinámico permite explicar correctamente aspectos del equilibrio químico que no podrían ser derivados de la cinética química. Aunque, las críticas al enfoque cinético se han centrado en su utilización en la determinación de la constante de equilibrio a partir de igualar las dos ecuaciones de velocidad correspondientes a las reacciones directa e inversa. Esta crítica no debería conducir a la supresión total del enfoque cinético y a su reemplazo por fórmulas de la termodinámica, dado que los alumnos construirán, de cualquier modo, imágenes sobre el sistema estudiado que, generalmente, no coincidirán con los objetivos deseados (por ejemplo sistemas mecánicos o derivados de la ecuación química). Por ello, es necesario ofrecer modelos alternativos conformados por proposiciones e imágenes adecuadas, como se sugiere con la progresión de los tres modelos históricos abordados, que lleven a revisar los modelos que se van formando en la mente de los estudiantes.

El enfoque basado en las velocidades para introducir el concepto de equilibrio químico debería conducir a revisar el concepto de reacción química que poseen los estudiantes, tal como lo proponen Van Driel, De Vos, Verloop y Dekkers (1998). Las siguientes ideas deberían discutirse: “las reacciones químicas sólo tienen lugar en una dirección”, “siempre proceden hasta completarse”, y “siempre se corresponden con un cambio macroscópico”. Estos autores utilizaron experimentos adecuados para superarlas y la presentación de la noción de equilibrio dinámico como un modelo explicativo alternativo para las anomalías que surgen en las ideas de los estudiantes ante la reversibilidad y la incompleta conversión en las reacciones químicas (Van Driel, De Vos y Verloop, 1999).

Para Quílez (2002a) un estudio histórico puede servir para fundamentar la introducción del concepto de equilibrio químico mediante una apropiada secuencia de aprendizaje. Esta secuencia comenzaría cuestionando las ideas iniciales de que las reacciones químicas se producen en forma completa y en un solo sentido, a través de experimentos que brinden evidencias a nivel macroscópico. La formulación de la ley de equilibrio se obtendría de datos empíricos y, sobre esta base, se introducirían modelos que intenten explicar a nivel submicroscópico los aspectos previos.

Un primer paso en cualquier propuesta de enseñanza debería incluir la articulación de las ideas de los estudiantes, generalmente subconscientes, a través de preguntas y discusiones; por ejemplo las relacionadas con el primer modelo histórico (el equilibrio como una igualación de fuerzas). Si en las propuestas de enseñanza se utilizan ejemplos históricos es necesario adaptar la información histórica para su uso en el aula, teniendo en cuenta que algunos datos históricos, significativos en su momento, pueden no serlo para los estudiantes actuales, por ejemplo algunos datos experimentales. También que algunos argumentos usados en el pasado pueden no resultar convincentes para los alumnos de hoy; y por último, que los estudiantes seguramente no tengan la misma motivación para trabajar o para desarrollar su comprensión que la que tuvieron los científicos (Gauld, 1991).

En ese sentido, Van Driel, De Vos y Verloop (1998) promueven la idea de que algunos elementos del desarrollo histórico del concepto equilibrio químico pueden incluirse en los cursos de química para que los estudiantes tomen conciencia de que algunas de sus concepciones son inadecuadas y que, por lo tanto, tienen que ser revisadas. Proponen presentar a los alumnos preguntas y problemas auténticos que se desprenden del descubrimiento de las conversiones químicas incompletas, por ejemplo, los aspectos relevantes del trabajo de Pfaundler. Aunque esto último no resultó muy atractivo para los alumnos involucrados en su estudio; sin embargo, esta estrategia ayudó a los profesores a anticipar el razonamiento de sus estudiantes.

La historia de las ciencias puede ayudar, además, en la definición de *conceptos estructurantes*, es decir, aquellos conceptos que una vez que han sido construidos por el alumno determinan una transformación de su sistema conceptual que le permite continuar con el aprendizaje (Gagliardi, 1988). Existen conceptos que han permitido la transformación de una ciencia a través de la elaboración de nuevas teorías; por ejemplo en química, el relacionar los fenómenos macroscópicos con lo microscópico determinó la aparición de nuevos problemas a resolver en química como los referidos a la composición de las sustancias. Para la biología se considera al concepto “especie biológica” como un concepto estructurante, porque sin él hubiera sido imposible desarrollar sistemas de clasificación de los seres vivos; otro ejemplo es el concepto de “causas microscópicas”, que posibilitó la comprensión de las relaciones entre la organización orgánica macroscópica y la microscópica subyacente que determina muchas de sus propiedades (Bizzo (1993). Análogamente, se puede considerar para la química al concepto de sustancia y al modelo cinético molecular como conceptos estructurantes en el aprendizaje de la química.

En este sentido, para ir más allá de suministrar excesiva información inconexa, la enseñanza debería procurar presentar los conceptos o principios estructurantes de cada disciplina. Sobre esta argumentación, puede rescatarse el espíritu de Guldberg y Waage o de Le Chatelier que buscaban principios o leyes generales para la química que hasta ese momento era considerada como una ciencia puramente empírica.

El cambio histórico de concepción que significó pasar de las afinidades electivas a considerar también la acción de las cantidades (la acción de masas o de concentraciones) fue un cambio histórico resistido, no aceptado inicialmente a pesar de su sustento experimental. Esta idea puede ser considerada como apoyada en una base intuitiva, que le otorga toda la causa de que una reacción se produzca o no en un sentido, a la naturaleza de las sustancias que reaccionan. La enseñanza refuerza esta idea con el hincapié que se da a la formulación de compuestos en reacciones que se completan (irreversibles) donde siempre algunas sustancias reaccionan entre sí (en un único sentido) y otras no lo hacen. La idea que el equilibrio se logra desde distintas situaciones iniciales, a T constante con la misma  $K_c$ , no es una idea a la que se le preste la necesaria atención que merece si se tiene en cuenta el cambio de concepción que se está introduciendo en el currículum. Por lo cual, el llamado enfoque empírico, donde se presentan datos de concentraciones iniciales y sus posteriores concentraciones en el equilibrio, debería discutirse detenidamente.

Otra cuestión, que apoya esta secuencia de enseñanza, es tener en cuenta cómo determinados científicos se basaron en las ideas de sus predecesores y contemporáneos para emitir nuevo conocimiento. Por ejemplo, Pfaundler en 1867, reformuló la idea de

Williamson que explicaba al equilibrio como la producción simultánea de dos reacciones químicas en sentidos opuestos y la explicación molecular dada por Clausius en 1857, basada en la teoría cinética de la evaporación de un líquido. Pfaundler supuso que igual número de moléculas se unen y se descomponen por colisión. Curiosamente Caruso y otros (1997), sin mencionar referencias históricas, proponen para construir la idea de equilibrio dinámico, la alternativa de usar la evaporación del agua, hecho conocido y significativo para el alumno, como un fenómeno de partida para que los estudiantes lo interpreten utilizando el modelo de partículas hasta llegar al modelo del sistema en equilibrio dinámico. Es decir, utilizar un equilibrio dinámico de fases para construir, según los autores, la “esencia” de dicho concepto, para luego aplicarlo a situaciones más complejas como el equilibrio químico. Esta analogía puede desplazar, en la mente de los alumnos, a otras analogías inapropiadas como las basadas en fuerzas.

Esta estrategia recuerda a la propuesta de Stavy (1991) sobre el uso de analogías para superar concepciones erróneas sobre conservaciones de la materia. Ella comprobó que un mayor porcentaje de alumnos conservaba el peso en la experiencia de evaporar acetona en un recipiente cerrado, después de haber realizado la tarea de volatilización del yodo, que si se realizaban las experiencias en el orden inverso. Esto se debe a la percepción visual del fenómeno, el yodo gaseoso tiene color violeta en cambio los vapores de acetona son incoloros. Sugiere este tipo de actividad como ejemplo analógico para la conservación del peso en cambios de estados y afirma que el conflicto se genera produciendo sucesivos juicios contradictorios acerca de tareas esencialmente similares.

Otro ejemplo histórico interesante lo constituye las alusiones de Hittorf sobre cómo el modelo cinético molecular de los gases es transferido por analogía a las disoluciones. En definitiva, se está proponiendo rescatar las analogías usadas en la construcción del conocimiento para un uso didáctico. Si los científicos utilizaron analogías para divulgar sus ideas a otros científicos, para hacer más accesible aspectos complejos, con mayor razón se justifica su utilización en el ámbito de la enseñanza.

Por último, en el estudio de la evolución histórica del concepto equilibrio químico se buscó intencionalmente referencias a reacciones químicas que actualmente se citan en los textos y se emplean en los laboratorios de enseñanza. Es interesante notar cómo los experimentos de investigadores de la segunda mitad del siglo XIX están presentes en textos y manuales de experimentos y demostraciones de química. Por ejemplo, los experimentos de: Wilhelmy (inversión de la sacarosa), Gladstone (ión hierro III + tiocianato), Bethelot y St. Gilles (alcohol + ácido), Playfair y Wanklyn (disociación del tetraóxido de dinitrógeno), Hautefeuille y Lemoine (yodo + hidrógeno), Horstmann (la descomposición del  $\text{CaCO}_3$  y del  $\text{PCl}_5$ ), etc. Experimentos que apoyaron la idea de la acción de las cantidades en las reacciones químicas y el reconocimiento del equilibrio químico. En este sentido, podría resultar beneficioso discutir con los alumnos alguna publicación original de dicha reacción química mientras se la realiza paralelamente un trabajo experimental en el laboratorio.

La utilización didáctica de estos experimentos ha tenido su propia evolución, en muchos casos acompañada por un amplio debate en publicaciones de enseñanza de la química. Lo que permitiría referirse a una “historia” del uso didáctico de experimentos que contribuyeron a la construcción conceptual de la química como ciencia. Esa mirada histórica también contribuye a consolidar a la didáctica de la química como ciencia, en el campo de la didáctica de las ciencias.

#### 4.4.3 Conclusiones sobre el estudio histórico

Como resultado de la revisión histórica realizada sobre la evolución del concepto de equilibrio químico se han identificado tres modelos históricos con implicaciones educativas. Estos modelos pueden ayudar en el diseño de una secuencia didáctica para la enseñanza de este tema en el nivel secundario y en primer año de universidad. La secuencia propuesta comenzaría con revisar las imágenes que se tienen de un sistema en equilibrio en general, diferenciando equilibrio químico del equilibrio físico; incluyendo la discusión de las imágenes basadas sobre equilibrios mecánicos de igualación de fuerzas. Y luego, basándose en el enfoque cinético, la propuesta haría hincapié en la aplicación del modelo cinético molecular y de la teoría de las colisiones en la interpretación de la reacción química y de su velocidad; es decir, la introducción de modelos alternativos basados en el nivel submicroscópico que aporten a la construcción de una imagen adecuada de las características, composición e “historia” (Stavridou y Solomonidou, 2000) de un sistema en equilibrio químico. Y, consolidado este modelo, posteriormente introducir los aspectos termodinámicos.

Se ha mostrado cómo algunas dificultades y concepciones presentes en algún momento histórico del desarrollo científico están presentes en estudiantes en la actualidad. Si bien sería inadecuado afirmar que existe un paralelismo general en la construcción del concepto de equilibrio por parte de los estudiantes y el proceso seguido en la evolución histórica del concepto, dado que resultaría ingenuo pensar que estos complejos modelos explicativos del equilibrio químico, que llevaron muchos años de construcción consciente, sigan una evolución similar en su construcción individual en un número reducido de clases.

La enseñanza frecuente no ha puesto el foco de atención en la construcción significativa de modelos científicos, o de modelos que se aproximen progresivamente al científico sin introducir errores conceptuales. El profesor ha actuado con la idea ingenua de que lo que dice es entendido y asimilado textualmente por el alumno, cuando en realidad el aprendizaje es un proceso activo donde el aprendiz pone en juego sus conocimientos (proposiciones, imágenes, análogos) previos. Por ello es necesaria la presentación de imágenes adecuadas, modelos que permitan entender y explicar distintas manifestaciones del fenómeno.

Se ha propuesto destacar al modelo cinético molecular, y su derivación a través del modelo de las colisiones para abarcar la reacción química, como un concepto estructurante de la química por su poder explicativo. Este enfoque cinético no implicaría necesariamente desarrollar toda la unidad de cinética química tal como figura en un texto introductorio universitario sino, simplemente, acentuar la construcción de algunas ideas básicas como el hecho de que la velocidad de reacción es proporcional a las concentraciones de reactivos y a la temperatura.

Los estudios sobre las concepciones alternativas que mantienen los estudiantes sobre el equilibrio químico han mostrado que las ideas sostenidas por los alumnos tienen, fundamentalmente, un origen educativo; es decir, exceptuando algunas asociaciones con los equilibrios físicos, no son concepciones intuitivas generadas en el entorno cotidiano. Por ello, la toma de conciencia por parte de los profesores de estos modelos históricos, y su

relación con las concepciones alternativas, así también como la utilización de analogías apropiadas, pueden conducir a una importante mejora en la enseñanza del equilibrio químico.

Se ha ejemplificado para el tema equilibrio químico cómo la historia de las ciencias puede favorecer a la enseñanza de las ciencias en los cuatro aspectos destacados por Matthews (1994). En definitiva, la historia de la ciencia puede desempeñar un importante papel en la comprensión de la lógica que los estudiantes utilizan para dar coherencia a sus modelos explicativos (Bizzo, 1993) y en la elaboración de estrategias y secuencias de enseñanza.

#### **4.5 El origen de las dificultades sobre el equilibrio químico**

Como un cierre a este capítulo, que abordó la problemática del aprendizaje y de la enseñanza del equilibrio químico, se presenta una discusión sobre el origen de las dificultades y concepciones alternativas, realizada en el marco de la revisión bibliográfica llevada a cabo.

Las concepciones alternativas sostenidas por los profesores y las que se detectan en los libros de texto (tratadas en apartados anteriores) son, obviamente, dos fuentes importantes de las dificultades encontradas en los alumnos.

Otras causas de las dificultades que presentan los estudiantes se encuentran en las características que presenta el equilibrio químico como contenido, y en las experiencias previas de los estudiantes en distintos momentos de su educación formal. Para la presentación de estas causas, y teniendo en cuenta las hipótesis al respecto que emitieron los autores que investigaron las concepciones alternativas de los estudiantes, se opta por la siguiente enumeración:

- a) En las características del equilibrio químico como contenido
- b) En la resolución de problemas
- c) En la realización de experimentos
- d) En las presentaciones expositivas
- e) En el lenguaje utilizado en las explicaciones
- f) En el lenguaje cotidiano

##### **a) En las características del equilibrio químico como contenido**

El auge en la investigación de las concepciones alternativas de los estudiantes disparó el interés por el contenido, pero todavía se debe avanzar en propuestas fundamentadas sobre cómo enseñar los diferentes tópicos, dado que, la naturaleza del contenido afecta el aprendizaje y la enseñanza del mismo (Fensham y otros, 1994). White (1994) menciona la falta de una teoría que describa las propiedades del contenido y prediga los procedimientos de enseñanza y aprendizaje más efectivos para cada clase. Al respecto, Finley, Stewart y Yaroch (1982) mencionan que los intentos de desarrollar

teorías de instrucción de amplia aplicación que no tengan en cuenta la naturaleza del contenido a enseñar han sido abandonados, y sugieren que la atención de los investigadores en didáctica de las ciencias debe dirigirse a las interacciones entre los estudiantes y el contenido.

White (1994) propone una serie de características para clasificar a los contenidos, entre ellas, las siguientes: (a) nivel de abstracción, (b) complejidad, (c) presencia de modelos alternativos con poder explicativo, y (d) mezcla de tipos de conocimiento. A estas propiedades del contenido sugeridas por White se le han agregado una más, tomando en cuenta otro marco teórico, (e) el tipo de entidad ontológica:

**(a) nivel de abstracción:** La abstracción del concepto equilibrio químico es mencionada por muchas de las investigaciones sobre concepciones alternativas y propuestas de enseñanza. Por ejemplo, Johnstone et al (1977) mencionan que aún en una situación ideal de enseñanza es probable que los estudiantes experimenten dificultades con el equilibrio químico debidas a la naturaleza abstracta inherente al mismo. Para ellos los aspectos más abstractos son: la naturaleza dinámica, el distinguir entre situaciones de no equilibrio y situaciones de equilibrio, la manipulación mental del principio de Le Chatelier en la resolución de problemas y el tratar, en general, con consideraciones sobre la energía. Para estos autores, este tema aún con una presentación concreta, es en su mayor parte asimilable por alumnos que han alcanzado el estadio de las operaciones de pensamiento formal, para los demás este concepto constituye un verdadero obstáculo.

Para Van Driel, De Vos, Verloop y Dekkers (1998) la característica dinámica del equilibrio demanda un razonamiento abstracto, por la dificultad de naturaleza lingüística que surge al intentar hablar en una secuencia lineal de discurso acerca de procesos que ocurren simultáneamente. En este sentido, los estudiantes muestran una tendencia a razonar con un pensamiento causal lineal simple (Quílez, 1997), donde predomina una reducción funcional de variables (Furió y Calatayud, 2000).

**(b) complejidad:** La complejidad está relacionada con el número de conceptos que se requieren para la comprensión del concepto. El equilibrio químico es un tema que posee una elevada jerarquía conceptual, porque requiere para su comprensión del conocimiento de muchos otros aspectos previos como: gases, disoluciones, concentración, reacción química, estequiometría, nociones de cinética y termoquímica. Por ejemplo, la investigación de Camacho y Good (1989) demostró que las habilidades en estequiometría (fórmulas, reacciones, energía, soluciones) son un requisito previo importante para resolver problemas en equilibrio químico.

Tyson, Treagust y Bucat (1999) en su artículo titulado “La complejidad de enseñar y aprender el equilibrio químico”, señalan que dicha complejidad se asienta en que: (a) tanto docentes como alumnos utilizan distintos enfoques o niveles de explicación, por ejemplo para predecir la evolución de un sistema en equilibrio perturbado, (b) el uso e interpretación del lenguaje utilizado, donde los significados no son compartidos y (c) la sofisticada naturaleza de este contenido por ser abstracto, por el alto grado de conexiones con otros temas de la química y porque su interpretación requiere terminología y conceptos muy específicos.

**(c) presencia de modelos alternativos:** Un criterio que diferencia a los contenidos es si permiten recurrir para comprenderlos a modelos alternativos (a los aceptados actualmente por la ciencia) de gran poder explicativo. Por ejemplo, en el aprendizaje del calor, el modelo del calórico: el calor como un fluido. Este modelo alternativo es muy persistente porque es una analogía macroscópica familiar y por ser eficaz para explicar muchos fenómenos. Para White (1994) la apertura del contenido a modelos alternativos de gran poder explicativo es la causa de que algunas concepciones alternativas se repitan frecuentemente en la historia. Por ejemplo, la consideración del equilibrio químico como estático, puede derivarse de una concepción de equilibrio como una igualación de fuerzas, tal como lo suponían Berthollet (1801) y Guldberg y Waage (en 1864).

Por otra parte, en el apartado sobre la enseñanza del equilibrio químico se comprobó que no existe un modelo único para presentar cada uno de los distintos aspectos del fenómeno. Por ejemplo, se desarrollaron los distintos enfoques (modelos al fin) que se pueden utilizar para explicar las características de un sistema en equilibrio (el cinético, el termodinámico o el empírico); y para predecir su evolución después de una perturbación (el principio de Le Chatelier, el termodinámico -la comparación de  $Q$  con  $K$ -, y el cinético). Además de la posibilidad y la conveniencia de complementar e integrar estos enfoques.

**(d) mezclas de tipos de conocimiento:** Otra propiedad distintiva de los conceptos es el énfasis puesto en los distintos tipos de conocimiento: proposiciones, imágenes, episodios, procedimientos, habilidades motoras (White, 1991). Algunos se presentan fundamentalmente como proposiciones mientras que con otros se recurre a muchos episodios o experiencias (por ejemplo, en el tema fuerzas y movimientos). Para el equilibrio químico, ya se ha comentado el escaso número de experiencias de contacto (episodios) con sistemas en equilibrio químico que tienen los estudiantes y, también la existencia de algunas pocas imágenes, que generalmente son inadecuadas sobre el mismo, debidas al hincapié que se pone en la enseñanza en los aspectos simbólicos. En otras palabras, el equilibrio se enseña, fundamentalmente, desde la presentación y discusión de una ecuación química, que tiene la particularidad de incluir la doble flecha.

En definitiva, tanto el que aprende como el que enseña pueden tener preferencias por alguno de estos tipos de conocimiento. No obstante, por las dificultades que presenta el tema del equilibrio químico, éste requiere para su adecuado aprendizaje de los distintos tipos de conocimiento presentados en una forma interrelacionada.

**(e) tipo de entidad ontológica:** De acuerdo a las categorías propuestas por Chi, Slotta y de Leeuw (1994), las personas clasifican a las entidades del mundo que las rodea en tres categorías ontológicas: materia, procesos y estados mentales. Materia: como un objeto existente en el mundo con propiedades “materiales” como peso y volumen. Procesos: como hechos o sucesos que ocurren en el tiempo. Estado mental: como algo atribuido al deseo, la emoción y la intención. Por ejemplo, los alumnos interpretan al calor como materia no como proceso de interacción. El cambio conceptual profundo requiere un cambio en la entidad ontológica, concebir por ejemplo al peso no como una propiedad de la materia sino como un proceso de interacción, lo mismo ocurre con el concepto fuerza, color, etc.

El equilibrio químico es un proceso, sin embargo es frecuentemente concebido como un estado, como un estado estático, similar a una balanza. Por ejemplo, cuando se habla de “la posición del equilibrio” se transmite la idea de objeto.

## **b) En la resolución de problemas**

Varios estudios han mostrado que en la resolución de problemas se pone el énfasis en aspectos cuantitativos del aprendizaje a expensas de los razonamientos cualitativos. Niaz (1995b), aportó evidencias de que la resolución de problemas algorítmicos no implica la comprensión de los conceptos involucrados; demostrando, además, que aquellos estudiantes que resuelven correctamente problemas conceptuales resuelven también en una gran medida los problemas algorítmicos. Para este autor, la insistencia en esta metodología puede convertirse en un obstáculo para la superación de las concepciones alternativas.

El origen de las dificultades de los estudiantes se debe a la abundante exposición de los alumnos a cálculos estequiométricos sobre ecuaciones de reacciones que se completan, donde el énfasis se pone en los coeficientes estequiométricos (Hackling y Garnett, 1985; Bradley, Gerrans y Long, 1990). Esta práctica influye en las imágenes de los estudiantes sobre las relaciones entre las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio. Estas ideas pueden verse reforzadas en la resolución de problemas sobre equilibrio químico; por ejemplo, cuando se emplean planteamientos donde se compara la situación inicial con la situación en el equilibrio, utilizando una tabla en donde las cantidades de las especies en el equilibrio son referidas a las concentraciones iniciales y a las “x” multiplicadas por los respectivos coeficientes estequiométricos.

Así, también, la confianza que adquieren los estudiantes en la resolución de problemas con reactivo limitante, en un currículo que hasta la mitad del curso se refiere sólo a reacciones química irreversibles y que luego (y en muchos casos las mismas reacciones) se convierten en reversibles, influye en las ideas que forman los estudiantes sobre la existencia o no de reactivos limitantes y en exceso en la mezcla en equilibrio químico (Bergquist y Heikkinen, 1990).

La insuficiente comprensión del concepto concentración y la confusión entre masa - concentración, contribuyen a confusiones al predecir el desplazamiento del equilibrio; por ejemplo, al agregar más reactivo sólido en un equilibrio heterogéneo (Wheeler y Kass, 1978; Furió y Ortiz, 1983). Otra fuente de dificultad lo constituye el hecho de que muchos problemas sobre el equilibrio involucran proporciones o relaciones dobles del tipo:  $Ka/[H^+] = [OCN^-]/[HO-CN]$  y, además, es necesario contar con habilidades de conversión, por ejemplo: de pH a concentración de  $H^+$  (Camacho y Good, 1989). La adquisición del concepto concentración (mol/L) está ligada a la adquisición de la proporcionalidad o razonamiento proporcional y, por lo tanto, con el desarrollo cognitivo (Bergquist y Heikkinen, 1990).

Como se mencionó anteriormente, la mayoría de los problemas sobre equilibrio químico, que presentan la mayor parte de los libros de texto estándar, son demasiado fáciles para expertos o demasiado complejos para novatos en términos de demanda matemática, pueden resolverse por la aplicación directa de una fórmula o ecuación, son

resueltos en una o dos etapas y solicitan respuestas (mayoritariamente numéricas) sin pedir razones o justificaciones (Camacho y Good, 1987).

En el estudio de Wilson (1995), los estudiantes de bajo rendimiento concibieron como conceptos centrales en su organización cognitiva a “constante de equilibrio” y “ecuación química”. Esto pone de manifiesto que perciben a las relaciones matemáticas (fórmulas memorizadas, métodos algorítmicos) como constructos centrales de organización en la teoría del equilibrio químico. Coincidentemente, Stavridou y Solomonidou (2000) asocian el origen de estas dificultades a la enseñanza de carácter tradicional con la que se enseña la química, donde el profesor presenta el saber al aprendiz y donde la resolución de problemas se basa en estrategias algorítmicas. También, en el hecho de que los textos escolares insisten en el aspecto cuantitativo de los conceptos antes de desarrollar los aspectos cualitativos. Las autoras afirmaron que las representaciones del sistema a nivel empírico y molecular, así como, la percepción de la historia del sistema, inciden en la resolución de problemas, aunque estas relaciones poseen cierta complejidad.

Kousathana y Tsaparlis (2002) atribuyen las dificultades encontradas en la resolución de problemas numéricos sobre el equilibrio químico al hecho de que requieren el manejo, no solamente de los conceptos propios del tema, sino también de conceptos tales como mol, estequiometría, gases, leyes de los gases, etc. Por ello sugieren prestar atención a los factores cognitivos subyacentes de modo que la estructura lógica y la demanda mental de los problemas se vayan incrementando gradualmente de forma que eviten la saturación de la memoria de trabajo de muchos estudiantes.

### **c) En la realización de experimentos**

Generalmente son pocas las experiencias de laboratorio y las demostraciones de clase que tienen los estudiantes sobre sistemas en equilibrio químico. Esto lleva a que, dado que tampoco observan equilibrios químicos en su vida cotidiana, no cuenten con episodios o imágenes sobre reacciones en equilibrio químico y, por ello, es frecuente que recurran a analogías con sistemas físicos conocidos.

Johnstone, MacDonald y Webb (1977) mencionan que contribuyen a la idea de equilibrio estático y compartimentado, además de las experiencias previas con equilibrios mecánicos frecuentes en la vida cotidiana de los estudiantes, el empleo de analogías físicas en la presentación del concepto, como la analogía de transvasar agua entre dos recipientes. Como se abordó anteriormente (Apartado 4.3.2), muchas analogías y demostraciones de aula, sugeridas como recursos para la enseñanza del equilibrio químico, pueden transmitir concepciones alternativas.

Para Hackling y Garnett (1985), las experiencias previas de los estudiantes con algunas reacciones químicas que dan la impresión de que su velocidad aumenta al transcurrir el tiempo, pueden contribuir a la formación de la concepción alternativa de que la velocidad directa aumenta al aproximarse el sistema químico al equilibrio químico, partiendo de una situación inicial en la que se mezclan sólo reactivos.

Para el tema del equilibrio químico, seleccionar un experimento adecuado no es una tarea simple, dado que generalmente se cuenta con el tiempo suficiente para realizar

sólo un trabajo práctico de laboratorio sobre el tema y, puesto que no hay un experimento único que permita abarcar todos los aspectos del equilibrio químico y sus perturbaciones. Además la mayoría de los experimentos típicos, y la metodología empleada en su ejecución, han recibido críticas y se han sugerido continuas modificaciones en revistas de enseñanza de la química (Raviolo, 1999b y 2001b).

Otra fuente de dificultades es que, a menudo, los estudiantes no distinguen claramente las diferencias y similitudes entre sistemas en equilibrio químico y sistemas en equilibrio físico, utilizados por textos y docentes para presentar la noción de equilibrio químico. Tyson, Treagust y Bucat (1999) llaman la atención sobre el caso particular del concepto de saturación, cuando se presenta un proceso físico reversible como la disolución de sal, cloruro de sodio, en agua (fenómeno familiar para los estudiantes) para introducir el concepto de equilibrio químico. Una diferencia importante entre ambos sistemas es que en un sistema químico en equilibrio no existe una concentración máxima para una de las especies a una temperatura dada, no existe un punto de “saturación” como en el caso de la disolución. Por ejemplo, en un equilibrio de solubilidad como el del cloruro de plata, la solución no se encuentra “saturada” de iones cloruro y de iones plata, en el sentido de que no existan moléculas de solvente disponibles para unirse con los iones, se trata de una reacción química en equilibrio. Estos autores comprobaron que los alumnos transfieren la noción de saturación a los equilibrios químicos y, por ello, presentan dificultades al hacer predicciones sobre cómo el agregado de más sólido afecta la composición de la mezcla en equilibrio.

Aunque la cuestión de fondo respecto al uso de experimentos en la enseñanza del equilibrio químico, es que éstos se deben interpretar desde modelos que no se desprenden directamente de la evidencia empírica, como la idea de equilibrio dinámico.

#### **d) En las presentaciones expositivas**

Como ya se mencionó, los docentes al igual que los textos en los cuales se basan, suelen recurrir, en las clases, a analogías para presentar el tema del equilibrio químico. Dado que el equilibrio químico no tiene referentes cotidianos se suelen emplear analogías que generalmente se basan en sistemas mecánicos o hidráulicos, que transmiten la idea del equilibrio como compartimentado y estático.

Por otro lado, la forma cómo se han introducido otros conceptos previos al equilibrio químico influye en el aprendizaje de éste. Por ejemplo, la manera cómo se ha abordado el concepto de reacción química en la enseñanza habitual (que la reacción tiene lugar en una sola dirección, que siempre procede hasta completarse, que siempre se corresponde con cambios macroscópicos) obstaculiza la comprensión de la reversibilidad y dinámica del equilibrio químico (Van Driel, De Vos, Verloop y Dekkers, 1998).

También el uso en la enseñanza de la ecuación química destacando el símbolo de la doble flecha y el uso de diagramas entálpicos (los reactivos en el lado izquierdo y los productos en el derecho) contribuyen también a la idea de equilibrio estático y compartimentado (Johnstone, MacDonald y Webb, 1977).

Estas ideas son apoyadas por las conclusiones de Bradley, Gerrans y Long (1990) que expresaron que los alumnos que mantienen un inadecuado modelo microscópico de la

reacción química, pueden sostener concepciones alternativas como considerar independientes las direcciones directa e inversa de la reacción, la compartimentación del equilibrio, o interpretar incorrectamente la doble flecha y el efecto del catalizador. Así mismo, la incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier puede atribuirse a la aplicación mecánica del mismo, sin la comprensión del comportamiento microscópico del sistema químico (Gorodetsky y Gussarsky, 1986).

Varios estudios señalan a la inclusión del principio de Le Chatelier como causa de muchas dificultades de los alumnos (Quílez y Solaz, 1995; Quílez, 1998; Furió y Calatayud, 2000). Por ejemplo, el estudio de Wilson (1995) sobre la estructura cognitiva relacionada con el tema equilibrio químico de alumnos de bajo rendimiento académico, mostró que las relaciones del concepto “principio de Le Chatelier” con otros conceptos no fueron claramente percibidas, indicando que éste se enseña como un algoritmo aislado de otras formas de interpretación de la evolución de sistemas en equilibrio químico que fueron perturbados.

Estas consideraciones apoyan la conclusión de Hernando y otros (2003), basados en Gabel (1998), sobre el hecho de que las dificultades encontradas en su estudio tienen su origen en la enseñanza (secuenciación de contenidos y estrategias utilizadas) del tema equilibrio químico.

En general, y como se comprobará en la presente investigación, podría afirmarse que muchas confusiones se generan al emplear los distintos niveles de explicación de la química o “lenguajes” (microscópico, simbólico y macroscópico) sin establecer claramente las correspondientes diferencias y relaciones entre ellos. Por ejemplo, muchos estudiantes confunden los coeficientes estequiométricos de la ecuación química (simbólico) con las cantidades presentes de las especies en una situación experimental en particular (macroscópico) porque carecen de un modelo alternativo (microscópico).

#### **e) En el lenguaje utilizado en las explicaciones**

El uso del lenguaje en la enseñanza puede generar concepciones alternativas. Por ejemplo, el empleo de las palabras “equilibrar” o “balancear” (usada en Argentina) en el procedimiento de ajustar una ecuación química, puede transmitir la imagen de que en una situación química experimental tiene que haber igual cantidad de reactivos o productos, o éstos estar presentes en cantidades iguales a sus coeficientes estequiométricos.

En el análisis del discurso de profesores en clases expositivas, Evrard, Huynen y Van der Borght (1998) se concentraron en los términos y las relaciones que utilizaban entre ellos. Observaron que no se hacían explícitas las diferencias de significados de un mismo término en función del contexto donde es formulado; por ejemplo, el término “ecuación” no implica una igualdad en química como en matemática. En química el número de moles de reactivos no es, necesariamente, igual al número de moles de productos; o el término “reversible” que se usa con distintos significados en la misma química; o la utilización del término “desorden” como sinónimo de “entropía”.

En este contexto, donde los alumnos atribuyen propiedades de sistemas físicos a sistemas químicos, el uso indistinto que hacen libros y profesores de las palabras

“equilibrio” y “equilibrio químico” al referirse a sistemas químicos, contribuye a la confusión (Gorodetsky y Gussarsky, 1986 y Gussarsky y Gorodetsky, 1990).

El lenguaje tradicional utilizado al aplicar el principio de Le Chatelier (ej: “la reacción se desplaza hacia la derecha”) puede ser fuente de la concepción pendular del equilibrio que sostiene que después de que la reacción directa se completa comienza la reacción inversa (Bergquist y Heikkinen, 1990). También generan confusiones los términos “posición del equilibrio” (Garnett, 2000), “reestablecimiento del equilibrio” (Pedrosa y Dias, 2000) o “sistema cerrado” (Tyson, Treagust y Bucat, 1999).

También, y como ya se mencionó en la discusión sobre las concepciones científicas sobre el equilibrio químico, conviene diferenciar claramente el uso de la palabra “reversibilidad” en ciencia que posee tres acepciones: (1) en procesos reversibles (en termodinámica), (2) como reversibilidad microscópica y (3) en la denominación de reacciones reversibles (sentido macroscópico). Además, es necesario discutir con los alumnos las diferencias entre “extensión” e “inmediatez”. Por su parte, Ochs (1996) afirma que el uso del término “espontaneidad” es inconsistente en el contexto de la termodinámica, donde se usa sin una previa definición; en su lugar propone usar frases como “si el cambio de energía libre es negativo el proceso ocurrirá” donde sostiene que el concepto es más fácil de comprender que la palabra.

En su discusión sobre el aprendizaje de la disociación del tetraóxido de nitrógeno, Bucat y Fensham (1995) afirman que el término “sistema” puede ser interpretado por los alumnos como una reacción única mientras que el profesor se está refiriendo a cualquier mezcla de reacción que contiene  $N_2O_4$  y  $NO_2$ . También el uso absoluto de los términos “reactivos” y “productos” puede reforzar la idea de que la reacción procede en una sola dirección (Tyson, Treagust y Bucat, 1999).

Por último, la concepción alternativa referida a que el catalizador actúa sobre las velocidades directa e inversa de una forma distinta, puede estar originada en explicaciones de los profesores y textos que dicen que “el catalizador aumenta la velocidad de reacción” frase que es interpretada por los alumnos como “aumenta la velocidad directa” (Pedrosa y Dias, 2000).

En definitiva, la enseñanza no debería tornarse unidireccional, desde el docente al alumno pasivo; el profesor tendría que discutir el significado de los términos que utiliza, diferenciando las distintas acepciones de un término en la ciencia y en la vida cotidiana, y, fundamentalmente, ser permeable a la evolución que van experimentando sus alumnos en la construcción de significados.

## **f) En el lenguaje cotidiano**

Con el equilibrio químico ocurre algo similar que con el aprendizaje de la teoría atómica, dado que no entra en conflicto con la experiencia cotidiana. Bergquist y Heikkinen (1990) afirman que es difícil imaginar que experiencias informales previas a la enseñanza sistemática puedan conformar concepciones ingenuas sobre equilibrio químico, dado que los estudiantes tienen poca conciencia de interactuar con sistemas en equilibrio químico, aún cuando su vida dependa de ellos.

Aunque dos aspectos de la vida cotidiana pueden influir en el aprendizaje del concepto equilibrio químico: (a) la idea incorporada de equilibrio en general, muy relacionado con el equilibrio mecánico y (b) el uso en el lenguaje cotidiano de términos que se emplean con otro significado en la ciencia. Por ejemplo las palabras: “equilibrio”, “espontáneo”, “reversible”, “sistema”, “energía”, “modelo” se usan con distintos significados en el lenguaje cotidiano y en el lenguaje científico.

Bergquist y Heikkinen (1990) mencionan que afirmaciones sobre el equilibrio químico que contienen términos usados en la vida cotidiana como: “cambio”, “igualdad”, “perturbación” y “balance”, pueden generar diferentes imágenes visuales en los sujetos según las experiencias personales de cada uno. Por ello sugieren ser conscientes de las diferencias entre el uso técnico de ciertas palabras en ciencias y el uso cotidiano de esos términos.

Van der Borght y Mabilie (1989) comprobaron que los estudiantes reducen el concepto de equilibrio químico al establecimiento de una igualdad o a una asociación entre los términos “equilibrio” e “inmovilidad”. Sugieren que para superar este obstáculo y para tratar con la naturaleza dinámica del concepto equilibrio el estudiante necesariamente debe comprender las velocidades de reacción involucradas.

La asociación del equilibrio químico con una balanza en equilibrio se pone de manifiesto cuando los alumnos afirman que no se producirá ningún cambio en un sistema en equilibrio químico si se agregan simultáneamente igual número de moles de un reactivo y de un producto (Kousathana y Tsaparlis, 2002).

Finalmente, y como se mencionó en el apartado sobre la concepción científica del equilibrio químico, Ochs (1996) recomienda no usar la palabra “espontaneidad” porque su significado no es claro y se confunde con usos cotidianos de la palabra (por ejemplo con el significado de “naturalmente”). Espontaneidad en el sentido cotidiano esta asociado a algo que ocurre de una forma perceptible en lo inmediato.

En síntesis, dadas las características abstractas del concepto y que el fenómeno no se percibe en la vida diaria del estudiante (a pesar de la influencia de algunas experiencias cotidianas con equilibrios mecánicos y con el uso de términos cotidianos comunes), las dificultades que se generan en el aprendizaje del equilibrio químico se deben, casi exclusivamente, a la metodología de enseñanza y a la organización del currículum. La toma de conciencia por parte de los docentes, de los autores de textos y de los diseñadores de currículo, sobre las concepciones alternativas de los estudiantes, su origen y su persistencia, es un paso fundamental para hacerles frente.



## CAPÍTULO 5

### ESTUDIO EXPERIMENTAL PRELIMINAR

#### 5.1 Introducción

En este capítulo se presentan los resultados correspondientes a la investigación experimental preliminar. El propósito general de este estudio consistió en indagar, a través de un test escrito de administración masiva, los logros en la comprensión del equilibrio químico y las dificultades conceptuales que persisten después de la enseñanza tradicional o frecuente, en estudiantes universitarios de primer año de dos países (Argentina y España).

Los apartados que complementan la introducción de este capítulo son:

- . Metodología
- . Resultados
- . Discusión
- . Conclusiones

##### 5.1.1 Preguntas que se plantea este estudio

Las preguntas que orientan esta etapa de investigación son las siguientes:

¿Cuáles son los logros o aspectos de la temática que los alumnos contestan acertadamente en el test empleado?

¿Qué dificultades o concepciones alternativas perduran a la enseñanza frecuente del tema del equilibrio químico?

¿Existen diferencias significativas en logros y en concepciones alternativas entre alumnos de diferentes carreras de una misma universidad?

¿Qué grado de generalidad o universalidad tienen las concepciones alternativas que sostienen los estudiantes? En otras palabras: ¿existen diferencias significativas en los logros y dificultades entre alumnos españoles y argentinos?

¿En qué grado los resultados obtenidos están de acuerdo con estudios anteriores que se encuentran en publicaciones de enseñanza de la química?

Y, por último: ¿Qué explicaciones se pueden formular sobre el origen de estos logros y de estas concepciones alternativas?

### **5.1.2 Objetivos que se persiguen con el estudio experimental preliminar**

Los interrogantes anteriores dan lugar a los siguientes objetivos para esta etapa:

1. Indagar los logros de los alumnos en la temática según se aprecian en un test escrito.
2. Comprobar si los estudiantes de primer curso universitario, después de haber estudiado el equilibrio químico, sostienen concepciones alternativas.
3. Comparar los resultados obtenidos mediante test en distintos grupos de alumnos universitarios.
4. Verificar la persistencia de algunas concepciones alternativas similares a las ya encontradas por otros estudios, realizados por ejemplo con estudiantes de educación secundaria.
5. Abrir la discusión sobre el origen de los logros y de las dificultades encontradas.

### **5.1.3 Hipótesis a contrastar**

A la luz de los objetivos planteados para esta etapa de la investigación se emite la siguiente hipótesis:

- I. No existen diferencias estadísticamente significativas, tanto en logros como en concepciones alternativas sobre el equilibrio químico, entre alumnos de primer curso de distintas carreras y universidades de Argentina y España.

## **5.2 Metodología**

Desde un punto de vista metodológico, en esta instancia se indaga a los alumnos con un test escrito, que como se ampliará a continuación, les solicita que evalúen la veracidad de una serie de afirmaciones dadas. En muchas de esas proposiciones los alumnos no tienen dificultades y, sobre las cuestiones en que frecuentemente sí presentan dificultades, el test evalúa esas cuestiones en más de un momento de su desarrollo. Esto permite ir más allá de designar a las dificultades como errores conceptuales aislados y poder afirmar que constituyen concepciones alternativas. De cualquier manera, y con el fin de minimizar el sesgo que introduce el investigador, las hipótesis que surjan de esta etapa serán confirmadas, en etapas posteriores, con

entrevistas en profundidad donde los estudiantes tendrán oportunidades para ampliar sus explicaciones y predicciones.

Un inconveniente de los métodos usados para evaluar las concepciones alternativas (entrevistas, mapas conceptuales, asociaciones de palabras) es que consumen mucho tiempo, por ello Tyson, Treagust y Bucat (1999) proponen los tests de dos filas (two-tier), que consisten en test escritos de elección múltiple tanto para la respuesta como para la razón. Estos tests son de fácil administración, aunque para que sean de utilidad, la persona que los elabora tiene que estar muy al tanto de los resultados de la investigación en didáctica de las ciencias, dado que entre las razones se deben incluir las concepciones alternativas más frecuentes sobre el tema. También se debe prestar mucha atención al lenguaje utilizado, por ejemplo, estos autores tuvieron inconvenientes en la versión preliminar de su test sobre el equilibrio químico cuando emplearon términos como “posición de equilibrio”.

Voska y Heikkinen (2000) resaltan que, aunque las preguntas de final abierto pueden evaluar el razonamiento de los estudiantes con mayor exactitud, los tests de elección múltiple permiten a los profesores identificar rápidamente un rango de concepciones que requieren su tratamiento. En este sentido, Baker (2001) afirma que a pesar de sus limitaciones, los tests diagnósticos pueden ser útiles para determinar los puntos de partida de los estudiantes, su progreso y los cambios en el pensamiento posteriores a la enseñanza.

En esta misma línea, Van Driel y Gräber (2002) señalan que existe gran cantidad de conocimiento basado en la investigación sobre el aprendizaje y la enseñanza del equilibrio químico, pero que este conocimiento no llega, o no resulta relevante, a los profesores. Estos autores recomiendan desarrollar instrumentos para evaluar la comprensión de los alumnos, que utilicen ítems provenientes de los resultados de dicha investigación empírica, que resulten efectivos y de fácil administración.

### **5.2.1 Instrumento: Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico**

El Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico (TPEQ) tiene su origen en el trabajo de Hackling y Garnett (1985). Estos autores definieron y validaron, para una reacción química determinada, un listado de proposiciones que permiten evaluar la comprensión de temas relacionados con el equilibrio químico y el principio de Le Chatelier. Sobre estas proposiciones realizaron entrevistas a treinta alumnos australianos e identificaron una serie de concepciones alternativas. Para la presente investigación se han transformado esas proposiciones, que originariamente eran sólo afirmaciones, en proposiciones con opciones, ofrecidas entre paréntesis. De esta forma se ha construido un test apto para administración masiva adecuado para alumnos universitarios donde ellos tienen que seleccionar la respuesta correcta (ver Cuadro 5.1: fragmento o Anexo 1: completo).

La versión definitiva de este test de proposiciones fue presentada en cursos de perfeccionamiento y validada por más de 80 profesores argentinos de química de nivel medio y universitario que lo completaron y discutieron. Algunos resultados preliminares de su aplicación, con alumnos provenientes de dos universidades argentinas mostraron

similares tendencias (96 % de las 56 proposiciones) entre las respuestas dadas por ambos grupos de alumnos (Raviolo y otros, 1998). En lo que se refiere a la fiabilidad del instrumento, en su aplicación se aprecia que los estudiantes muestran marcados aciertos en determinados ítems y, en puntos específicos, fallan de una manera determinada, no de cualquier manera, y estos patrones se repiten a lo largo del TPEQ en distintas situaciones donde se evalúa la misma cuestión.

En relación con las líneas teóricas abordadas en los fundamentos psicológicos, se asume que las representaciones proposicionales son interpretadas a la luz de los modelos mentales que han construido; es decir, los estudiantes reconocen proposiciones que ellos podrían expresar verbalmente a partir de sus representaciones internas (Greca y Moreira, 1998).

El test TPEQ indaga seis aspectos del equilibrio químico, para un equilibrio homogéneo donde todas las especies se encuentran en la fase gaseosa, e involucra consideraciones sobre las velocidades de reacción, estos aspectos son:

- 1) acercamiento al equilibrio,
- 2) características del equilibrio,
- 3) cambio en la concentración de un reactivo,
- 4) cambio de la temperatura del sistema,
- 5) cambio del volumen del sistema y
- 6) adición de un catalizador al sistema en equilibrio.

Cuadro 5.1: Fragmento del Test de Proposiciones sobre Equilibrio Químico TPEQ.

Para la siguiente reacción química:



Lee cada una de las siguientes proposiciones y subraya, dentro del paréntesis, la respuesta correcta.

**c2. Cambio de la temperatura del sistema**

Después que el equilibrio se ha alcanzado la temperatura es instantáneamente incrementada a presión constante.

13.1 Las concentraciones cambiarán de forma tal de parcialmente contrarrestar el cambio impuesto: un incremento en la temperatura. Así el sistema se ajusta para favorecer la reacción (exotérmica, endotérmica).

13.2 La [NO] y la [Cl<sub>2</sub>] (aumentan, decrecen, no cambian),

13.3 la [NOCl] (aumenta, decrece, no cambia).

14. Cuando el equilibrio se restablezca:

14.1 la [NO] será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial,

14.2 la [Cl<sub>2</sub>] será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial,

14.3 la [NOCl] será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial.

15. Cuando la temperatura se incrementa:

15.1 la velocidad de la reacción directa (aumentará, disminuirá, no cambiará),

15.2 la velocidad de la reacción inversa (aumentará, disminuirá, no cambiará),

15.3 la velocidad de la reacción inversa será (más grande, más pequeña, igual) que la velocidad de la reacción directa.

16. Cuando el equilibrio se restablezca:

16.1 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (iguales, distintas),

16.2 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.

Una de las cualidades más valiosas del TPEQ es que los estudiantes pueden contestar correctamente parte del mismo, lo que produce una buena aceptación a nivel afectivo. Son frecuentes los instrumentos que producen durante su administración un

gran desconcierto entre los encuestados, debido a que no saben por dónde comenzar o porque el contenido les resulta totalmente desconocido. Esto produce rechazo y malestar, lo que influye en la objetividad de las contestaciones que emiten.

La revisión bibliográfica llevada a cabo sobre las investigaciones de las concepciones alternativas acerca del equilibrio químico reflejó, en general, pocos estudios para el nivel universitario. La mayor parte de esos estudios se habían centrado en la resolución de problemas y en la aplicación del principio de Le Chatelier. Se hallaron especialmente pocas investigaciones que hagan hincapié en la imagen que han construido los estudiantes sobre un sistema químico en equilibrio y, en particular, no se encontraron estudios con alumnos universitarios relativos al seguimiento de la comprensión de lo que ocurre con las velocidades de reacción, ambos aspectos se abordan en esta investigación.

El hecho de emplear un test como el TPEQ que indaga aspectos cualitativos de las velocidades de reacción en la aproximación al equilibrio, cuando el sistema ya ha alcanzado el equilibrio y cuando éste es perturbado, no implica apoyar el llamado “enfoque cinético” como orientación exclusiva en la enseñanza de este tema. Las cuestiones incluidas en el test permiten evaluar si los estudiantes aplican la teoría de las colisiones, por lo menos en forma simplificada, que admita que las velocidades de reacción dependen de las concentraciones de reactivos y de la temperatura. Esto reflejaría en el estudiante la construcción de una imagen dinámica y a nivel de partículas de un sistema en equilibrio químico (aspectos a los que se les dará gran importancia en el diseño de la propuesta de enseñanza). Como ya se ha discutido anteriormente, en una unidad didáctica que aborde en profundidad el tema del equilibrio químico es apropiado complementar el enfoque de las velocidades de reacción con la utilización del principio de Le Chatelier y el uso de la ley de equilibrio y de las ecuaciones de van't Hoff (Bucat y Fensham, 1995).

### 5.2.2. Muestras

El test se administró a estudiantes de primer año de la Universidad Complutense de Madrid (UCM) y de la Universidad de Buenos Aires (UBA), según lo indicado en la Tabla 5.1.

Tabla 5.1. Muestras de estudiantes involucrados en este estudio.

Universidad	Número de alumnos	Promedio de edad
UBA	115	19,0
UCM Biología	177	18,6
UCM Geología	144	19,2

Estudiantes argentinos: La muestra estuvo compuesta por 115 alumnos de primer año de la Universidad de Buenos Aires pertenecientes a una misma asignatura de Química General que agrupa estudiantes de distintas carreras: Licenciatura en Ciencias Biológicas (96); Licenciatura en Ciencias Químicas (13) y Licenciatura en Ciencias Geológicas (6). Con un promedio de edades de 19 años.

Este grupo de estudiantes ha recibido una instrucción basada en textos apropiados para dicho nivel educativo, como la Química de Raymond Chang (1994) y han seguido la secuencia de un programa de Química General, sin la parte descriptiva de Inorgánica. La asignatura es cuatrimestral con una carga semanal de 3 horas de teórico, 4 horas de problemas y 4 horas de laboratorio, con cierta sincronización temática entre ellas. Los profesores presentan bastante continuidad en el tiempo cubriendo cada uno de estos espacios de enseñanza. Los alumnos tuvieron exámenes parciales que incluyeron fundamentalmente problemas y algo de teoría, además de exámenes parciales de laboratorio. Los exámenes finales son generalmente orales cuando el número de alumnos es pequeño y escrito si el número es mayor, e incluyen los aspectos mencionados.

Estudiantes españoles: Muestra compuesta por 321 estudiantes de dos carreras de la Universidad Complutense de Madrid, 177 estudiantes de la Licenciatura en Ciencias Biológicas (media edad: 18,6 años) y 144 estudiantes de la Licenciatura en Ciencias Geológicas (media edad: 19,2 años). A continuación se describen las características de las asignaturas de cada carrera:

*Licenciatura en Ciencias Geológicas:* asignatura Química, primer cuatrimestre, 4 horas por semana para teoría y problemas, más 30 horas de laboratorio (en siete sesiones sucesivas y dos horas de evaluación). La semana de laboratorio puede ser asignada al estudiante en cualquier momento del curso, desde el principio al final. Los profesores de teoría y problemas cambian todos los años, incluso no han sido los mismos durante todo el cuatrimestre. La asignatura cuenta con 8 unidades, 5 de química general (una de ellas sobre el equilibrio químico) y tres unidades para, respectivamente, fundamentos de química analítica, química inorgánica y química orgánica. Se han basado fundamentalmente en los textos Petrucci y Harwood (1997) y Rusell y Larena (1989), el programa cita además los manuales de Chang, Atkins, Gillespie y Mahan.

*Licenciatura en Ciencias Biológicas:* asignatura Química, primer cuatrimestre, 3 horas de teoría más 1 hora de problemas semanales, total 60 horas. Además 6 días de laboratorio (total 15 horas). Los grupos se forman al azar, y se les asigna la semana de laboratorio durante el transcurso del cuatrimestre. El programa consta de 13 unidades, las tres primeras sobre química general, 8 para química orgánica y dos para química y sociedad que incluyen química del medio ambiente. En química general se incluye el capítulo de ácidos y bases. El tema de equilibrio químico aparece explícito junto con el de cinética en una unidad de química orgánica, aunque, según los profesores, muchos aspectos se dan ya por conocidos. En segundo año estos alumnos cursan Bioquímica. Como libros básicos se utilizan el de Chang y también los de COU (Curso de Orientación Universitaria) para consulta. En ambas materias no se hacen exámenes parciales, por razones de tiempo, sí un examen escrito a final del cuatrimestre.

La administración del TPEQ, en el caso de los alumnos argentinos, se realizó durante la última clase teórica del curso, después que los alumnos se habían presentado al examen parcial donde fueron evaluados sobre trabajos prácticos de laboratorio y de resolución de problemas. En el caso de los alumnos españoles, en clases teóricas previas y cercanas a los exámenes finales.

## 5.3 Resultados

Los resultados se presentan en dos secciones. En la primera se describen los principales logros y dificultades encontradas tras analizar las respuestas del cuestionario en profundidad. En la segunda se realizan estudios comparativos de los resultados obtenidos por estudiantes de distintas carreras y de distintos países analizando si existen diferencias estadísticamente significativas.

### 5.3.1 Estudio sobre logros y concepciones alternativas

Para cada ítem del test se contabilizó el número de respuestas obtenidas en cada una de las opciones y el número de alumnos que no contestaron. Estos resultados se expresaron en porcentajes y se presentan en tablas para cada grupo de estudiantes (ver Tablas 1-5 del Anexo 2).

Un análisis detallado de los resultados obtenidos permitió individualizar los principales logros y concepciones alternativas que surgen de la resolución del test.

#### Logros

Los principales logros de los estudiantes fueron:

1. Predicen correctamente el cambio de las concentraciones de reactivos y productos cuando el sistema se aproxima al equilibrio (ítem 1).
2. Consideran la constancia de las concentraciones en el equilibrio (ítem 3).
3. Escriben la ecuación de  $K_c$  para esta reacción (ítem 4).
4. Interpretan el significado de una constante de equilibrio alta o baja (ítem 5).
5. Mencionan el aspecto dinámico del equilibrio químico (ítem 6.1).
6. Admiten la igualdad de las velocidades directa e inversa en el equilibrio (ítems 6.2, 11.1, 16.1, 22.1).
7. Reconocen el enunciado del principio de Le Chatelier (ítem 7).
8. Aplican correctamente este principio en la evolución de las concentraciones del sistema perturbado (ítems 8, 19).
9. Predicen la constancia de  $K_c$  ante modificaciones de concentración de un reactivo y del volumen del sistema a temperatura constante (ítems 12, 23).

Los resultados obtenidos se presentan en la Tabla 5.2. En los subítems, que componen los ítems 1, 5, 8, 13 y 19, se observa una elevada similitud (coherencia interna) entre los valores obtenidos en ellos. Lo mismo ocurre en los logros que se desprenden del análisis de más de un ítem: el logro 6 (ítems 6.2, 11.1, 16.1, 22.1), el logro 8 (ítems 8, 19) y el logro 9 (ítems 12, 23).

Como producto de una mirada global de estos resultados, se aprecia que los resultados positivos de los alumnos se refieren a los conocimientos directos, los que se enuncian reiteradamente al desarrollar el tema y que no involucran la aplicación

profunda de conceptos de otras unidades de la química. Dado que el test enuncia las proposiciones, los estudiantes no muestran dificultades en reconocer la versión correcta de las mismas.

Tabla 5.2: Porcentajes de respuestas correctas por grupo en los logros identificados.

Logros	UCM Biología N= 177	UCM Geología N= 144	UBA Biología... N= 115
1. Cambio concentraciones aproximación al equil.	89,3	78,7	97,4
2. Constancia de concentraciones en el equilibrio	96,0	93,8	99,1
3. Escritura ecuación de $K_c$ para esta reacción	80,8	87,5	79,1
4. Significado constante equilibrio alta o baja	89,3	82,6	94,5
5. Aspecto dinámico del equilibrio	88,1	81,9	94,8
6. Igualdad de velocidades en el equilibrio	91,7	92,2	91,0
7. Enunciado del principio de Le Chatelier (LC)	95,5	97,2	94,6
8. Aplicación LC cambio concentración y presión	75,0	63,5	77,4
9. Constancia de $K_c$ en cambios a temperatura fija	77,1	74,0	83,1

### Concepciones alternativas

Algunas dificultades encontradas, que se extraen de las respuestas de los estudiantes, permitieron agruparlas y definir las como concepciones alternativas, como, por ejemplo algunos patrones de respuestas comunes en las distintas situaciones de perturbación del equilibrio. Estas concepciones alternativas, muy difundidas e incorrectas desde el punto de vista científico, han sido definidas, en la presente investigación, de la siguiente manera:

1. “La velocidad de la reacción directa se incrementa desde la mezcla de los reactivos hasta que el equilibrio se ha establecido” (ítem 2.1).
2. “En la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las concentraciones tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial” (ítems 9.2-9.4, 14.1-14.3).
3. “En la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las velocidades tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial” (ítems 11.2, 16.2, 22.2).
4. “Si la velocidad de reacción directa aumenta, la velocidad de la reacción inversa debe disminuir y viceversa, ante cambios en las condiciones del sistema en equilibrio” (ítems 10.2, 21.2, 15.1).
5. “La constante de equilibrio permanece inalterable ante cambios de la temperatura” (ítem 17).
6. “El catalizador actúa sólo en un sentido” “El catalizador decrece la velocidad inversa” (ítem 24.2).

Los resultados obtenidos para los distintos grupos se muestran en la Tabla 5.3.

Existe, al igual que en los logros, una elevada coherencia interna en las concepciones alternativas que incluyen a varios ítems (se observaron valores similares en los distintos ítems): concepción 2 (ítems 9.2-9.4; 14.1-14.3), concepción 3 (ítems 11.2, 16.2, 22.2) y concepción 4 (ítems 10.2, 21.2, 15.1).

Tabla 5.3: Porcentajes para cada grupo en determinadas concepciones alternativas.

Concepción alternativa	UCM Biología	UCM Geología	UBA Biología...
1. Velocidad directa aumenta hasta el equilibrio	24,3	25,0	26,1
2. Concentraciones ctes en distintas situaciones equil.	33,3	33,4	21,2
3. Velocidades ctes en distintas situaciones de equil.	60,6	60,6	61,7
4. Si $v$ directa aumenta, $v$ inversa disminuye	45,4	46,1	63,7
5. Constancia de $K$ ante cambios de temperatura	72,9	63,9	34,4
6. El catalizador decrece la velocidad inversa	53,1	45,8	47,0

### 5.3.2 Estudios comparativos

Los estudios comparativos de los resultados obtenidos se realizaron a partir del análisis de los logros y concepciones alternativas de las distintas muestras y realizando un análisis estadístico de las diferencias con la prueba de *Ji-Cuadrado* en tablas de contingencia (Welkowitz y otros, 1981, Ferrán, 2001). Este estadístico es utilizado frecuentemente en investigaciones en Didáctica de las Ciencias para estudios comparativos similares, por ejemplo, en el trabajo sobre la comprensión de la energía de Trumper (1993).

La prueba de *Ji-Cuadrado* ( $\chi^2$ ) en tablas de contingencia es un contraste que se utiliza para saber si el grado de relación entre las variables es estadísticamente significativo. Se calcula comparando las frecuencias observadas con las frecuencias teóricas esperadas, bajo el supuesto de independencia. La hipótesis nula en esta prueba expresa la no relación entre las variables, esto es, que los valores de una no cambian en relación a los valores de la otra.

La decisión de rechazar o no rechazar la hipótesis nula, se toma considerando el valor del estadístico y el nivel de significación fijado por el investigador. Un valor grande del estadístico *Ji-Cuadrado* indicará importantes diferencias entre las frecuencias observadas y las teóricas; es decir, la existencia de relación entre las variables. Los niveles de significación más utilizados son 5% ( $p > 0,05$ ) o 1% ( $p > 0,01$ ) y expresan la probabilidad de rechazar la hipótesis nula siendo verdadera o con probabilidad de error de tipo I.

Para las siguientes comparaciones, la hipótesis nula afirma que no existe diferencia entre los dos grupos considerados en cada caso en lo que se refiere a las proporciones de logros o de concepciones alternativas.

La prueba estadística utilizada (*Ji-Cuadrado*) afirma si existe o no asociación entre las dos variables cualitativas, pero no indica cómo se corresponden a nivel de modalidades o categorías de esas variables. En esta etapa experimental preliminar no interesó establecer la asociación a ese nivel, dado que se persiguió el objetivo de describir el grado en que se encuentran extendidos, tanto los logros como las dificultades sobre el equilibrio químico, que se desprenden del análisis de un cuestionario escrito para las muestras estudiadas.

### 5.3.2.1 Comparación entre alumnos de la Licenciatura en Biología y alumnos de la Licenciatura en Geología de la UCM

En las Tablas 5.4 y 5.5, que se presentan a continuación, se muestran los porcentajes en las respuestas obtenidas, el valor calculado del estadístico y el nivel de significación resultante de la prueba estadística.

#### Logros

Tabla 5.4: Porcentajes de respuestas correctas para alumnos de dos carreras de la UCM.

Logros	Lic. en Biología N= 177	Lic. en Geología N= 144	Diferencias estadísticas
1. Cambio concentraciones aproximación al equil.	89,3	78,7	$\chi^2 = 2,9$ (g.l.= 8) (p = 0,94) p > 0,05
2. Constancia de concentraciones en el equilibrio	96,0	93,8	
3. Escritura ecuación de $K_c$ para esta reacción	80,8	87,5	
4. Significado constante equilibrio alta o baja	89,3	82,6	
5. Aspecto dinámico del equilibrio	88,1	81,9	
6. Igualdad de velocidades en el equilibrio	91,7	92,2	
7. Enunciado del principio de Le Chatelier (LC)	95,5	97,2	
8. Aplicación LC cambio concentración y presión	75,0	63,5	
9. Constancia de $K_c$ en cambios a temperatura fija	77,1	74,0	

#### Concepciones alternativas

Tabla 5.5: Porcentajes en concepciones alternativas para dos carreras de la UCM.

Concepción alternativa	Lic. en Biología N= 177	Lic. en Geología N= 144	Diferencias estadísticas
1. Velocidad directa aumenta hasta el equilibrio	24,3	25,0	$\chi^2 = 1,2$ (g.l.= 5) (p = 0,94) p > 0,05
2. Concentraciones ctes en distintas situaciones equil.	33,3	33,4	
3. Velocidades ctes en distintas situaciones de equil.	60,6	60,6	
4. Si v directa aumenta, v inversa disminuye	45,4	46,1	
5. Constancia de $K$ ante cambios de temperatura	72,9	63,9	
6. El catalizador decrece la velocidad inversa	53,1	45,8	

En ambas tablas se aprecia que prácticamente no existen diferencias importantes en los aciertos y dificultades que presentan alumnos de las dos carreras de la UCM. La prueba estadística indica que en ambos casos se acepta la hipótesis nula, que los resultados en logros y concepciones alternativas no varían con el grupo considerado. Esto es predecible teniendo en cuenta las trayectorias educativas semejantes, que si bien han contado con distintos profesores, éstos han implementado similares enfoques y metodologías en la enseñanza.

Surgieron algunas diferencias menores al comparar los resultados obtenidos en distintos ítems que puntúan a una concepción alternativa. Por ejemplo, para la concepción 2 se apreciaron mayores dificultades en los subítems 14.1-14.3 (promedio para ambas muestras: 39,5 y 38 %) que en los subítems 9.2-9.4 (27,1 y 28,9%), esto confirma que los estudiantes presentan mayores dificultades cuando las cuestiones se

refieren a perturbaciones de la temperatura que cuando se refieren a otra variable del sistema. También para la concepción alternativa 4 se observaron mayores dificultades en los subítems 10.2 y 21.2 (promedio para ambas muestras: 49,2 y 50,3) que en el subítem 15.1 (37,9 y 37,5%), en este caso, a los alumnos les resultó algo más sencillo asociar velocidades de reacción con temperatura al afirmar que si la velocidad directa aumentaba con el cambio en la temperatura también aumentaba la velocidad inversa, que con respecto a otras perturbaciones como el agregado de más reactivo o una disminución de la presión.

### 5.3.2.2 Comparaciones entre alumnos de la UCM y alumnos de la UBA

A continuación se muestran en las Tablas 5.6 y 5.7 los resultados obtenidos para los alumnos españoles (UCM) y alumnos argentinos (UBA), discriminados en logros y concepciones alternativas. Como no se determinaron diferencias entre las dos carreras de la UCM, estos resultados se agruparon en una sola muestra.

#### Logros

Tabla 5.6: Porcentajes de respuestas correctas UCM total y UBA en logros.

Logros	UCM N= 321	UBA N= 115	Diferencias estadísticas
1. Cambio concentraciones aproximación al equil.	84,5	97,4	$\chi^2 = 2,62$ (g.l.= 8) (p = 0,96) p > 0,05
2. Constancia de concentraciones en el equilibrio	95,0	99,1	
3. Escritura ecuación de $K_c$ para esta reacción	83,8	79,1	
4. Significado constante equilibrio alta o baja	86,3	94,5	
5. Aspecto dinámico del equilibrio	85,4	94,8	
6. Igualdad de velocidades en el equilibrio	91,9	91,0	
7. Enunciado del principio de Le Chatelier (LC)	96,3	94,6	
8. Aplicación LC cambio concentración y presión	72,4	77,4	
9. Constancia de $K_c$ en cambios a temperatura fija	75,7	83,1	

También en este análisis comparativo se observó que en los subítems, que componen los ítems 1, 5, 8, 13 y 19, existe una elevada similitud (coherencia interna) entre los valores obtenidos en ellos. También para los ítems 6.2, 11.1, 16.1 y 22.1 (que evalúan si los encuestados admiten la igualdad de las velocidades directa e inversa en el equilibrio) y para los ítems 12 y 23 (constancia de  $K$  ante cambios en concentraciones y presión a temperatura constante).

#### Concepciones alternativas

En la Tabla 5.7 se presentan los resultados obtenidos, en el sostenimiento de las concepciones alternativas detectadas, por alumnos de ambas universidades. Debido a que se observaron diferencias considerables entre las dos muestras en el porcentaje de alumnos que no contestaron los ítems, este porcentaje fue incluido en el total de la concepción alternativa para realizar el estudio comparativo.

Tabla 5.7: Porcentajes en determinadas concepciones alternativas UCM total y UBA.

Concepción alternativa	UCM N= 321	UBA N= 115	Diferencias estadísticas
1. Velocidad directa aumenta hasta el equilibrio	24,9	26,1	$\chi^2 = 24,4$ (g.l.= 5) (p = 0,000)  p < 0,01
2. Concentraciones ctes en distintas situaciones equil.	36,9	21,2	
3. Velocidades ctes en distintas situaciones de equil.	66,7	61,7	
4. Si v directa aumenta, v inversa disminuye	49,9	63,7	
5. Constancia de K ante cambios de temperatura	71,6	34,4	
6. El catalizador decrece la velocidad inversa	53,3	47,0	

Se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas entre los alumnos españoles y argentinos en lo que se refiere al sostenimiento de concepciones alternativas. Contribuyó a este hecho las diferencias encontradas en tres de las seis concepciones alternativas, en las concepciones 2, 4 y 5.

En la concepción alternativa 4 (indagada en los ítems 10.2, 15.1 y 21.2), para el caso particular de un cambio en la temperatura (subítem 15.1) se observa una diferencia notable entre ambos grupos de alumnos (UCM = 39,9%; UBA = 60,8%). Es decir, un mayor porcentaje de alumnos argentinos sostuvo la concepción de que “con un incremento de la temperatura aumenta la velocidad de la reacción inversa (favorecida por tratarse de una reacción exotérmica en la dirección en que se escribió) y disminuye la directa”.

Además de las seis concepciones alternativas tratadas, se observaron ciertas dificultades en los estudiantes de ambas muestras (UCM 41,1%; UBA 28,6%) al comparar las concentraciones de una de las especies entre el valor que alcanza con la modificación (estado perturbado de no equilibrio) y su valor en el equilibrio final (ítem 9.1).

Se puede afirmar que, en general, son mayores las coincidencias que las diferencias entre los resultados obtenidos con los estudiantes de ambos países; es decir, los alumnos presentan aciertos y dificultades comunes en ciertos puntos del fenómeno tratado.

Existen algunas diferencias a favor de la muestra de la UBA en algunos logros (no significativas) y en dos concepciones alternativas (2 y 5); y a favor de la muestra de la UCM, en la concepción alternativa de que un aumento en la velocidad directa es acompañado con una disminución en la velocidad inversa (concepción 4). Y, como ya se mencionó, una diferencia significativa en el subítem 15.1, donde sostienen que un aumento de la temperatura a una reacción en equilibrio exotérmica produce una disminución de la velocidad directa.

En párrafos siguientes se intentará emitir algunas explicaciones que den cuenta de estas diferencias a partir de analizar las diferencias en las características de la enseñanza que se imparte en las dos universidades y en las trayectorias educativas previas de los alumnos.

## **5.4 Discusión**

En los apartados siguientes se presenta una discusión sobre las características de la enseñanza que han recibido los estudiantes en las dos universidades, y una discusión sobre la medida en que los resultados obtenidos, en lo que respecta al sostenimiento de concepciones alternativas, están de acuerdo con resultados anteriores publicados en la bibliografía.

### **5.4.1 Discusión sobre la enseñanza recibida en ambas universidades**

En las asignaturas de los planes de estudio para las Licenciaturas de Biología y de Geología de la UCM, tal como lo manifiestan los profesores y los programas, se dan como conocidos muchos aspectos del equilibrio químico dado que se abordan en el bachillerato y luego es evaluado en la prueba de selectividad para ingresar en la universidad. Surge la duda, ante un tema tan abstracto y con las dificultades que presenta, si se puede descansar completamente, en el tratamiento que se realiza en nivel secundario y considerarlo como una enseñanza acabada del tema. Además, ante la reforma educativa española (LOGSE) es posible, y se presentaron algunos casos, de alumnos que no habían realizado cursos de química en el bachillerato y/o no habían tenido química en la prueba de selectividad y estaban cursando la asignatura de primer año en estas carreras.

Otro hecho que explica las dificultades encontradas en los alumnos de la UCM es que la disociación entre teoría y práctica, común en la enseñanza universitaria en general, se ve acentuada por el hecho de que las prácticas de laboratorio se realizan en una semana y en cualquier momento del cuatrimestre con lo cual no existe ninguna correlación con las clases teóricas. El caso extremo se da con los alumnos que les toca la semana de laboratorio al comienzo del curso cuando no han abordado los aspectos teóricos del tema. Ante la masiva cantidad de alumnos que se deben atender en estas carreras (aproximadamente 600 alumnos de Licenciatura en Biología y 300 alumnos de Licenciatura en Geología) la responsabilidad de la enseñanza para cada carrera descansa en distintos departamentos de la Facultad de Química.

En el caso de la asignatura de la UBA, existen diferencias curriculares que favorecerían la presentación de una enseñanza más apropiada a sus alumnos con respecto a las condiciones que vivencian los alumnos de la UCM. Por ejemplo, la carga horaria es el doble que la de las asignaturas de la UCM y cuenta con un programa completo de química general, con una secuencia lógica de la disciplina que sigue algunos de los textos mencionados y, que en cierta medida, no dan nada como totalmente sabido de cursos anteriores. Además existe cierta correspondencia temporal entre las clases teóricas, de problemas y los laboratorios de un tema.

Otra ventaja es que estos alumnos argentinos no trataron el tema equilibrio químico en la escuela media, su enseñanza en el nivel medio podría contribuir a la formación de concepciones alternativas dado el carácter abstracto y complejo de la temática. Aunque cabe aclarar que, también por el elevado número de alumnos que desean estudiar estas carreras, los alumnos de la UBA tienen que aprobar un curso anual

de ingreso a la universidad (Ciclo Básico Común), en lugar de un examen de ingreso selectivo. Durante este curso, tuvieron que realizar una química introductoria donde trataron por primera vez el tema del equilibrio químico.

Estas consideraciones permitirían explicar las diferencias encontradas a favor de los alumnos de la UBA, aunque quedaría por encontrar alguna explicación sobre los resultados en la concepción alternativa 4 que se presenta en una menor proporción en los estudiantes de la UCM. Quizás esta última diferencia pueda deberse a un mayor peso puesto durante la enseñanza en el principio de Le Chatelier, para predecir la evolución de un sistema en equilibrio perturbado, que puede haber llevado a su aplicación inapropiada a las velocidades de reacción, o a la confusión entre extensión y velocidad.

Estas diferencias encontradas entre ambas muestras de alumnos provenientes de dos países, no deberían distraer la atención sobre las importantes dificultades (concepciones alternativas sostenidas por más del 50% de los estudiantes) que perduran a la enseñanza en el nivel universitario sobre la comprensión de lo que ocurre en el equilibrio químico cuando éste es perturbado. Es decir, la persistencia de concepciones alternativas que surgen al contestar la pregunta: ¿qué cambia y qué se conserva entre dos situaciones de equilibrio después de que la primera es perturbada?

#### **5.4.2 Discusión sobre las concepciones alternativas encontradas**

En la Introducción de este capítulo se formularon dos preguntas: ¿en qué grado los resultados obtenidos están de acuerdo con estudios anteriores que se encuentran en publicaciones de enseñanza de la química? y ¿qué explicaciones se pueden formular sobre el origen de estas dificultades o concepciones alternativas?; a ambos interrogantes se intenta dar respuesta en este apartado.

A continuación se realiza una discusión pormenorizada de cada concepción alternativa, se la relaciona con los resultados encontrados por otros estudios y se emiten algunas explicaciones posibles sobre su origen:

1. *“La velocidad de la reacción directa se incrementa desde la mezcla de los reactivos hasta que el equilibrio se ha establecido”*

Cerca del 20% de los estudiantes sostuvieron esta concepción (ítem 2.1), también encontrada por Hackling y Garnett (1985) en el 23% de los alumnos australianos del último año de secundaria. Estos autores justifican esta respuesta sobre la base de las experiencias previas de los estudiantes con reacciones químicas, por ejemplo la reacción entre un trozo de magnesio y ácido clorhídrico da la impresión de que la velocidad aumenta durante el transcurso de la reacción, debido a la desaparición de la capa de óxido que posee el magnesio en la superficie.

En resumen, esta idea puede originarse en la falta de control de variables en los experimentos llevados a cabo durante la enseñanza y en las impresiones perceptivas de los sujetos.

Estos resultados ponen en evidencia que algunos estudiantes no relacionan las concentraciones con las velocidades de reacción, dado que afirman que al poner en contacto los reactivos, las concentraciones de los reactivos van disminuyendo y, contradictoriamente, que la velocidad directa aumenta. Seguramente carecen de una imagen microscópica del proceso, como el modelo de las colisiones, donde las velocidades dependen fundamentalmente del número de choques y éste de las concentraciones y temperatura.

2. *“En la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las concentraciones tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial”*

Un porcentaje significativo de alumnos considera que en la nueva situación de equilibrio las especies tienen la misma concentración que en el equilibrio inicial (ítems 9 y 14). Esta concepción alternativa fue encontrada por Barnejee (1991b) en profesores de nivel medio (20%) y estudiantes de profesorado (27%) de la India que participaron en su estudio, también en el 17% de los estudiantes australianos de secundaria en la investigación de Hackling y Garnett (1985).

Esta concepción puede interpretarse a la luz de los resultados obtenidos por Hackling y Garnett (1985) en los cuales un 50% de los estudiantes consideran que existe una relación aritmética simple entre las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio, que las concentraciones de NO y NOCl son iguales o que las concentraciones de las especies en el equilibrio corresponden a los valores de sus coeficientes estequiométricos. A modo de hipótesis, se podría suponer que los estudiantes afirmarían que las concentraciones en la nueva situación de equilibrio son iguales a las iniciales, dado que consideran que deben volver a ser iguales entre sí o iguales a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química.

También Bradley, Gerrans y Long (1990) encontraron que profesores de ciencias físicas (31%), estudiantes futuros profesores de ciencias (90%) y estudiantes secundarios sudafricanos (79%) sostuvieron que existe una relación directa entre la ecuación química ajustada y la composición de la mezcla en el equilibrio.

La confusión entre coeficientes estequiométricos y cantidades de las especies presentes en una situación experimental es denunciada por Nurrenbern y Pickering (1987). Esta concepción posiblemente se deba a que no discriminan claramente entre reacciones reversibles y reacciones que se completan (Furió y Ortíz, 1983). También puede tener su origen en una inadecuada comprensión del significado de la constancia de  $K_c$ , a temperatura fija, en la que no se discrimina bien qué es lo que queda constante, si las concentraciones o la relación entre las concentraciones expresada por la ley de equilibrio. Estas interpretaciones los llevaría a sostener la idea de que las concentraciones de las especies en el equilibrio son invariables a pesar de las modificaciones que sufre el sistema.

3. *“En la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las velocidades tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial”*

La mayoría de los alumnos responde que las velocidades directa e inversa en el equilibrio son iguales (ítems 11.1, 16.1 y 22.1), sin embargo un gran número de ellos falla al comparar las velocidades de una situación de equilibrio final (alcanzado después de una perturbación) con respecto a las velocidades en el equilibrio inicial; para ellos (aproximadamente el 60%) ambas velocidades son iguales (ítems 11.2, 16.2 y 22.2). Esta concepción fue hallada en el estudio de Banerjee (1991b) en profesores (en un 13 al 38% según la cuestión) y en estudiantes de profesorado (en un 14 al 36% según la cuestión), también en el estudio de Hackling y Garnett (1985) con estudiantes de secundaria (en un 27 al 40% según la cuestión).

Puede adjudicarse este hecho a que responden con un razonamiento de causalidad lineal, donde consideran el efecto en un sólo sentido ignorando el efecto recíproco. Deberían tener en cuenta que ante una perturbación como, por ejemplo, un aumento en la concentración de un reactivo, se produce un aumento en la velocidad directa y esto produce un aumento en la concentración de productos que, conlleva a su vez, un aumento en la velocidad inversa, con lo cual ambas velocidades aumentan con respecto a sus valores en el equilibrio inicial. Como ya se trató, una dificultad inherente al equilibrio químico como contenido, es que las causas y efectos mencionados en la secuencia anterior se dan simultáneamente.

El hecho de que los estudiantes no relacionan correctamente las concentraciones con las velocidades de reacción, puede deberse a que no conocen los factores que influyen en las velocidades de reacción, por ejemplo, no aplican en forma sistemática la teoría de las colisiones. Esto, a su vez, es una manifestación de la carencia de una imagen microscópica del sistema en equilibrio químico.

Teniendo en cuenta las dos últimas concepciones, muchos estudiantes parecen adherirse a una concepción de *equilibrio único*; es decir, el estado de equilibrio para una reacción química está dado por un único conjunto de valores para sus concentraciones y velocidades de reacción. Desde esta concepción el sistema retornaría a los valores iniciales de concentraciones y velocidades después de una perturbación. Surge la hipótesis que esta idea pueda estar también influenciada por el lenguaje utilizado en el test, que emplea la frase de “equilibrio reestablecido”, frase que, según Pedrosa y Dias (2000) puede ocasionar incorrectas interpretaciones.

4. *“Si la velocidad de reacción directa aumenta, la velocidad de la reacción inversa debe disminuir y viceversa, ante cambios en las condiciones del sistema en equilibrio”*

Está muy difundida la concepción errónea de que si la velocidad de la reacción favorecida por la perturbación aumenta, la otra disminuye (ítems 10.2, 15.1 y 21.2). Resultados similares se encontraron en alumnos australianos (Hackling y Garnett, 1985) en porcentajes que van del 43 al 63%, y también en estudiantes de profesorado (50%) y en profesores de la India (86%) (Banerjee, 1991b). Este último autor justifica el origen de esta idea en la inapropiada aplicación del principio de Le Chatelier y en la confusión entre extensión y velocidad de la reacción; así, este principio resultaría simplificado a

un razonamiento del tipo “ocurre lo contrario”: un aumento de la velocidad directa va acompañado de una disminución de la velocidad inversa.

Según Johnstone y otros (1977), también pueden estar interfiriendo algunas imágenes del sistema en equilibrio construidas a partir de las analogías empleadas en la enseñanza, como el uso reiterado de los modelos hidráulicos y mecánicos. Estas analogías han reforzado la idea de que el sistema no se encuentra en un mismo recipiente, es decir la concepción errónea denominada lateralización del equilibrio, en la que el alumno tiene la imagen de que los reactivos se encuentran por un lado y los productos por otro, y que se puede manipular cada lado de una forma independiente al otro (Furió y Ortiz, 1983; Gussarski y Gorodetsky, 1990). El uso de diagramas entálpicos, donde se ubican reactivos a la izquierda y productos a la derecha, puede haber reforzado esta idea.

Otra posible explicación a esta concepción, relacionada con la confusión velocidad - extensión, podría deberse a la influencia del peso puesto en la enseñanza a los aspectos estequiométricos: un aumento en la cantidad de productos se realiza a costa de una disminución en la cantidad de reactivos. Este razonamiento se estaría extrapolando acríticamente al análisis cinético.

En el caso particular de un cambio en la temperatura se observa muy extendida la concepción de: “*Con un incremento de la temperatura aumenta la velocidad de la reacción favorecida y disminuye la otra*”. En nuestro caso los alumnos sostienen que al ser una reacción exotérmica un aumento de la temperatura produce un aumento de la velocidad inversa (reacción favorecida) pero una disminución en la velocidad directa (60% argentinos y 40% españoles).

Por último, el origen de estas dificultades podría atribuirse a dos cuestiones, relacionadas con la integración de distintas nociones básicas de la química tratados en distintos momentos del programa: (a) la no utilización del modelo cinético molecular y su aplicación en la teoría de las colisiones: un aumento en la temperatura del sistema implica un aumento en las velocidades de ambas reacciones y (b) la no diferenciación de los enfoques termodinámico y cinético en el análisis, por ejemplo, si una reacción es endotérmica en un sentido será exotérmica en sentido contrario, y esto no significa que una velocidad aumente y otra disminuya ante un cambio de temperatura.

##### 5. “*La constante de equilibrio permanece inalterada ante cambios de la temperatura*”

Muchos estudiantes mantienen la igualdad de  $K_c$  ante cambios de la temperatura (ítem 17). Banerjee (1991b) observó esta dificultad en el 46% de los alumnos universitarios encuestados y en el 27% de los profesores de secundaria de química, Hackling y Garnett (1985) en el 27% de los estudiantes australianos y Stavridou y Solomonidou (2000) en el 10% de los estudiantes griegos de bachillerato. En nuestro estudio resulta llamativo el elevado porcentaje de alumnos de la UCM (69% en promedio) que sostienen esta concepción.

Esta idea puede deberse a que no se resalta en la enseñanza las condiciones de validez para la constancia de  $K_c$ . También puede tener su origen en la concepción alternativa de la constancia de las concentraciones en distintas situaciones de equilibrio independientemente de las perturbaciones que sufra el sistema: si los valores de las

concentraciones en el equilibrio son siempre los mismos también será igual su relación en la constante de equilibrio.

#### 6. *“El catalizador actúa sólo en un sentido” “El catalizador decrece la velocidad inversa”*

Los estudiantes sostienen la concepción alternativa de que la adición de un catalizador puede afectar a las velocidades de la reacción directa y de la inversa en forma diferente. Por ejemplo, el 71% de los estudiantes de la UBA sostiene que con la adición del catalizador aumentará la velocidad directa (ítem 24.1) pero sólo un 31% afirma que también lo hará la velocidad inversa (ítem 24.2). Por su parte, el 91% de los estudiantes de la UCM sostiene que con la adición del catalizador aumentará la velocidad directa pero sólo un 37% afirma que también lo hará la velocidad inversa.

Esta concepción alternativa también se observó en el 27% de los estudiantes de secundaria australianos (Hackling y Garnett, 1985), en más del 30% en promedio de estudiantes y profesores sudafricanos (Bradley, Gerrans y Long (1990) y en estudiantes de secundaria ingleses (Johnstone y otros, 1977).

Por su parte, Gussarsky y Gorodetsky (1988) comprobaron, con un test de asociaciones de palabras, que los alumnos asociaban fuertemente a los catalizadores con las reacciones que se completaban. Los estudiantes creerían que la función del catalizador en un sistema en equilibrio químico es obtener mayor cantidad de producto.

Como se trató en el capítulo 4, otra fuente de esta dificultad puede encontrarse en la influencia del lenguaje vago e impreciso utilizado en los textos y en la enseñanza, tal como lo sugieren Pedrosa y Dias (2000).

También es interesante destacar que algunos estudiantes durante la realización del test piden aclaración sobre el catalizador, si se trata de un catalizador “positivo” o “negativo”. Esta es una idea incorrecta inducida en la enseñanza y por algunos textos dado que, tal como lo aclara Hadlington (1995), no existen los catalizadores negativos.

En definitiva, los estudiantes no tienen en cuenta la existencia de un camino de reacción por el mismo estado de transición para ambas reacciones y que el catalizador disminuye la energía de activación, lo cual influye en ambas velocidades de reacción. La adición de un catalizador a una reacción en equilibrio es otro aspecto de cinética química donde los estudiantes presentan dificultades; sin embargo, es un aspecto generalmente poco abordado en la instrucción y no integrado al tema del equilibrio químico.

## **5.5 Conclusiones del estudio preliminar**

En esta etapa de la investigación se ha indagado, a través de un test escrito de administración masiva (Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico), los logros en la comprensión del equilibrio químico y las dificultades conceptuales que persisten

después de la enseñanza, en 436 estudiantes universitarios, españoles y argentinos, de primer año de las carreras de Licenciatura en Biología y Licenciatura en Geología.

Los resultados hallados se han discutido en función de las trayectorias educativas de los estudiantes y en función de las aportaciones publicadas por otros estudios.

A continuación se enumeran las principales conclusiones de esta etapa y la medida en que se han cumplido los objetivos propuestos en la introducción de este capítulo.

### **1. El test utilizado ha permitido detectar logros de los estudiantes.**

Como puede observarse en la Tabla 5.6, la gran mayoría de los estudiantes predicen correctamente el cambio de las concentraciones de reactivos y productos cuando el sistema se aproxima al equilibrio, consideran la constancia de las concentraciones en el equilibrio, escriben la ecuación de  $K_c$  para esta reacción, interpretan el significado de una constante de equilibrio alta o baja, mencionan que en el equilibrio químico las reacciones siguen ocurriendo, admiten la igualdad de las velocidades directa e inversa en el equilibrio, reconocen el enunciado del principio de Le Chatelier, aplican correctamente este principio en la evolución de las concentraciones del sistema perturbado, predicen la constancia de  $K_c$  ante modificaciones de concentración de un reactivo y del volumen del sistema a temperatura constante.

Estos resultados muestran logros generalizados de los estudiantes ya que fueron sostenidos, en promedio, por más de 70% de la muestra total.

### **2. Los estudiantes de primer curso de la universidad, después de abordar el tema del equilibrio químico, mantuvieron concepciones alternativas.**

En el análisis de los cuestionarios se detectaron dificultades en aspectos conceptuales relacionados con:

- (a) la aproximación al equilibrio,
- (b) los factores que afectan la constante de equilibrio,
- (c) la comparación de dos estados de equilibrio consecutivos alcanzados después que el primero es perturbado, y
- (d) el efecto que produce la incorporación de un catalizador al sistema en equilibrio químico.

Sobre estos aspectos se identificaron 6 concepciones alternativas que se encontraron muy difundidas, entre el 21 al 71% de los estudiantes (ver Tabla 5.7) que ya habían culminado la enseñanza del tema.

### **3. No existieron diferencias estadísticamente significativas, tanto en logros como en concepciones alternativas sobre el equilibrio químico, entre alumnos de primer curso de distintas carreras y universidades de Argentina y España.**

En los estudios comparativos no se evidenciaron diferencias estadísticamente significativas en logros y en concepciones alternativas entre alumnos de las dos carreras de la UCM (Ver Tablas 5.4 y 5.5). Tampoco en los logros observados entre alumnos, de edades semejantes, pertenecientes a las dos universidades (UBA y UCM) (Tabla 5.6). Sí se observaron, para este último caso, algunas diferencias en el sostenimiento de las concepciones alternativas (Tabla 5.7). Algunas justificaciones expresadas para dar cuenta de esas diferencias se apoyaron en las diferentes trayectorias educativas de los alumnos y en las características de los cursos y programas.

De cualquier modo, las pequeñas diferencias encontradas quedan minimizadas ante la magnitud de las dificultades observadas en ambos grupos: cuatro de las seis concepciones fueron sostenidas por más del 50% de los encuestados. Por lo tanto se considera **verificada la Hipótesis I formulada en este capítulo.**

#### **4. Los logros hallados están relacionados con aspectos operativos y definiciones que se aprenden mecánicamente por su reiterada mención en la enseñanza.**

En un análisis de los logros en conjunto, se aprecia que, en general, los aciertos de los alumnos en el TPEQ se refieren a los conocimientos directos, los que se enuncian reiteradamente al desarrollar el tema y que no involucran la aplicación profunda de modelos conceptuales más explicativos. Por ejemplo, más del 80% de los estudiantes escribieron la ecuación correcta de la constante de equilibrio  $K_c$ , con lo que demostraron tener aprendido el algoritmo. También reconocieron la constancia de las concentraciones en el equilibrio y la igualdad de las velocidades directa e inversa en el equilibrio.

Dado que el test presenta en forma escrita las proposiciones, los estudiantes no mostraron dificultades en reconocer la versión correcta de las mismas, por ejemplo, el enunciado del principio de Le Chatelier o el significado de una constante de equilibrio alta o baja.

En definitiva, los logros hallados están relacionados con aspectos operativos y definiciones que se aprenden mecánicamente por su reiterada mención y aplicación en la enseñanza.

#### **5. Las concepciones alternativas encontradas, después de tratar el tema del equilibrio químico en la universidad, resultaron similares a las identificadas en otros estudios con alumnos de educación secundaria.**

En el Apartado 5.4.2, donde se discutió cada una de las concepciones alternativas, se aportó evidencia, a partir de la revisión bibliográfica realizada, que estas concepciones habían sido detectadas, con porcentajes no siempre mayores, en estudiantes de secundaria.

En resumen, las seis concepciones alternativas fueron halladas en estudiantes de secundaria y, a excepción de la Concepción alternativa 1, las demás también fueron identificadas en profesores y en futuros profesores de nivel medio.

**6. En las publicaciones revisadas en la investigación bibliográfica se hallaron explicaciones posibles sobre el origen de las concepciones alternativas detectadas en nuestro estudio.**

En la discusión de cada una de las concepciones alternativas identificadas (ver Apartado 5.4.2), se aportaron los argumentos, empleados por los autores de las investigaciones, sobre diferentes explicaciones posibles sobre los orígenes de estas dificultades.

A continuación, se enumeran estas explicaciones posibles formuladas sobre el origen de las concepciones alternativas encontradas, donde se ha tenido en cuenta los resultados del estudio bibliográfico realizado sobre el aprendizaje del equilibrio químico (Capítulo 4):

1. Los estudiantes sostienen que la velocidad de la reacción directa se incrementa desde la mezcla de los reactivos hasta que se logra el equilibrio (Concepción alternativa 1) porque no relacionan las concentraciones con las velocidades de reacción. Seguramente carecen de una imagen microscópica del proceso, como el modelo de las colisiones.
2. Los estudiantes afirmarían que las concentraciones en la nueva situación de equilibrio son iguales a las iniciales (Concepción alternativa 2), dado que consideran que deben volver a ser iguales entre sí o iguales a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química, y/o porque la constante de equilibrio no cambia.
3. Los estudiantes afirmarían que las velocidades en la nueva situación de equilibrio son iguales a las iniciales (Concepción alternativa 3) ya que aplican un razonamiento de causalidad lineal, donde consideran el efecto en un sólo sentido ignorando el efecto recíproco simultáneo. Parecería que los alumnos no aplican el modelo de las colisiones (imagen microscópica del sistema).
4. Los estudiantes mantendrían invariable la constante de equilibrio ante cambios de la temperatura (Concepción alternativa 5) porque no distinguen claramente qué cambia y qué se conserva en el equilibrio químico. También porque sostienen la concepción alternativa 2: si los valores de las concentraciones en el equilibrio son siempre los mismos también será igual su relación en la constante de equilibrio.
5. Los estudiantes concebirían al equilibrio como un estado único (Concepciones alternativas 2, 3, 5), porque asocian el concepto equilibrio con igualdad, o porque aplican de una forma incorrecta el principio de Le Chatelier asumiendo que el sistema contrarresta totalmente el efecto de cualquier perturbación.
6. Los estudiantes afirmarían que si la velocidad directa aumenta ante una perturbación del equilibrio la velocidad inversa debe disminuir (Concepción alternativa 4) porque estarían aplicando en forma mecánica el principio de Le Chatelier a las velocidades. Estarían confundiendo extensión con rapidez.
7. Los estudiantes creerían que la función del catalizador en un sistema en equilibrio químico es obtener mayor cantidad de producto, por eso afirman que el catalizador en un sistema en equilibrio químico aumenta la velocidad directa y disminuye la velocidad inversa (Concepción alternativa 6).

En etapas posteriores de esta investigación se profundizará el estudio de las concepciones alternativas sobre el equilibrio químico y se intentará verificar estas explicaciones posibles sobre el origen de las dificultades, para lo cual será necesario utilizar otro tipo de metodología, por ejemplo entrevistas, que permitan entender mejor las relaciones que subyacen entre estas concepciones y sus posibles orígenes.

En definitiva, en este estudio experimental preliminar se comprobó que alumnos de ambos países no presentan dificultades en algunos aspectos del tema del equilibrio químico. El instrumento utilizado permitió evaluar aciertos o logros que surgen como producto de la enseñanza. Esto es importante pues, frecuentemente, las investigaciones sobre el conocimiento de los alumnos se centran en lo que los alumnos no saben o en la búsqueda de errores. Esto, además de que influye sobre la predisposición afectiva de los encuestados, constituye una limitación de dichos estudios dado que reduce la información hallada y empobrece la emisión de hipótesis y conclusiones.

El test TPEQ, por ser un test escrito con opciones, tiene la limitación que no permite a los encuestados expresarse en respuestas abiertas. No obstante, presenta las siguientes ventajas:

- (a) abarca en forma exhaustiva una reacción química relacionando distintos capítulos de la disciplina;
- (b) sirve para que los alumnos incorporen el estudio de las velocidades de reacción en el estudio del equilibrio químico;
- (c) es un instrumento de administración masiva que permite evaluar dificultades que perduran después de la enseñanza de otros temas anteriores al equilibrio;
- (d) permite identificar claramente concepciones alternativas sobre el equilibrio químico;
- (e) la contestación del mismo resulta un estímulo positivo para el estudiante, dado que los alumnos pueden contestar sin dificultades parte del mismo y formular interrogantes sobre aspectos que no tienen claros; y
- (f) constituye una herramienta útil de enseñanza, dado que puede suministrarse, todo o una parte, para su discusión en grupos de alumnos o entre los alumnos y el profesor.

Dado que los alumnos han sido evaluados con este test, luego de finalizada la enseñanza del tema en la universidad, el hecho de que las dificultades halladas se presenten tan extendidas pone en evidencia que el tipo de enseñanza frecuente en estos cursos presenta serias deficiencias, muchas de las cuales fueron mencionadas en la introducción de esta memoria, cuando se enumeraron las carencias de la enseñanza universitaria.

En el capítulo siguiente se presenta el diseño de una Propuesta Didáctica que tiene en cuenta las dificultades halladas en esta investigación experimental preliminar y contempla muchos de los aspectos teóricos señalados hasta aquí en los capítulos anteriores.

## CAPÍTULO 6

### DISEÑO DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA

#### 6.1 Introducción

En este capítulo se presentan los fundamentos y las características de la Propuesta Didáctica elaborada. El propósito general de esta etapa fue diseñar una propuesta de enseñanza sobre el equilibrio químico, que tuviera en cuenta la información discutida en los capítulos anteriores, para ser desarrollada en primer curso de la universidad, con el objetivo de superar las dificultades encontradas y favorecer la construcción de un conocimiento básico y apropiado sobre el tema.

La elaboración de la propuesta de enseñanza, se lleva a cabo sobre la base de los fundamentos epistemológicos, psicológicos y didácticos presentados y sobre los resultados de la revisión bibliográfica sobre el aprendizaje y la enseñanza del tema del equilibrio químico. Así mismo, se basa en los resultados obtenidos en la etapa experimental preliminar. Las etapas posteriores consistirán en su aplicación y evaluación con alumnos españoles y argentinos.

Los apartados que complementan la introducción de este capítulo son:

- . **Fundamentos de la Propuesta Didáctica**
- . **Módulos y actividades**
- . **Juicio de expertos**
- . **Aspectos metodológicos**
- . **Conclusiones**

#### 6.2 Fundamentos de la Propuesta Didáctica (PD)

Las consideraciones teóricas abordadas en los capítulos anteriores constituyen fundamentos que guiaron el diseño de la Propuesta Didáctica (PD). A continuación se retoman algunas de estas consideraciones para ubicarlas en el contexto de la elaboración de esta propuesta de enseñanza.

### 6.2.1 Sugerencias didácticas consideradas en la elaboración de la PD

De todas las sugerencias formuladas por los investigadores de las concepciones alternativas de los estudiantes (Apartado 4.2.1.4) se prestó especial interés, en la elaboración de la propuesta de enseñanza, a las siguientes:

- . Distinguir explícitamente lo que tienen en común y diferente los conceptos de: equilibrio (vida cotidiana), equilibrio físico y equilibrio químico y, evitar abreviar equilibrio químico por equilibrio.
- . Hacer hincapié en la interpretación molecular de las reacciones químicas.
- . Integrar, adecuadamente, los principios de estequiometría al estudio del equilibrio químico.
- . Consolidar la diferencia entre los conceptos: masa - concentración, y velocidad - extensión de la reacción.
- . Favorecer formas de razonamiento basadas en el carácter dinámico del equilibrio, facilitando pensar en términos de moléculas y de mecanismos elementales de reacción.
- . Utilizar la noción de equilibrio dinámico como un modelo explicativo ante ideas como la reversibilidad y la incompleta conversión en las reacciones químicas.
- . Usar gráficos concentración versus tiempo para ilustrar lo que le ocurre a un sistema en equilibrio al ser perturbado.
- . Incorporar lo que le ocurre al sistema en equilibrio al agregar un catalizador.

Además de las sugerencias mencionadas anteriormente, de la etapa experimental preliminar (Capítulo 5) pueden emitirse las siguientes implicaciones didácticas:

- . Hacer hincapié en lo que ocurre con las concentraciones de reactivos, las concentraciones de productos y las velocidades de reacción, en la aproximación al equilibrio.
- . Diferenciar tres estados o situaciones: equilibrio inicial, modificado (o perturbado, de no equilibrio) y equilibrio final.
- . Profundizar la aplicación del modelo cinético molecular a través de la utilización del modelo de colisiones para visualizar los factores que influyen en la velocidad de reacción.
- . Comparar las concentraciones y velocidades de dos estados de equilibrio consecutivos que se logran después que el primero es perturbado.
- . Diferenciar los conceptos de extensión e inmediatez para la reacción química.
- . Emplear niveles de explicación complementarios entre sí: estudio de las velocidades de reacción, el principio de Le Chatelier, y el enfoque termodinámico.
- . Brindar interpretaciones de cómo actúa un catalizador en el equilibrio.

### 6.2.2 Cuestiones problemáticas que afronta la Propuesta Didáctica

La Propuesta Didáctica está orientada a hacer frente a las siguientes problemáticas didácticas, que han sido desarrolladas, en alguna medida, en los capítulos anteriores:

- . Concepciones e imágenes de los alumnos.
- . La construcción de modelos mentales.

- . La construcción de conceptos estructurantes.
- . Niveles de representación de la materia.
- . El aprendizaje del nivel microscópico.
- . El aprendizaje de gráficos.
- . El aprendizaje cooperativo en grupos pequeños.
- . La enseñanza a cursos numerosos.
- . El seguimiento de los aprendizajes.

En el diagnóstico realizado sobre la enseñanza en la universidad, se destacó que la enseñanza se imparte a grupos numerosos de alumnos en una misma aula, donde los estudiantes no interactúan cooperativamente con sus pares. Generalmente, los alumnos atienden a clases expositivas y asumen la función de registradores de apuntes. En este tipo de enseñanza los alumnos tienen poco contacto con fenómenos y con imágenes adecuadas, que les faciliten la construcción de modelos explicativos abarcadores. Tampoco se realiza un seguimiento de las ideas e imágenes que van construyendo a medida que transcurren las clases.

También se ha constatado que los estudiantes tienen dificultades para relacionar correctamente los distintos niveles de representación de la materia: (1) macroscópico (experimental), (2) microscópico o submicroscópico (representaciones de partículas: átomos, moléculas, iones), (3) el simbólico (ecuaciones, símbolos) y (4) gráficos y diagramas (de propiedades macroscópicas). Por ello, la Propuesta Didáctica se concentra en los niveles microscópico y gráfico, dado que, además de considerarlos apropiados para los objetivos de este trabajo, son los niveles en que menos hincapié se hace en la enseñanza. La intervención que se promueve con el desarrollo de esta propuesta puede adaptarse al enfoque de enseñanza frecuente de esta temática en el ámbito universitario, consistente en clases teóricas, experimentales y de problemas.

Las representaciones con partículas proporcionan imágenes adecuadas del sistema, que aportan elementos sobre la composición, estructura, interacciones internas y condiciones que definen el sistema. Los gráficos XY, fundamentalmente de concentraciones o velocidades de reacción versus tiempo, permiten reconocer relaciones causales al seguir al sistema desde su origen (aproximación al equilibrio), en el estado de equilibrio y en su evolución ante una perturbación, resaltando en cada caso qué cambia y qué se conserva.

En el estudio histórico se mostró cómo Guldberg y Waage o Le Chatelier buscaban principios o leyes generales para la química que hasta ese momento era considerada como una ciencia puramente empírica. En este sentido, para ir más allá de suministrar excesiva información inconexa, la PD debe procurar presentar los conceptos o principios estructurantes de la disciplina, por ejemplo los conceptos de sustancia y el modelo cinético - molecular.

La inapropiada adquisición de la naturaleza discontinua y cinética de la materia ha mostrado estar en el origen de un conjunto de concepciones alternativas en química (Nakhleh, 1992). Este modelo cinético-molecular aplicado a la reacción química lleva a la teoría de las colisiones, que es un concepto central en la comprensión de la química (Cachapuz y Maskill, 1987).

De la teoría de procesamiento de la información, abordada en la fundamentación, se desprenden dos afirmaciones que tienen implicaciones directas en el aprendizaje de estos modelos, la primera es que los estudiantes filtran lo que el profesor les dice y segundo que la cantidad de información que pueden procesar es limitada. Así, por ejemplo en las clases teóricas magistrales no existe una transferencia directa del conocimiento que expresa el profesor a la mente del alumno, dado que el alumno da significado a esa información que recibe; además, este proceso activo es limitado debido a que se satura fácilmente. La construcción de modelos con mayor amplitud explicativa, como el modelo cinético- molecular, brinda un conocimiento previo que ayuda a interpretar muchos fenómenos de la química y, de esta manera, se constituye en una unidad de información de orden superior que deja libre espacio en la memoria de corto plazo para organizar más información. Por otra parte, este modelo permite dar sentido a la nueva información e integrarla al conocimiento existente en la memoria de largo plazo, lo que facilita su posterior recuperación. Ya que estos modelos enseñados están asociados a imágenes son más fácilmente recuperables, esto ocurre con los conceptos que se codifican simultáneamente en forma proposicional y como imagen.

Por otro lado, al abordar el tema del equilibrio químico es importante resaltar qué se conserva en el sistema en equilibrio; al estar hablando de un sistema cerrado en el que se produce una reacción química, además de la conservación de los elementos, se conserva el número de átomos, aunque esto no impide que puedan reagruparse para formar parte de moléculas nuevas distintas de las que formaban parte originalmente. Por tratarse de un sistema a temperatura constante, la energía total del sistema permanece constante, a pesar de ello, el sistema cambia variando la distribución de la energía.

En síntesis, las actividades de esta propuesta de enseñanza, que consisten fundamentalmente en cuestiones presentadas con representaciones de partículas y gráficos lineales XY, procuran hacer explícitas las concepciones de los estudiantes, discutir las en pequeño grupo y en una puesta en común.

### **6.2.3 Un enfoque basado en una progresión de modelos**

Ya se ha hecho mención que, tanto los diseñadores del currículo como los autores de textos, emplean versiones simplificadas de modelos científicos o de modelos históricos para formular sus modelos curriculares sobre un tema. Los profesores adaptan esos modelos y construyen modelos de enseñanza con el objetivo de facilitar a los alumnos la comprensión del sistema a estudiar. En este apartado se discute sobre un enfoque de enseñanza basado en la secuenciación de modelos curriculares y de modelos de enseñanza.

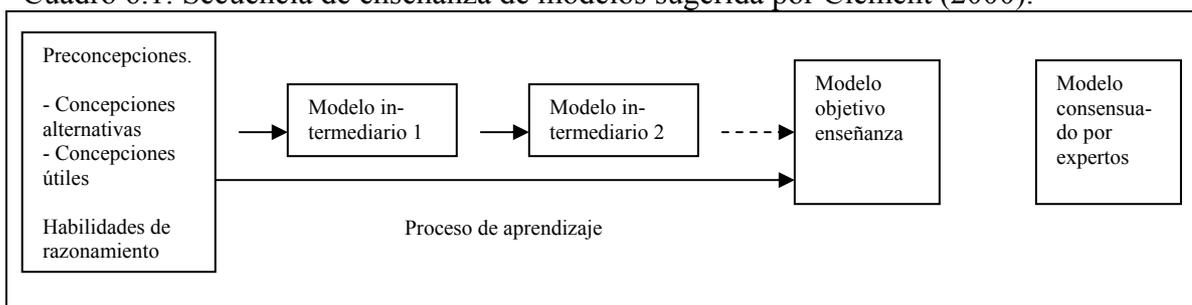
En el caso del aprendizaje de un tema abstracto como el equilibrio químico, sobre el cual los estudiantes no tienen concepciones previas específicas desarrolladas en su experiencia cotidiana, se debe ofrecer a los alumnos modelos, con sus respectivas imágenes asociadas, para que no recurran a razonamientos analógicos apoyados en los significados cotidianos del término equilibrio y en sistemas físicos relacionados (como la balanza o nivelaciones hidrostáticas). Como se fundamentó en el Capítulo 2, los estudiantes deben poner en juego los modelos que van construyendo en el ámbito

educativo, aplicarlos, ampliarlos y reestructurarlos con los nuevos contenidos que se van introduciendo.

Esta investigación, y otras citadas anteriormente, han demostrado la presencia de concepciones alternativas en los estudiantes acerca del concepto equilibrio químico y en conceptos subordinados, necesarios para su comprensión, como reacción química, estequiometría, naturaleza corpuscular, etc. Por ello, la propuesta didáctica que se presenta a continuación ha adoptado el enfoque sugerido por Clement (2000) sobre la construcción de modelos en la clase. Este enfoque parte de cierto diagnóstico sobre las preconcepciones y habilidades de razonamiento de los estudiantes que poseen antes de la enseñanza del contenido a abordar. En las preconcepciones se incluye tanto las concepciones alternativas como las concepciones útiles, compatibles con el conocimiento aceptado.

En este enfoque el proceso de aprendizaje consiste en recorrer un camino a través de uno o más *modelos intermediarios* hasta alcanzar el *modelo objetivo* de la enseñanza propuesto por el educador. Este “target model” es el estado de conocimiento deseable, que se espera se alcance después de la instrucción y puede no ser tan sofisticado como el modelo científico consensuado por expertos o modelo científico. Estas relaciones se esquematizan en una secuencia en el Cuadro 6.1.

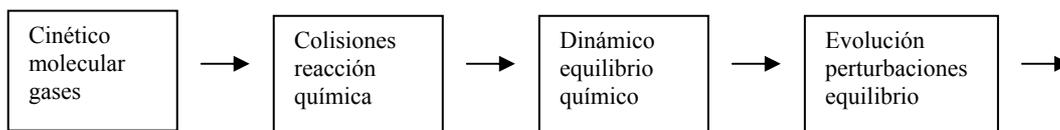
Cuadro 6.1: Secuencia de enseñanza de modelos sugerida por Clement (2000).



Para la Propuesta Didáctica sobre el equilibrio químico, los modelos intermediarios abordados son:

- Modelo cinético molecular para gases (naturaleza corpuscular de la materia).
- Modelo de las colisiones para la reacción química.
- Modelo del equilibrio dinámico para el equilibrio químico.
- Modelo del equilibrio químico como un sistema que contrarresta parcialmente el efecto de una perturbación.

Estos cuatro modelos intermediarios siguen la siguiente secuencia lógica:



El modelo objetivo de la enseñanza en esta propuesta es un modelo sobre el equilibrio químico que integre a los cuatro modelos intermedios anteriores. Sobre este modelo se podrán construir otros más complejos donde se profundicen aspectos más formales de termodinámica, es decir, que se aproximen progresivamente al modelo consensuado por los expertos. Esta profundización desde la termodinámica puede realizarse más adelante en el programa de la materia Química General; por ejemplo el texto Chang (1999) lo aborda en capítulo 18 con el nombre “Entropía, energía libre y equilibrio”.

Modelo objetivo de enseñanza → modelo sobre el equilibrio químico que integra los cuatro modelos intermedios anteriores
-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

En esta secuencia de modelos cada uno precisa la comprensión del anterior. Con respecto al cuarto modelo sobre evolución del equilibrio perturbado, al hacer preguntas sobre las velocidades de reacción, en el estado modificado y en la nueva situación de equilibrio en comparación con el equilibrio inicial, los estudiantes tienen que pensar en la composición del sistema, es decir recurrir a los tres modelos anteriores. Tienen que describir la nueva situación del sistema (concentraciones de reactivos y productos y la temperatura) y, a través del modelo de las colisiones, predecir las nuevas velocidades de reacción. Sin perder de vista que el sistema se encuentra en un recipiente único y cerrado, donde coexisten todas las especies de los reactivos y productos en ciertas concentraciones y en ciertas condiciones.

En la propuesta didáctica se han considerado sólo sistemas en equilibrio homogéneo en fase gaseosa, ello requiere la comprensión por parte de los alumnos del comportamiento de los gases y una visión microscópica de la reacción química. Esta decisión se basa en la necesidad de no introducir una dificultad extra sobre la naturaleza de las sustancias involucradas, como la naturaleza del soluto y del solvente en el caso de equilibrios con disoluciones. Por ejemplo, en el estudio de Camacho y Good (1989) tanto los novatos como los expertos obtuvieron mejores resultados en la resolución de problemas para el caso de sistemas en equilibrio en fase gaseosa que en fase en disolución, estos resultados fueron explicados porque las especies en las soluciones son más abstractas y más difíciles de conceptualizar (cationes, aniones, moléculas) que las moléculas del estado gaseoso. En este sentido, Angus (1966) ya había sugerido comenzar a discutir la naturaleza y características del equilibrio químico a partir del caso más simple de un sistema homogéneo a temperatura constante.

#### **6.2.4 La inclusión de cuatro modelos intermediarios**

La secuencia de actividades incorpora la presentación progresiva de los cuatro modelos mencionados:

. *Modelo cinético molecular para gases (naturaleza corpuscular de la materia).*

Las actividades diseñadas ponen el foco en dos cuestiones: la diferenciación masa-concentración y la comprensión de que el número de choques entre moléculas de

un gas depende de la concentración y la temperatura. Para estas cuestiones se utilizan situaciones con representaciones con partículas, que también permiten resaltar la existencia de vacío entre las moléculas representadas.

*. Modelo de las colisiones para la reacción química.*

En primer lugar se presentan situaciones que permiten relacionar la ecuación química (nivel simbólico) con representaciones con partículas (nivel microscópico). Por ejemplo se utilizan dos cuestiones publicadas por Nurrembern y Pickering (1987). Posteriormente, y relacionándolo con el modelo cinético molecular, se presentan situaciones que hacen referencia al modelo de las colisiones para explicar el cambio químico. Este modelo resalta el hecho de que la velocidad de reacción química depende del número de choques de las moléculas reaccionantes y éste, a su vez, depende de las concentraciones de las especies que participan en la reacción y de la temperatura. Posteriormente en el desarrollo del programa se tornará más complejo este modelo, con el estudio de la unidad de cinética química, en la cual se abordará la teoría de las colisiones con la introducción de la energía de activación y el factor espacial.

*. Modelo del equilibrio químico como un equilibrio dinámico.*

Las primeras actividades se orientan hacia la construcción de una imagen de un sistema en equilibrio en lo que se refiere a su ubicación (sistema cerrado, no compartimentado) y a su composición; es decir, estas actividades hacen referencia a la coexistencia de todas las especies en un mismo recipiente y a revisar la idea errónea de que la cantidad de cada uno de los reactivos o productos presentes es igual al coeficiente estequiométrico respectivo. Otras dos ideas que se abordan son que en el equilibrio se mantienen las concentraciones constantes en el tiempo a temperatura fija y que la composición de la mezcla define el valor de la constante de equilibrio. Posteriormente se pone el énfasis en cómo se alcanza el estado de equilibrio a partir de una mezcla inicial de reactivos.

Luego, las actividades tratan sobre la evolución de las concentraciones cuando el equilibrio químico es perturbado, utilizando situaciones con partículas y gráficos concentración - tiempo. Se emplea el modelo de colisiones para interpretar la evolución de las velocidades de reacción directa e inversa, y su igualación en el equilibrio. Incluso el aspecto dinámico del equilibrio químico se aborda desde cuestiones que emplean representación de partículas.

Para Baker (2001) la construcción de la idea básica del equilibrio dinámico depende de que los estudiantes tengan un modelo cinético - molecular para el cambio químico. Por ello, la persistencia de una visión continua de la materia constituye un serio obstáculo para la correcta comprensión del equilibrio químico. Para Van Driel y Gräber (2002) el modelo del equilibrio dinámico ofrece un marco explicativo adecuado para enfrentar la desorientación que produce en los alumnos la introducción de la reversibilidad y la incompleta conversión de las reacciones químicas.

La idea de compartimentación del equilibrio es frecuente en algunos alumnos que le asignan un comportamiento pendular, ya que sostienen que después de que la reacción directa se completa comienza la reacción inversa. Para superar esta concepción errónea es necesario apoyar la construcción de la idea de que ambas reacciones ocurren

simultáneamente y que diferentes partículas de la misma especie pueden participar en diferentes procesos al mismo tiempo (Van Driel, de Vos y Verloop, 1999).

*. Modelo del equilibrio químico como un sistema que contrarresta parcialmente el efecto de una perturbación.*

A partir de la aplicación del principio de Le Chatelier se discute sobre la evolución del sistema y cómo serán las concentraciones de las especies, las velocidades de reacción y la constante de equilibrio en la nueva situación de equilibrio alcanzada. Para predecir lo que ocurre con las velocidades de reacción se aplica también el modelo de las colisiones. Se presentan situaciones con partículas donde los estudiantes tienen que predecir la evolución del sistema en equilibrio perturbado, por ejemplo la propuesta hecha por Huddle (1998).

En la etapa experimental preliminar se detectó la idea incorrecta “en la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las concentraciones tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial”. Para superarla se emplean situaciones con gráficos cuyo objetivo es ayudar en la identificación y en la diferenciación de los tres estados o momentos: equilibrio inicial, modificado (o perturbado de no equilibrio) y equilibrio final. Los estudiantes muestran dificultades en individualizar estos estados y para ello resultan de utilidad los gráficos concentración vs. tiempo en sistemas que se aproximan al equilibrio y en sistemas perturbados como el que muestra, por ejemplo, Yang (1993).

Similares situaciones se incorporan pero con gráficos velocidad - tiempo, que ayudan a revertir la idea de que las velocidades de reacción en el equilibrio final, alcanzado después de la perturbación, son iguales a las velocidades en el equilibrio inicial, independientemente a que hayan cambiado las concentraciones o la temperatura.

Otras actividades con partículas y gráficos ponen el foco en la confusión entre la extensión y la velocidad de la reacción; por ejemplo la inapropiada aplicación del principio de Le Chatelier a las velocidades de reacción cuando se afirma que “si la velocidad directa aumenta, la velocidad inversa debe disminuir y viceversa”, ante cambios en las condiciones del sistema en equilibrio, idea sostenida por muchos estudiantes en el estudio preliminar.

Por último, se aborda el problema de la comprensión de la influencia de un catalizador sobre un sistema en equilibrio, a partir de representaciones con partículas que intentan mostrar cómo se produce simultáneamente tanto la acción del catalizador sobre la reacción directa como sobre la inversa. También se emplean gráficos para realizar el seguimiento de las concentraciones y de las velocidades antes y después del agregado de un catalizador al sistema en equilibrio químico.

Algunas actividades incluyen la discusión sobre la naturaleza de los modelos en la ciencia, dado que una mejor comprensión de la función y naturaleza de los modelos ayuda a realizar mejores inferencias de los modelos construidos.

## 6.3 Módulos y actividades de la Propuesta Didáctica

Las actividades de la propuesta didáctica que se les entregaron a los alumnos se dividieron, de acuerdo al tiempo y número de sesiones disponibles, en tres módulos. Las actividades que abarcó cada módulo son:

Módulo 1: actividades 1-8

Módulo 2: actividades 9-17

Modulo 3: actividades 18-26

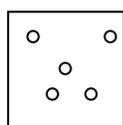
A continuación se presentan las actividades con una breve introducción donde se discute el propósito de la misma.

### 6.3.1 Módulo 1

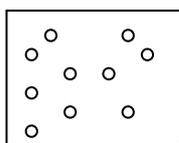
#### Actividad 1

Algunos estudios, como por ejemplo Wheeler y Kass (1978) y Furió y Ortiz (1983), observaron una insuficiente comprensión del concepto de concentración y la confusión entre masa y concentración. En la siguiente cuestión la concentración es directamente proporcional a la cantidad de moléculas de gas e inversamente proporcional al volumen del recipiente. Esta doble dependencia es una de las responsables de las dificultades que tienen los estudiantes, porque suelen fijar su atención sólo en una de las dos variables.

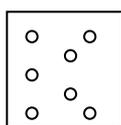
1) Las figuras muestran moléculas de gas en recipientes de distintos volúmenes. ¿Cuál está más concentrado? Explica diferenciando los conceptos masa y concentración.



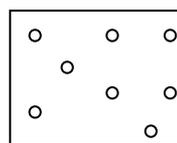
(a) 1 litro



(b) 2 litros



(c) 1 litro



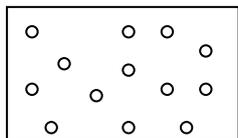
(d) 2 litros

#### Actividad 2

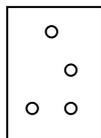
Como se mencionó anteriormente, un modelo clave en el estudio de la reacción química es el de las colisiones. Para su comprensión es necesario que los estudiantes adquieran el modelo corpuscular de la materia (modelo cinético-molecular) y comprendan que el número de choques entre moléculas de un gas depende de la concentración y de la temperatura. Las siguientes actividades obligan al estudiante a realizar un control de variables. Es importante recalcar a los estudiantes el aspecto cinético del modelo, que este tipo de representación no permite resaltar, y también la existencia de vacío entre las partículas.

2) Ordenar de mayor a menor los siguientes recipientes de acuerdo al número de choques por unidad de tiempo entre las moléculas en movimiento.

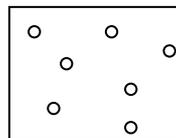
I.



(a) 3 litros, 50°C

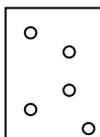


(b) 1 litro, 50°C

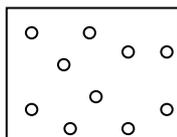


(c) 2 litros, 50°C

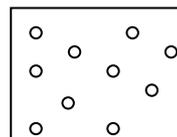
II



(a) 1 litro, 30°C



(b) 2 litros, 60°C



(c) 2 litros, 90°C

III ¿Qué hay entre las moléculas en los recipientes anteriores?

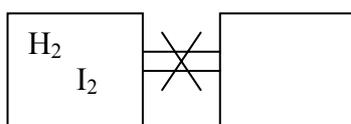
### Actividad 3

Algunos alumnos tienen la imagen de que en un sistema en equilibrio químico los reactivos se encuentran por un lado y los productos por otro, como si estuvieran en distintos recipientes (Furió y Ortiz, 1983). Esta idea es llamada lateralización o compartimentación del equilibrio. Como ya se ha hecho referencia, esta concepción puede tener su origen en varias causas, por ejemplo: una incorrecta interpretación de explicaciones brindadas desde el nivel simbólico al utilizar la ecuación química; el tradicional lenguaje utilizado para formular frecuentemente al principio de Le Chatelier (“izquierda”, “derecha”) (Bergquist y Heikkinen, 1990); el uso de analogías hidráulicas y mecánicas; el uso de diagramas entálpicos donde se ubican reactivos a la izquierda y productos a la derecha, etc.

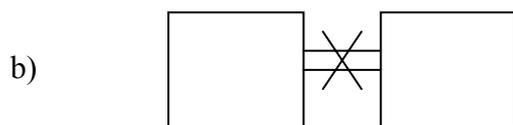
La coexistencia de todas las especies en el recipiente de reacción (recipiente cerrado) es una de las características fundamentales de los sistemas en equilibrio químico, a cuya comprensión ayudan, además de la actividad 3, otras actividades a lo largo de este trabajo.

3) En la figura se muestran los reactivos introducidos inicialmente en un recipiente. Estos reactivos reaccionan de acuerdo a:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

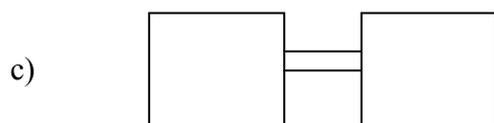
a)



Escriba las especies, de la misma forma que se hizo en a, que se encuentran presentes en el equilibrio, con la válvula que une ambos recipientes cerrada.



Idem que la situación anterior ahora con la válvula abierta.



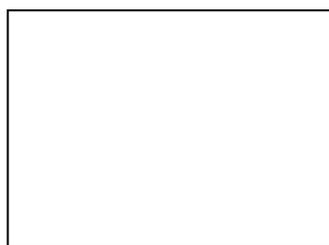
#### Actividades 4-6

Los estudiantes presentan dificultades para relacionar correctamente el nivel simbólico y el microscópico; en concreto, al interpretar a nivel microscópico la ecuación química. Hackling y Garnett (1985) encontraron que muchos estudiantes consideran que existe una relación aritmética simple entre las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio, que las concentraciones son iguales o que las concentraciones de las especies en el equilibrio corresponden a los valores de sus coeficientes estequiométricos. La confusión entre coeficientes estequiométricos y cantidades de las especies presentes en una situación experimental es muy frecuente, por ejemplo fue encontrada en los estudios de Nurrenbern y Pickering (1987).

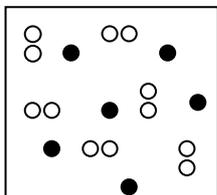
Otros autores como Huddle y Pillay (1996) atribuyeron las dificultades de alumnos universitarios en la resolución de problemas de equilibrio químico a la falta de comprensión de conceptos de estequiometría. Se ha observado que muchos alumnos que resuelven correctamente problemas de estequiometría presentan confusiones cuando se les enfrenta a problemas conceptuales con partículas.

En la actividad 4 se procura discutir con los alumnos que las cantidades presentes en el equilibrio no tienen por qué coincidir con los coeficientes estequiométricos ni estar en cantidades relacionadas estequiométricamente entre sí. Las actividades 5 y 6 fueron tomadas del trabajo de Nurrenbern y Pickering (1987).

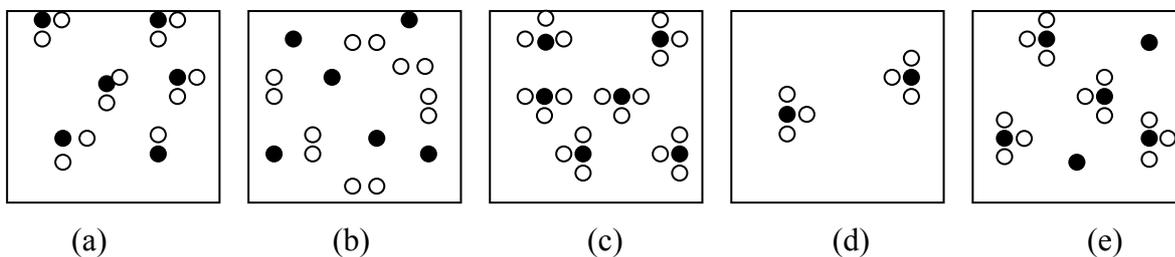
4) Si ● representa un átomo de nitrógeno y ○ representa un átomo de hidrógeno, representar una situación en equilibrio químico correspondiente a la siguiente reacción química:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$



5) La figura representa una mezcla de dos reactivos antes que reaccionen de acuerdo a la siguiente ecuación:  $2S(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$ . Los átomos de azufre están representados por  $\bullet$  y las moléculas de oxígeno por  $\circ\circ$

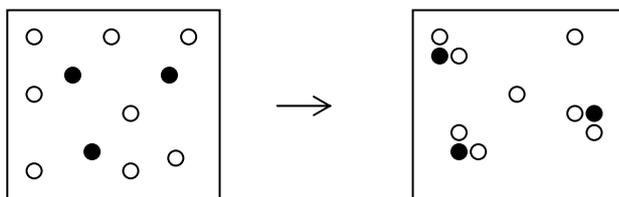


¿Cuál de los siguientes dibujos representa la situación final?



(Nurrenbern y Pickering, 1987)

6) La reacción entre el elemento X ( $\bullet$ ) con el elemento Y ( $\circ$ ) es representado en el siguiente diagrama:



¿Cuál de las siguientes ecuaciones describe esta reacción?

- (a)  $3X + 8Y \rightarrow X_3Y_8$
- (b)  $3X + 6Y \rightarrow X_3Y_6$
- (c)  $X + 2Y \rightarrow XY_2$
- (d)  $3X + 8Y \rightarrow 3XY_2 + 2Y$
- (e)  $X + 4Y \rightarrow XY_2$

(Nurrenbern y Pickering, 1987)

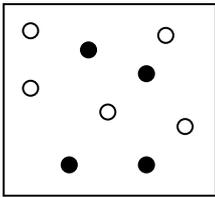
### Actividad 7

Las siguientes situaciones favorecen la construcción de la idea de que las velocidades de reacción dependen de las concentraciones y de la temperatura. Se espera que los estudiantes utilicen la teoría de las colisiones, que hagan referencia a que las velocidades de reacción son, básicamente, directamente proporcionales al número de

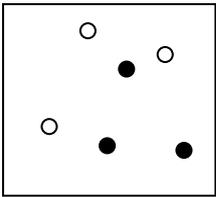
colisiones moleculares por unidad de tiempo. Este nivel de formulación es posteriormente ampliado al profundizar el tema de cinética química, con la inclusión de otros dos factores que influyen en la efectividad de los choques para producir una reacción química: la energía cinética de las moléculas y la orientación relativa de las moléculas reaccionantes. También que las moléculas deben tener una energía cinética total igual o mayor a la energía de activación, que se define como la mínima cantidad de energía que se requiere para iniciar una reacción química. En la actividad 7 los alumnos también deben realizar un adecuado control de variables.

7) Para la siguiente reacción entre A (●) y B (○):  $A(g) + B(g) \longrightarrow AB(g)$

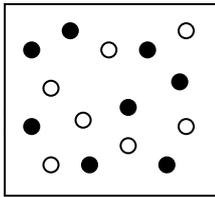
I. ¿En cuál de las siguientes situaciones de partida será mayor la velocidad inicial de formación de AB? Explica.



a. 20°C

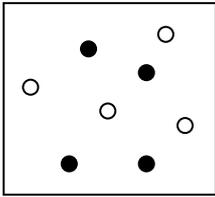


b. 20°C

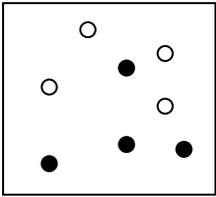


c. 20°C

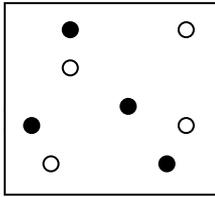
II. ¿En cuál de las siguientes situaciones de partida será mayor la velocidad inicial de formación de AB? Explica.



a. 20°C



b. 60°C



c. 100°C

A modo de cierre de estas primeras siete actividades es conveniente hacer explícito a los estudiantes que se ha estado aplicando y ampliando un modelo, el modelo cinético molecular como explicación de la naturaleza corpuscular de la materia, donde todos los ejemplos han sido sistemas gaseosos en recipientes cerrados. Este modelo se ha aplicado al fenómeno de la reacción química a través de la construcción del modelo de las colisiones.

### Actividad 8

Ciertos términos, como la palabra equilibrio, suelen tener un significado distinto en un contexto cotidiano que en la clase de ciencias, a menudo esos significados interfieren el aprendizaje de los conceptos científicos.

Para muchos estudiantes, el equilibrio químico es percibido como un estado único, caracterizado por unas concentraciones y velocidades fijas. A esta posición se vuelve siempre después de cualquier perturbación. Esta idea se corresponde con el significado que dan los estudiantes al término “equilibrio”, tal como lo comprobaron

Van der Borgh y Mabile (1989), los alumnos reducen el significado de equilibrio a una “igualdad” o lo asocian con “inmovilidad”. Esta imagen de un sistema en equilibrio es cercana a imágenes de sistemas mecánicos (balanza, etc.) e hidráulicos.

El objetivo de la siguiente actividad es fomentar que los alumnos hagan explícitas las palabras que asocian con “equilibrio” y las imágenes que tienen sobre él. La discusión de estas asociaciones e imágenes permiten describirlas en un modelo más complejo, como es un sistema en equilibrio químico.

8) Las siguientes tres consignas se refieren en general, no necesariamente a la química. En ellas expresa las primeras palabras, imágenes e ideas que vengan a tu mente.

**a-** Escribe tres palabras que asocies con la palabra equilibrio.

**b-** Dibuja una situación de un sistema que consideres en equilibrio. Explica brevemente de qué trata.

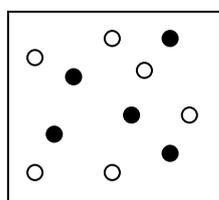
**c-** ¿Cómo definirías equilibrio?

## 6.3.2 Módulo 2

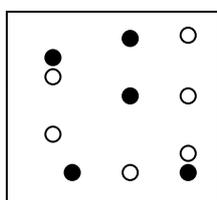
### Actividad 9

El segundo módulo comienza abordando la dificultad que tienen algunos alumnos en comprender que en el equilibrio las concentraciones de las especies permanecen constantes. Esta cuestión se aborda en la actividad 9, desde una secuencia de representaciones con partículas.

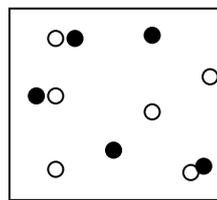
9) Para la reacción  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$ , se representan cuatro situaciones: (a) mezcla inicial de reactivos, (b) aproximación al equilibrio, (c) en equilibrio, (d) otra situación en equilibrio transcurrido un tiempo a temperatura constante.



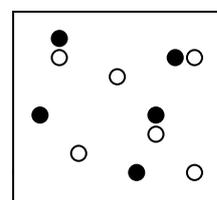
(a)



(b)



(c)



(d)

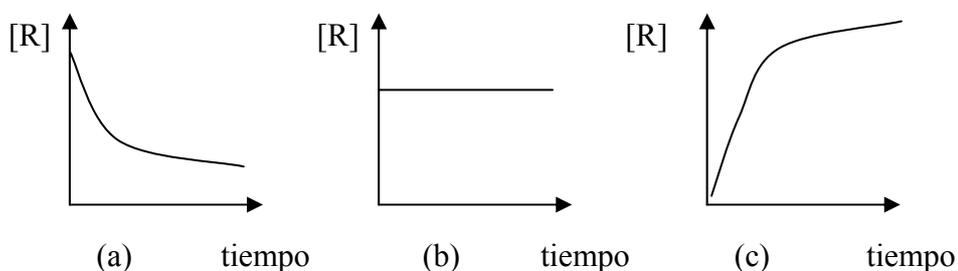
¿Qué conclusiones puedes sacar respecto al cambio de concentraciones?

## Actividades 10-12

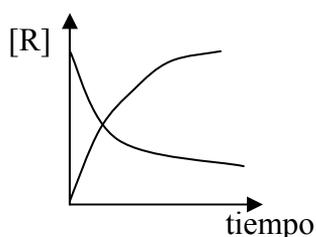
Algunos estudiantes presentan dificultades en la comprensión de lo que ocurre con las velocidades directa e inversa cuando el sistema se aproxima al equilibrio (Hackling y Garnett, 1985). Por ejemplo, como se observó en el estudio preliminar, sostienen la concepción errónea que “la velocidad de la reacción directa se incrementa desde la mezcla de los reactivos hasta que el equilibrio se ha establecido”.

Con el objeto de que los alumnos relacionen concentraciones con velocidad de reacción, previamente a lo que ocurre con los gráficos de las velocidades de reacción, se incluyen gráficos sobre las concentraciones versus tiempo. Algunos estudiantes no visualizan que la reacción inversa ocurre simultáneamente a la reacción directa y desde el inicio de formación de productos, dado que afirman que debe haber una cierta cantidad de producto para que se comience a formar reactivos.

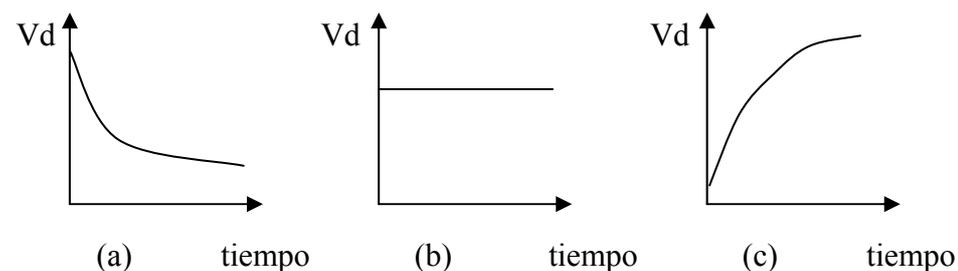
10) ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la concentración de un reactivo (R) con el tiempo, cuando el sistema se aproxima al equilibrio?



11) Complete en el gráfico qué curvas corresponden a las especies subrayadas en la siguiente ecuación química:  $\underline{\text{ClNO}}_2(\text{g}) + \underline{\text{NO}}(\text{g}) \rightleftharpoons \underline{\text{NO}}_2(\text{g}) + \underline{\text{ClNO}}(\text{g})$



12) ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad de reacción directa (Vd) con el tiempo, cuando el sistema se aproxima al equilibrio?



Explique utilizando la teoría o modelo de las colisiones.

### Actividades 13-14

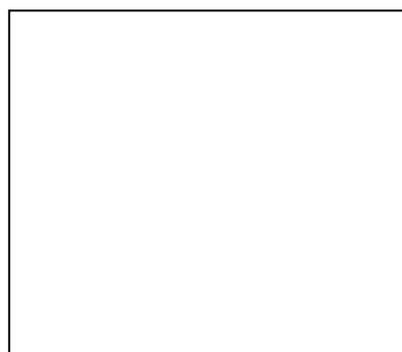
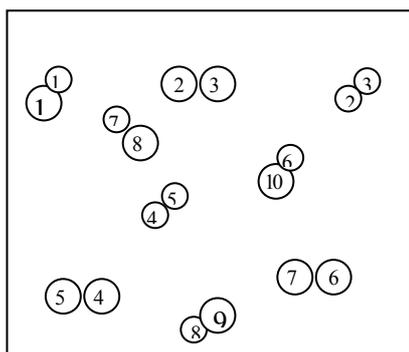
Las tres características principales del equilibrio químico son: la coexistencia de todas las especies en el mismo recipiente, la constancia de las concentraciones y su naturaleza dinámica. Algunos alumnos tienen dificultades en comprender esta última característica, que la reacción se sigue produciendo con velocidades directa e inversa iguales, es decir que el sistema está activo a nivel microscópico.

En la actividad 13 se espera que los estudiantes dibujen otra posible situación en equilibrio después de transcurrido el tiempo a temperatura constante, en donde tendrían que mantener constante el número de moléculas de cada una de las tres especies ( $I_2$ ,  $H_2$  y  $HI$ ) y cambiar su posición (aspecto cinético) y el número de los átomos que la forman (aspecto dinámico).

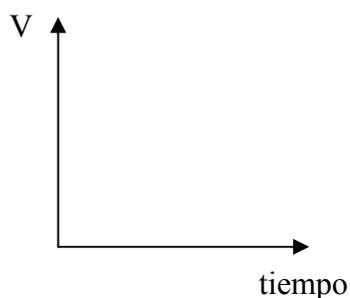
13) Para el siguiente equilibrio químico representado en la figura:

- escribe la ecuación química correspondiente
- dibuja y enumera una situación de equilibrio después de transcurrido un cierto tiempo a temperatura constante.

(  $\circ$  representa un átomo de hidrógeno y  $\bigcirc$  representa un átomo de yodo. Los átomos han sido numerados para identificarlos)



14) Completa el siguiente gráfico de las velocidades de reacción directa ( $V_d$ ) e inversa ( $V_i$ ) para un sistema en equilibrio químico.



## Actividad 15

Es importante resaltar a los alumnos que están constantemente utilizando modelos y discutir cuál es su papel en el desarrollo de la ciencia y en el aprendizaje. La ciencia avanza con la construcción de teorías y modelos. Los estudiantes afirman, por ejemplo, que un modelo es una copia o prototipo a imitar, no los conciben como construcciones humanas explicativas.

Por ello, después de discutir con los estudiantes en la actividad 15 la noción de modelo, se les explicita que a lo largo de este trabajo estamos haciendo hincapié en 4 modelos:

- Modelo cinético molecular para gases (naturaleza corpuscular de la materia)
- Modelo de las colisiones para la reacción química.
- Modelo del equilibrio dinámico para el equilibrio químico.
- Modelo del equilibrio químico como un sistema que contrarresta parcialmente el efecto de una perturbación.

15) En el ámbito de la ciencia.

a. Escribe tres palabras que asocies con “modelo”.

b. Define con tus palabras el concepto de modelo.

## Actividades 16-17

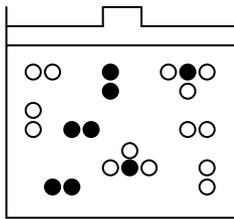
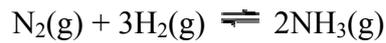
Para predecir la evolución de un sistema en equilibrio ante perturbaciones como cambios de concentración, presión y temperatura, se utiliza, en primer lugar, el principio de Le Chatelier. Esta regla se usa frecuentemente en una forma mecánica, sin acompañarla de otro tipo de análisis o enfoque complementario.

Las actividades 16 y 17 buscan superar la idea incorrecta sostenida por algunos estudiantes que afirman que “en la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las concentraciones tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial”.

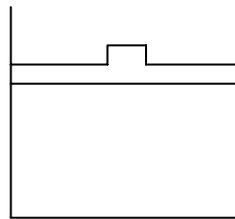
Para la actividad 16 hay sólo una respuesta posible, en la cual no se ha tenido en cuenta el valor de la constante de equilibrio, dado el número reducido de partículas en el dibujo. En cambio en la actividad 17, tomada de la propuesta de Huddle (1998), sí se tiene en cuenta el valor de la constante de equilibrio.

Se insiste nuevamente en que las cantidades presentes en el equilibrio no coinciden con los coeficientes estequiométricos y que la ecuación química nos brinda las proporciones en que reaccionan entre sí las especies participantes, que se verifican a nivel microscópico.

16) Dada la siguiente reacción en equilibrio, representar una posible situación final, ante una disminución del volumen a temperatura constante. Si ● representa un átomo de nitrógeno y ○ a un átomo de hidrógeno.

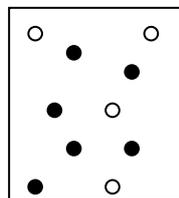


equilibrio 1



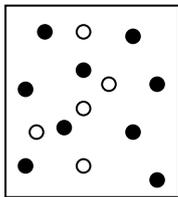
equilibrio 2

17) La siguiente reacción  $\text{o}(\text{g}) \rightleftharpoons \bullet(\text{g})$  alcanza el equilibrio tal como lo muestra la figura:

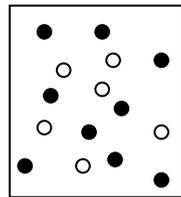


sistema en equilibrio

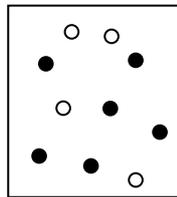
Si fue añadido algo de  $\bullet$  al sistema en equilibrio, a temperatura constante, ¿cuál de las siguientes figuras mejor representa la nueva posición de equilibrio? Ten en cuenta el valor de  $K$ . Explica tu elección.



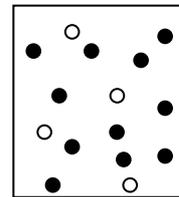
(a)



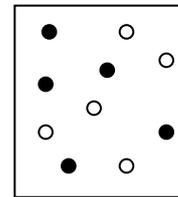
(b)



(c)



(d)



(e)

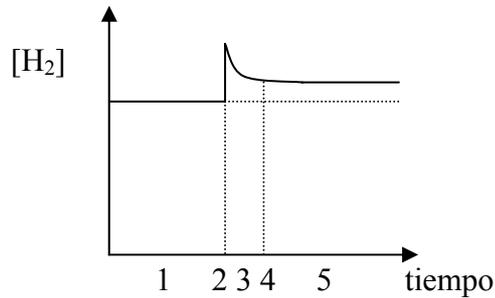
(Huddle, 1998)

### 6.3.3 Módulo 3

#### Actividad 18

El tercer Módulo comienza con actividades con gráficos. Como ya se mencionó, las situaciones con gráficos, además de contribuir a objetivos específicos relacionados con las concepciones alternativas de los estudiantes, ayudan a la diferenciación de los tres estados: equilibrio inicial, modificado (de no equilibrio) y equilibrio final. Los estudiantes muestran dificultades en individualizar estos estados y para ello se emplean en la Propuesta Didáctica gráficos de concentración vs. tiempo, en sistemas que se aproximan al equilibrio y en sistemas perturbados.

18) Interpretar el siguiente gráfico, mencionando lo que ocurre en las zonas 1, 3 y 5 y en los puntos 2 y 4, para la siguiente reacción:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ , en equilibrio ante la adición de más hidrógeno, a temperatura y volumen constante.

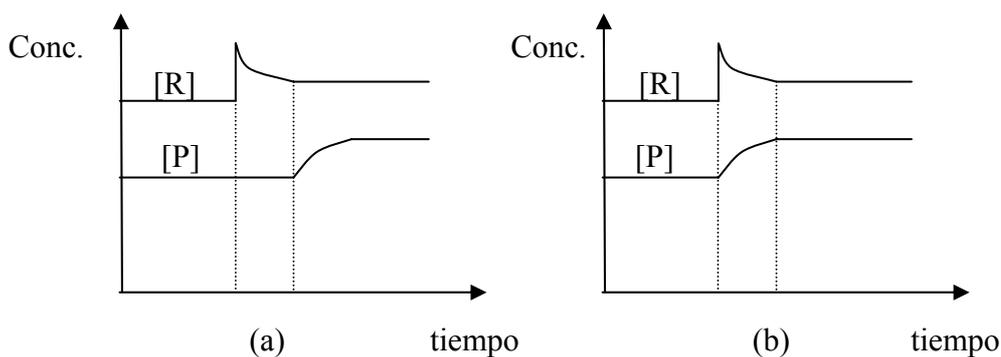


Explique, utilizando el principio de Le Chatelier, por qué la concentración de hidrógeno al final es mayor que al inicio.

### Actividad 19

Unida a la idea de lateralización, es frecuente que algunos alumnos le asignen al equilibrio un comportamiento pendular, ya que sostienen que después de que la reacción directa se completa comienza la reacción inversa. Por ello es necesario apoyar la construcción de la idea de que ambas reacciones ocurren simultáneamente y que diferentes partículas de la misma especie pueden participar en diferentes procesos al mismo tiempo (Van Driel, de Vos y Verloop, 1999).

19) ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre a un sistema en equilibrio  $R \rightleftharpoons P$ , cuando la concentración de R es aumentada?. Explica tu elección.



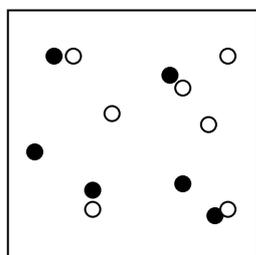
### Actividad 20

Algunos estudiantes afirman que “la constante de equilibrio permanece inalterada ante cambios de la temperatura” (Banerjee, 1991; Hackling y Garnett, 1985). Esto no es sorprendente si se tiene en cuenta la concepción alternativa de la constancia de las

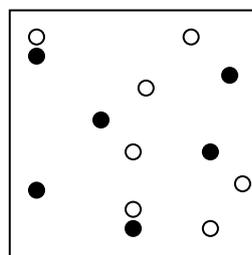
concentraciones, en distintas situaciones de equilibrio, independientemente de las perturbaciones que sufre el sistema.

20) Decir si la siguiente reacción química es exotérmica o endotérmica.

Si  $\circ$  representa un átomo de A y  $\bullet$  un átomo de B.  $A(g) + B(g) \rightleftharpoons AB(g)$



equilibrio 1, 25°C



equilibrio 2, 200°C

¿Qué ocurre con  $K_c$ ?

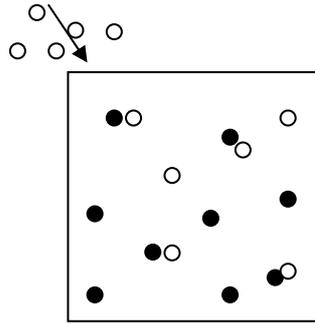
### Actividades 21-22

La mayoría de los alumnos responde que las velocidades directa e inversa en el equilibrio son iguales; sin embargo, un gran número de ellos falla al comparar las velocidades de una situación de equilibrio final (alcanzado después de una perturbación) con respecto a las velocidades en el equilibrio inicial (Hackling y Garnett, 1985), pues, y como se observó en el estudio preliminar, consideran que ambas velocidades son iguales.

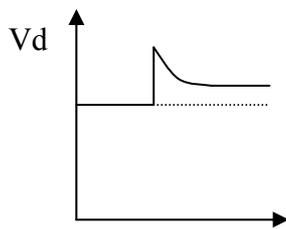
Los estudiantes a menudo responden con un razonamiento de causalidad lineal, donde consideran el efecto en un sólo sentido, ignorando el efecto recíproco: por ejemplo, un aumento en la concentración de un reactivo produce un aumento en la velocidad directa y esto produce un aumento en la concentración de productos que, conlleva a su vez, un aumento en la velocidad inversa, con lo cual ambas velocidades aumentan con respecto a sus valores en el equilibrio inicial. En esta última explicación se pone de manifiesto la dificultad al referirse en una frase, que implica una secuencia consecutiva de oraciones, sobre procesos que ocurren simultáneamente en el tiempo.

Para superar estas ideas erróneas es necesario crear imágenes alternativas que refuercen la construcción del modelo cinético molecular y su aplicación en la teoría de las colisiones: un aumento en la temperatura del sistema implica un aumento en las velocidades de ambas reacciones.

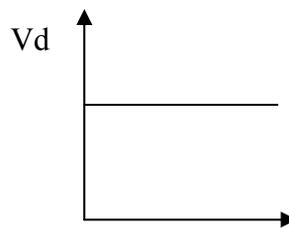
21) Si la siguiente reacción en equilibrio  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$  es perturbada al añadirse más reactivo X, a temperatura y volumen constante.



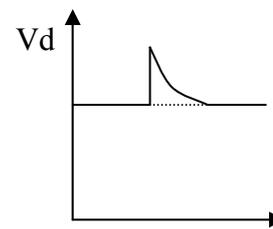
¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad de reacción directa ( $V_d$ )?



(a) tiempo

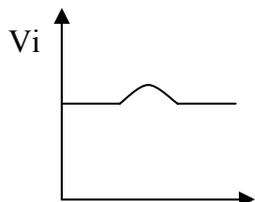


(b) tiempo

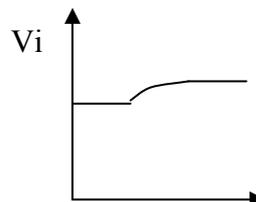


(c) tiempo

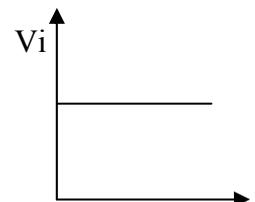
¿Y con la velocidad inversa ( $V_i$ )?



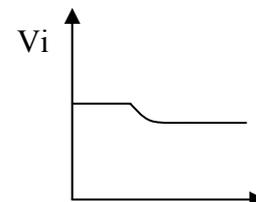
(a) tiempo



(b) tiempo



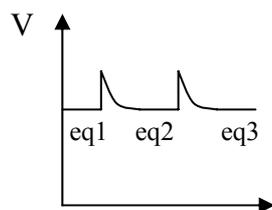
(c) tiempo



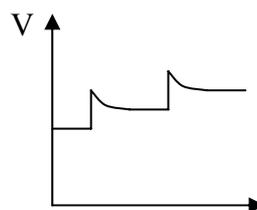
(d) tiempo

Realiza una explicación a nivel atómico.

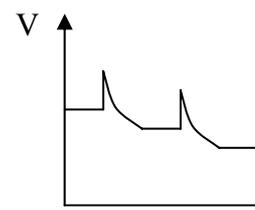
22) A un sistema en equilibrio se le aporta calor y el sistema alcanza una nueva situación de equilibrio a una temperatura mayor que en el equilibrio inicial. Luego se repite este proceso. ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor lo que ocurre con las velocidades de reacción en este proceso?



(a) tiempo



(b) tiempo



(c) tiempo

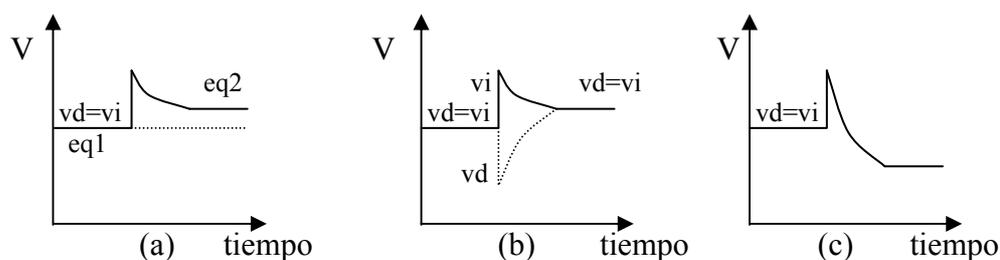
Explica usando el modelo de las colisiones.

### Actividad 23

Como ya se mencionó anteriormente, es frecuente la idea de “si la velocidad de reacción directa aumenta, la velocidad de la reacción inversa debe disminuir y viceversa, ante cambios en las condiciones del sistema en equilibrio”. Esta concepción tiene su origen en la inapropiada aplicación a las velocidades de reacción del principio de Le Chatelier y en la confusión entre extensión y velocidad de la reacción (Wheeler y Kass, 1978; Hackling y Garnett, 1985; Gorodetsky y Gussarsky, 1986; Banerjee, 1991); es decir, la incapacidad de distinguir entre cuán rápido (velocidad) se produce una reacción y cuán lejos llega (extensión).

También influyen sobre esta idea, las distintas imágenes del sistema en equilibrio construidas a partir de las analogías empleadas en la enseñanza como el uso reiterado de los modelos hidráulicos y mecánicos (Johnstone y otros, 1977).

23) Para la siguiente reacción química  $A + B \rightleftharpoons AB$  exotérmica. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurrirá con las velocidades de reacción directa ( $v_d$ ) e inversa ( $v_i$ ), si al sistema se le suministra cierta cantidad de calor?



### Actividades 24-25

En el estudio preliminar se han detectado dificultades en la comprensión de la influencia de un catalizador sobre un sistema en equilibrio químico, con lo cual se han constatado las concepciones alternativas mencionadas en la bibliografía (Johnstone et al, 1977; Hackling y Garnett, 1985; Gorodetsky y Gussarsky, 1986; Gussarsky y Gorodetsky, 1988). Los estudiantes sostienen la concepción errónea de que la adición de un catalizador puede afectar a las velocidades de la reacción directa y de la inversa en forma diferente. Por ejemplo, las ideas: “el catalizador actúa sólo en un sentido”, “el catalizador aumenta la velocidad directa”, “el catalizador decrece la velocidad inversa”.

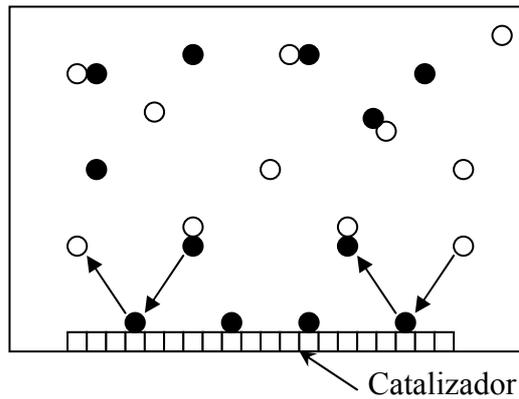
La mayoría de los estudiantes sostiene que con la adición del catalizador aumentará la velocidad directa pero muy pocos afirman que también lo hará la velocidad inversa. Los estudiantes no tienen en cuenta la existencia de un camino de reacción por el mismo estado de transición para ambas reacciones y que el catalizador disminuye la energía de activación, lo cual influye en ambas velocidades de reacción.

También se observan confusiones sobre la extensión de la reacción, la idea de que: “el catalizador causa la formación de mayor porcentaje de producto en la mezcla en

equilibrio”, con lo cual para algunos estudiantes el agregado de un catalizador produciría un aumento de  $K_c$ .

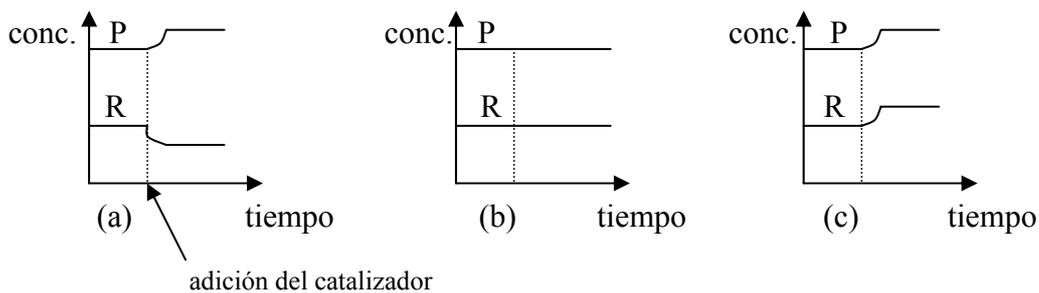
A menudo los alumnos no tienen una imagen a nivel atómico, un modelo explicativo sencillo, de cómo actúa un catalizador. Por ello, la actividad 24 busca revertir esa situación con la presentación de una imagen con partículas de la acción de un catalizador en el sistema en equilibrio químico.

24) I. Explica la siguiente representación con partículas, para la reacción  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$ , a la que se le ha adicionado un catalizador. Las flechas en el dibujo sirven para mostrar dos ejemplos de distintos tipos de choques entre partículas.



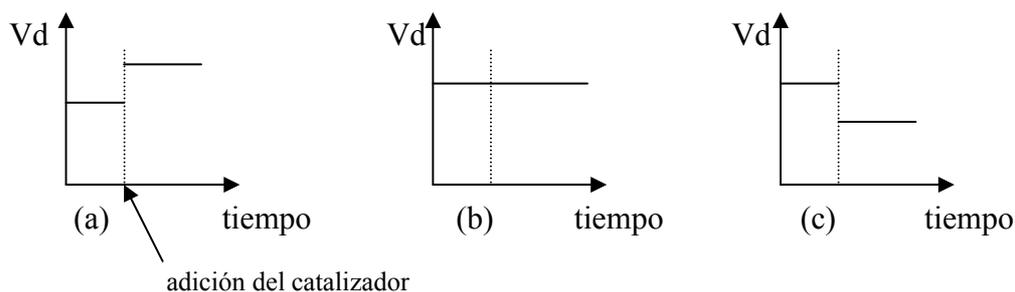
II. ¿Qué sucede con las velocidades directa e inversa?

25) a1. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con las concentraciones de reactivos (R) y productos (P) en el equilibrio cuando se adiciona un catalizador a un sistema en equilibrio?

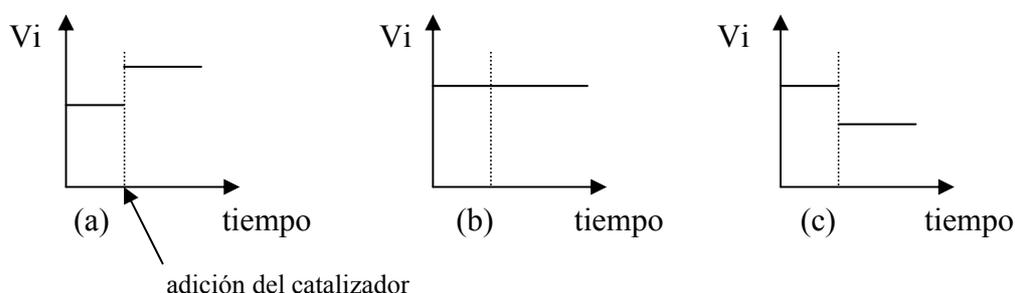


a2: ¿Con la adición del catalizador se obtiene una mayor proporción de productos?

b. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad directa cuando se adiciona un catalizador?



c. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad inversa cuando se adiciona un catalizador?



d. ¿Qué ocurre con  $K_c$  al adicionar un catalizador?

### Actividad 26

Esta última cuestión es una actividad de síntesis, en la que se pretende que los alumnos expresen en proposiciones las principales características de un sistema en equilibrio químico. El profesor incorporará algunas proposiciones que hacen referencia a cuestiones claves para el aprendizaje del tema, por ejemplo: “los coeficientes estequiométricos no indican las cantidades presentes en un sistema químico en equilibrio”, etc.

26) Resume en oraciones cortas las principales características de un sistema en equilibrio químico.

### 6.4 Juicio de expertos sobre la Propuesta Didáctica

La Propuesta Didáctica fue evaluada por dos profesores universitarios y dos profesores de nivel medio. De los cuatro profesores, tres contestaron en forma escrita y una profesora prefirió ser entrevistada.

Los profesores recibieron una copia del material, similar a la presentada en el apartado anterior 6.3, constituida por los tres módulos con una presentación previa a cada actividad. Esta evaluación del material por parte de especialistas en ejercicio busca validar el contenido, científico y didáctico, de las guías. Dado que en la propuesta didáctica se usan modelos para enseñar (teaching models), su adecuación necesita ser negociada con expertos. Por ejemplo, el trabajo de Coll y Taylor (2002) sobre el enlace químico, realiza un juicio de expertos similar.

#### 1. Juicio de profesora universitaria, doctora en química:

“El aprendizaje del tema equilibrio químico es complejo e involucra un alto nivel de abstracción y la aplicación de conceptos previos por parte de los estudiantes. Para facilitar el aprendizaje de esta temática e intentar evitar o superar la incorporación de errores conceptuales, es necesario conocer los prerrequisitos necesarios y las dificultades que surgen durante el aprendizaje. Para obtener esta información, el Prof. Raviolo se basó tanto en la bibliografía especializada como también en un trabajo propio donde realiza la evaluación de las dificultades conceptuales de estudiantes de Química de primer año.

El autor presenta una serie de actividades dirigidas a superar dificultades conceptuales durante el estudio del tema equilibrio químico. Dicha propuesta didáctica, que involucra el empleo de gráficos y representaciones con partículas, brinda a los docentes de Química de nivel universitario de un vasto, novedoso y rico material para el análisis, la profundización de conceptos que presentan dificultades de comprensión y la clarificación de conceptos que comúnmente no son analizados en profundidad. Considero que las actividades propuestas por el Prof. Raviolo deben ser incluidas y formar parte del material didáctico a emplear durante la enseñanza del tema equilibrio químico. Las herramientas utilizadas en dicha propuesta, los gráficos y las representaciones con partículas, serán de gran utilidad no sólo para la temática de interés, sino también para clarificar la imagen macroscópica-microscópica y simbólica de la materia en general y el modelo cinético-molecular.”

#### 2. Opinión de otro profesor universitario, doctor en química:

“Las actividades propuestas parecen bien fundamentadas desde el punto de vista pedagógico y seguramente resultarán en beneficio del aprendizaje de los alumnos en su etapa inicial en la universidad. Las actividades enfrentan directamente problemas que surgen en el aprendizaje del tema y de la química en general”.

#### 3. Juicio de profesora de Bachillerato:

“... tu cuadernillo sobre equilibrio me pareció muy interesante y que plantea las cuestiones de una manera que, por lo menos aquí en España, no se utiliza. En la Secundaria se da el tema de equilibrio en 2º de Bachillerato, como una parte de la Termoquímica, y se va apurado de tiempo porque los alumnos vienen con poco nivel.

Lo que yo hice fue elegir algunas cuestiones de las actividades que más me gustaron y se las pasé a mis alumnos, aprovechando que tengo un grupo muy bueno (el nivel es un poco alto para Bachillerato), después de haber terminado el tema. El resultado no estuvo mal: date cuenta de que, en general, en 2º se insiste en problemas numéricos y en la aplicación (casi memorística) del principio de Chatelier a equilibrios concretos. Para nada se intenta averiguar si han entendido de verdad lo que significa un equilibrio dinámico, entre otras cosas porque se intenta enseñarles a resolver el examen de Selectividad, y eso es lo que les piden.

Mis alumnos se encontraron con problemas añadidos: aparte de que no están acostumbrados a ese tipo de cuestiones, tienen dificultades con la interpretación de gráficas (arrastran problemas en matemáticas). Pero a pesar de todo, salieron airosos. Pasé a mis alumnos todas las actividades excepto los números 2, 4, 8, 9, 13 y 20. No seguí un criterio claro para elegirlos pero procuré que fueran lo más gráficas posibles, puesto que como ya te dije, no están acostumbrados a ese tipo de cuestiones. Los resultados no estuvieron mal: un 60% aproximadamente contestó bien la mayoría de las cuestiones (ninguno la totalidad), y con mal resultado (no dieron casi ni una) sólo hubo dos alumnos que repetían curso (y seguirán repitiendo) y que no se pueden considerar significativos.

Ya te comenté anteriormente que mis alumnos tienen una dificultad mayor de la media con la interpretación de las representaciones gráficas, por problemas relacionados con las matemáticas. De ahí mi interés en ver si eran capaces de contestar el cuestionario.”

#### 4. Juicio de otra profesora de Bachillerato, revisora de los exámenes de Selectividad:

A continuación se presenta la transcripción de la entrevista realizada, que brinda elementos para comprender aspectos sobre el contexto de la aplicación de esta propuesta, más allá de la opinión que realiza sobre las actividades de enseñanza:

E (entrevistador): ¿Te parece elevado para los chicos de segundo de Bachillerato?

P: Sí, no están acostumbrados al tipo de preguntas y sobre todo a las representaciones gráficas, aunque sean cuadrillos... Te he traído los exámenes de Selectividad, porque en todos los exámenes tanto en COU como en segundo Bachillerato LOGSE, ha caído un problema de equilibrio. Yo he estado en la segunda corrección en Selectividad y, justamente, los problemas de equilibrio son los que menos saben hacer. He traído los modelos para que vieras lo que saben contestar.

E: ¿Qué me ibas a comentar sobre el material?

P: En estos primeros que tienen que relacionar, por ejemplo, cuál es el más concentrado, para ellos ya, en principio si les hablas de moléculas y de concentración, pues ya les cuesta mucho comprender el concepto de concentración porque lo entienden bastante mal. Es que relacionar lo de las moléculas con la concentración, o sea de moléculas a moles, de moles a concentración, son relaciones que a ellos les resultan muy difíciles. Tienen que relacionar que el número de choques depende de la concentración y de la temperatura, me parece que no van a poder. Otra cosa es el control de variables, no están acostumbrados porque no hacemos problemas, quizás esto es un defecto nuestro, de los profesores en la metodología que empleamos, porque en el fondo sigue siendo la tradicional, pues no hacemos muchos problemas donde se controlen las variables. Yo creo que estas cuestiones donde se controlan las variables les costarían también mucho.

Estas consideraciones ellos no las tienen, en primero de Bachillerato se les habla a lo mejor de las reacciones reversibles, un poco del equilibrio. Realmente empiezas en segundo Bachillerato y por el tipo de cosas que les tenemos que enseñar para prepararlos para la Selectividad, tampoco nos podemos detener mucho. Entonces hay dos temas que ellos no entienden, incluso cuando terminan el segundo de Bachillerato, una es la estequiometría (por más que empezamos en cuarto de la ESO, después en primero de Bachillerato y luego insistamos en segundo, es algo que ellos no entienden. Llegan a segundo de Bachillerato y siguen sin saber relacionar las cosas), y el equilibrio tampoco. Del equilibrio saben cosas de memoria; como mucho, los que saben, saben hacer problemas porque ha sido una sistemática y también aplicar Le Chatelier. Por eso este tipo de cosas donde ellos tienen que profundizar y relacionar pues yo diría que ellos serían incapaces de hacerlo bien.

Todo lo que desde una ecuación química los lleve a una representación o gráfico a mi me parece que lo ven más. Aquí seguramente ellos identifican lo de la flecha como los dos recipientes, aquí tienes los reactivos y aquí los productos. También a lo mejor cuando llegan al tema equilibrio químico ya tienen una cuestión semántica de “reactivos” y “productos”, para

ellos reactivos es siempre lo de la izquierda y productos lo de la derecha. Pues, no son capaces de invertirlo, quizás también es una cuestión nuestra porque tratas más las reacciones irreversibles y siempre están acostumbrados a hablar que lo de la izquierda son reactivos y lo de la derecha son productos, pues para ellos sigue siendo igual. Seguramente después ven estos dos recipientes y dicen aquí están los reactivos porque está a la izquierda.

Porque tampoco terminan de entender lo que es un equilibrio dinámico. Ya la palabra dinámico no saben lo que significa, porque cada vez vienen con un lenguaje más pobre. Por eso ellos siguen manteniendo ese esquema en todo lo que ven, están acostumbrados de reactivos aquí y productos aquí.

Estas actividades de los coeficientes estequiométricos (cuestiones de estequiometría conceptual) yo creo que lo harían mal. Es que yo me imagino que para hacer bien este tipo de cosas hay que profundizar más, yo no sé si ni siquiera en la universidad se profundiza tanto o lo explican más como nosotros. Incluso todo lo de las representaciones gráficas, es que yo no sé si se insiste mucho en ese tipo de cosas, o vamos siempre a resolver problemas, explicando cuatro cosas de teoría. Pues insistimos más en lo que son los problemas.

E: ¿Es lógico pues es lo que después pide la Selectividad?

P: Pero me imagino que después en la universidad siguen haciendo lo mismo. Me da la impresión que la metodología es esa, e insistimos todos en lo mismo.

E: Puedes comentarme sobre cosas que no te hallan gustado o que te han parecido erróneas.

P: No, eso no. Yo me he fijado en las cosas que me parecían que ellos harían mal. Por ejemplo, en esto de las velocidades de reacción directa e inversa, si disminuyen... Quizás ellos sí que lo saben si uno les pregunta, si les dices qué les pasa a las concentraciones de los reactivos a medida que va avanzando la reacción a lo mejor sí son capaces de decírtelo. Pero a lo mejor ven una representación gráfica y no son capaces. Quizás es que no insistimos mucho en representar las velocidades directa e inversa, en general no nos da el tiempo, este tema es al final en la tercer evaluación. Yo en las representaciones gráficas no insisto, como mucho les pongo una y les digo cómo varía, pero la verdad es que no insisto mucho.

E: Bueno ya a esa altura de la propuesta ya van a contar con suficiente experiencia en la interpretación de gráficos: ¿En general, te parece bueno utilizar las representaciones?

P: Yo creo que sería una forma interesante para que lleguen a comprenderlo realmente. Al ver esto, me has hecho a mi reflexionar sobre las cosas que a lo mejor debo insistir. Porque las cosas que ellos no sabrían contestar pues también son las cosas que yo también tengo que incidir en el curso que viene para que ellos lo entiendan mejor. En general la mayoría no sería capaz de contestar estas cuestiones. Estas cuestiones sobre el principio de Le Chatelier ellos serían capaces de decirte si el equilibrio se desplaza hacia la derecha, hacia la izquierda, eso se lo saben muy bien. Y además eso les gusta, pero si les dices que lo trasladen a esto (con partículas) yo creo que no... Yo no lo había pensado mucho, pero ahora cuando he estado leyendo el material he estado recordando algunas cosas que me han dicho los alumnos y, es verdad, ellos consideran que el equilibrio vuelve al mismo sitio. Eso de que se desplaza hacia la derecha o se desplaza hacia la izquierda ellos lo dicen pero no terminan de entenderlo, es que lo toman como algo mecánico, pero qué significa eso; que eso lo relacionen con que hay más concentración con que hay menos, yo creo que allí ya no llegan, porque ellos no profundizan, se lo estudian de una manera mecánica. Ese es realmente el problema que existe con la asignatura de química y en la Selectividad, en química es peor que en física, porque en física en la resolución de problemas encuentras una sistemática y más o menos la sigues, ahora en química en una cuestión te pueden preguntar las cosas de distintas formas y entonces cuando les cambias la pregunta ya no saben contestar.

Ellos van a tener problemas en resolver cuestiones con partículas porque ellos no están acostumbrados, es que no lo hacemos, ellos están acostumbrados a ver problemas, datos, números. Si ellos entienden la primera parte (Módulo 1) yo creo que han entendido bastante, si han profundizado en ello, incluso ya con las gráficas es más sencillo.

E: ¿Crees que el material tiene una secuencia de dificultad creciente?

P: Sí, sí, a mi me parece que sí. Es como nosotros lo tratamos, aunque aquí tu lo tratas con mayor profundidad.

E: ¿Te ha molestado que muchas actividades estén relacionadas directamente con las concepciones alternativas que abordan?

P: No, quizás es porque yo ya he trabajado en algo parecido. Cada actividad apunta a una cosa concreta. Me ha parecido interesante que en cada actividad se quería abordar una cosa determinada, que está bien planteada. Además, se podría conseguir que con cada una de las actividades, trabajándolas con ellos, pudieran llegar a tener eso claro.

E: ¿Utilizarías alguna de estas actividades con tus alumnos?

P: Yo creo que sí, es que a lo mejor lo hago en el próximo curso. A mi me ha hecho reflexionar sobre algunas cosas, donde yo creo que puedan estar más flojos, pues sí que las voy a utilizar. Y es interesante la metodología con que tu lo has hecho, primero individual y luego grupal. Se insiste poco en las gráficas, por ejemplo en el Bachillerato LOGSE, se insiste poco incluso en matemáticas y eso incide en física y en química.

E: ¿Has notado que ellos consideran que las cantidades presentes en un sistema cualquier en equilibrio químico son iguales a los coeficientes estequiométricos?

P: Eso les puede surgir de los problemas, cuando tu les enseñas a resolver un problema, el hecho de que digas que se forma  $2x$ , porque lleva el coeficiente estequiométrico, o que de esto nos queda  $c-3x$  y siempre los relacionas con los coeficientes estequiométricos. Las dificultades se deben a la resolución de problemas, cuando les enseñas a resolver problemas no sabes cómo hacerlo de otra forma, porque nadie lo entiende... por eso llevan tan fijo eso de los coeficientes estequiométricos.

E: ¿Estudian lo que ocurre cuando se agrega un catalizador al equilibrio químico?

P: Sí. De hecho una de las preguntas que les han puesto en la Selectividad es en qué afectaba el catalizador. Ahí yo he leído de todo, en las correcciones. Es que, en general, ellos no están acostumbrados a trabajar variando las variables, es que no hacemos problemas de esos, cuestiones no problemas, que partan de una determinada situación y vas modificando una variable y ver cómo evoluciona. Pero nosotros en Bachillerato no lo hacemos, son tantísimos los temas que tenemos que dar. Nosotros queríamos hacer desde primero este tipo de problemas más abiertos, donde fueran controlando ellos las variables, que sería muy interesante, pero hasta ahora no lo hemos hecho. No lo saben porque no lo hemos hecho, es culpa nuestra también. Esto de las velocidades directa e inversa ellos lo entienden mal. Quizás si tu les preguntas de qué depende la velocidad ellos lo sepan, enseguida te ponen unos reactivos y la fórmula. Ahora si eso que ellos saben de pronto lo ven en una gráfica, pues a lo mejor ellos no saben interpretarlo. Esto que aplican Le Chatelier a las velocidades tiene relación con cuando pones la flecha más larga encima de la doble flecha para indicar hacia dónde se desplazaría, entonces les dices que se desplaza hacia la derecha, los lleva a pensar que es sólo la directa la que aumenta.

Con el catalizador pasa lo mismo, en general todo lo relacionado con la velocidad inversa lo ven peor. Es que cuando dices que la velocidad del catalizador aumenta la velocidad de reacción, nunca dices la directa o la inversa, dices la velocidad, entonces para ellos la velocidad es la directa. A lo mejor se debe en que insistimos sólo en qué efecto tiene el catalizador y no en cómo.

E: ¿Se abordan los “catalizadores negativos”?

P: Lo comentamos, pero poco. Se dan algunos ejemplos, en comidas por ejemplo, para que el efecto sea negativo. En biología les comentan algo más, nosotros en química poco. Viene comentado en libros de texto. Claro después no se hacen los gráficos de energía de activación para catalizadores negativos, a lo mejor algún alumno se da cuenta que es incongruente.

E: ¿Algún comentario final sobre las actividades?

P: A mi me parecen bien. Están bien para profundizar sobre determinadas cosas, algunas me han parecido muy interesantes para que lleguen a entender verdaderamente bien las cosas.

## 6.5 Aspectos metodológicos

La Propuesta Didáctica se presenta en forma escrita en tres módulos. El formato escrito permite que todos los alumnos, pertenecientes a grupos muy numerosos, tomen contacto con el material y puedan realizarlas tanto en el aula como en sus casas.

Las simulaciones de ordenador, por ejemplo, como se observó en el Capítulo 3, presentan una gran potencialidad y respeta ritmos individuales en el aprendizaje. Aunque, su aplicación a grupos numerosos constituye un inconveniente, dado que generalmente no se cuenta con tantas máquinas, personal, horarios para turnos, etc. Una alternativa podría ser que el docente a través de un proyector de imágenes provenientes del ordenador muestre la simulación, pero en ese caso se pierde uno de los principales atributos de las mismas que es la posibilidad de manipulación individual.

Durante cada clase y atendiendo a los fundamentos expresados anteriormente sobre el aprendizaje de las ciencias, se dispusieron de tres momentos para la resolución de las actividades:

1. Momento individual
2. Momento en grupo pequeño
3. Momento de puesta en común con el grupo total

De esta forma, en la resolución de las actividades los estudiantes deben, primero, resolverlas en forma individual, poniendo en juego sus propias concepciones, luego, discutir las en grupos pequeños y, por último, ponerlas en común con el resto de la clase y con la intervención del profesor.

Desde una perspectiva constructivista, los estudiantes deben asumir su responsabilidad individual en la construcción de su propio conocimiento. Aunque dado que este es un proceso largo y laborioso, no puede descartarse la ayuda de los pares y del profesor.

En el momento inicial o individual se procura que los alumnos argumenten las ideas en función de sus propias teorías, tomen conciencia de sus modelos iniciales. Estas acciones se ven consolidadas en el momento grupal a través de la discusión cooperativa con sus compañeros.

El aprendizaje cooperativo en clases teóricas con grupos numerosos fue destacado como positivo por Mason y otros (1997). En su investigación los estudiantes resolvieron 13 tareas en clase que involucraban problemas conceptuales y algorítmicos. Este trabajo fue evaluado muy positivamente por los estudiantes al final del curso y probó ser una experiencia relajante y centrada en el alumno. Algo similar ocurrió en la experiencia llevada a cabo por Nakhleh, Lowrey y Mitchell (1996).

El rol del profesor es de coordinador en la ejecución de los momentos anteriores y tiene un papel protagónico en la puesta en común. En ella se arriba a una respuesta final construida a partir de las ideas expresadas por los grupos de alumnos y del conocimiento a que se pretende llegar con cada actividad. También, y a partir del conocimiento que tiene el profesor sobre las concepciones alternativas de los

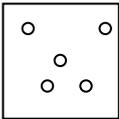
estudiantes, se favorece la explicitación de estas concepciones y se apoya su revisión a la luz del modelo consensuado.

En definitiva, a través de esta metodología, los estudiantes tienen oportunidades para interrogar sus propios modelos y redescubrirlos a partir de los elaborados por sus compañeros y por el profesor. También deben reflexionar sobre el conocimiento presentado en la enseñanza y trabajar junto con los profesores para asegurar que el conocimiento que se va generando sea científicamente aceptable (Nakhleh, 1994).

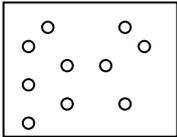
Para garantizar la ejecución de estos tres momentos, las actividades que figuran en los tres módulos otorgados a cada alumno, cuentan con tres espacios para volcar las respuestas de esos tres momentos (ver Cuadro 6.2). Así, al finalizar el trabajo, un alumno puede contar con sus ideas iniciales sobre la cuestión, cómo se modificaron o no con la discusión en pequeño grupo y cómo fueron juzgadas esas ideas en la puesta en común con la intervención del profesor. El hecho de que las respuestas queden registradas en las guías les permite la posterior reconstrucción de su proceso de aprendizaje.

Cuadro 6.2: Ejemplo de la presentación de una actividad de la PD.

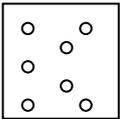
**Actividad 1**  
 Las figuras muestran moléculas de gas en recipientes de distintos volúmenes. ¿Cuál está más concentrado? Explica diferenciando los conceptos masa y concentración.



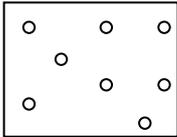
(a) 1 litro



(b) 2 litros



(c) 1 litro



(d) 2 litros

**Individual:** tus ideas propias iniciales  
 Respuesta:                      Explicación:

**Grupo pequeño:** el acuerdo con tus compañeros del grupo después de discutir las respuestas de cada uno (no borres, corrijas ni completes tu respuesta inicial)  
 Respuesta:                      Explicación:

**Puesta en común:** respuesta final con la participación del profesor (no borres ni corrijas las respuestas anteriores, te servirán para después seguir tu progreso y no volver a cometer los mismos errores)  
 Respuesta:                      Explicación:

Al final de cada clase se entregó el módulo que se iba a trabajar la clase siguiente, y se solicitó a los estudiantes que trajeran contestado la parte individual. Cuando se les explicó la metodología de trabajo en los tres momentos, se le pidió que se esforzaran por escribir sus ideas iniciales, por más que tuvieran dudas sobre ellas. También durante las clases, se dio un tiempo breve para completar las respuestas individuales que podrían haber quedado sin responder.

Un hecho significativo fue que se tuvo que insistir bastante en que no borrarán sus respuestas iniciales ni grupales, dada la tendencia que promueve la enseñanza tradicional de “ocultar el error”.

La realización del material en tres etapas (tres módulos) permite al alumno familiarizarse con las representaciones con partículas y gráficos desde la primera guía y aplicar esos conocimientos en las dos guías posteriores.

## 6.6 Conclusiones

Uno de los objetivos primarios de esta investigación sobre el equilibrio químico, es evaluar la efectividad de una propuesta didáctica constituida por una serie de actividades que utilizan diagramas con partículas (átomos, moléculas) y gráficos lineales (concentración versus tiempo y velocidades de reacción versus tiempo). Estas actividades fueron diseñadas con el objetivo de contribuir a la construcción de una secuencia de modelos conceptuales (modelo discontinuo de la materia, modelo de las colisiones de la reacción química, modelo dinámico del equilibrio químico y modelo de respuesta de un sistema en equilibrio al ser perturbado), donde se espera que el alumno integre estos cuatro modelos en un modelo -objetivo de la enseñanza- sobre el equilibrio químico, que le permita superar las concepciones alternativas frecuentes que aparecen en este tema y constituya una base adecuada para continuar profundizando el tema con aspectos aún más abstractos como los termodinámicos. Este objetivo se les ha hecho explícito a los alumnos, y también se han discutido con ellos algunas cuestiones sobre la naturaleza de un modelo.

La Propuesta Didáctica se ajusta a la sugerencia realizada en las implicaciones didácticas del estudio histórico, en la cual se promovía la secuencia de tres modelos históricos con hincapié en: las fuerzas, las velocidades y la energía. Esta propuesta, adecuada para la escuela secundaria y primero de universidad, comienza con revisar las imágenes que se tienen de un sistema en equilibrio químico, diferenciando equilibrio químico del equilibrio físico, y discutiendo los distintos significados que se le da al término equilibrio, generalmente asociado con una igualdad de fuerzas. Continúa con actividades que favorezcan la construcción del modelo cinético y de las colisiones, es decir un enfoque submicroscópico del cambio químico y de las velocidades de reacción. Para, finalmente, arribar al modelo termodinámico. Esto permitiría al alumno construir una imagen del sistema químico con valor explicativo y predictivo, dado que el aspecto dinámico del equilibrio no puede abstraerse directamente del nivel macroscópico del fenómeno.

En definitiva, las actividades incluidas en los módulos se diseñaron teniendo en cuenta:

- . La construcción progresiva de los modelos deseados, que interesan para los objetivos de enseñanza, que van haciendo hincapié en distintos aspectos de un sistema en equilibrio químico.
- . Las concepciones alternativas sobre el tema encontradas en la bibliografía y, fundamentalmente, en el estudio preliminar.
- . Las posibilidades de proporcionar imágenes del sistema a través de representaciones con partículas.
- . Las posibilidades de realizar un seguimiento a determinadas propiedades del sistema en distintos momentos a través de una única representación, como son los gráficos lineales.

Los diagramas usados abarcan aspectos puntuales de cada modelo. El conjunto de actividades con partículas y gráficas permiten "visualizar" o construir el modelo conceptual. Se podría decir, a su vez, que cada dibujo con partículas constituye un modelo del sistema representado; por ejemplo, las moléculas de un gas en un recipiente cerrado ocupando todo el volumen. Con la Propuesta Didáctica interesa más la integración de todos los aspectos puntuales en ese modelo conceptual.

La Propuesta Didáctica tiene la particularidad que entre las opciones ofrecidas como respuestas incluye las concepciones alternativas conocidas y, la metodología empleada, permite la discusión de las mismas.

Los cuatro modelos conceptuales son "modelos de enseñanza", no son modelos puros científicos. Algunos no abarcan todos los aspectos del mismo que trata un texto de química universitario; por ejemplo, no se abordan todos los aspectos de la teoría de las colisiones para la reacción química. Esta es una propuesta didáctica con un objetivo educativo. Las actividades de enseñanza de estos cuatro modelos intermediarios se basaron en representaciones con partículas (el nivel micro) y en gráficos, dado que constituyen los modos de presentación de la química menos usados en la enseñanza, porque los más usados son el nivel simbólico (símbolos, ecuaciones químicas, fórmulas) y el nivel macro (observaciones, experimentos).

Los diagramas también constituyen un medio para explicitar el conocimiento, pues no sólo se presentan diagramas a los estudiantes sino también se les solicita que los dibujen, lo que constituye una postura más constructivista (Gobert, 2000). A diferencia de una simulación de ordenador, en las simulaciones de la Propuesta Didáctica el usuario (el alumno), puede actuar sobre los modelos que la componen, puede construirlos y modificarlos.

En esta propuesta no se aplicó el principio de Le Chatelier de una forma aislada, en el vacío; por el contrario, en todo momento se procuró solicitar una imagen de la situación final alcanzada, en lo que se refiere a concentraciones y velocidades en comparación con la situación inicial.

Con respecto a la utilización de gráficos lineales se tuvieron en cuenta algunos fundamentos expresados en el Capítulo 2. Al respecto, los alumnos tienen que traducir los gráficos lineales en tendencias de información, extraer esas tendencias, por ejemplo, de distintas partes del gráfico: situación de equilibrio 1, instante de la perturbación, evolución hacia una nueva situación de equilibrio, situación de equilibrio 2 o final.

Las actividades van más allá del hecho de constituir una mera profundización del tema, tal como lo mencionó uno de los profesores de nivel medio que emitió su juicio sobre la propuesta, ya que ponen en cuestionamiento a la enseñanza habitual de la química basada en la resolución mecánica de problemas y al rol pasivo o de tomador de apuntes de los alumnos en las clases teóricas. Con estas actividades se pretende no sólo ofrecer una propuesta complementaria a la enseñanza frecuente, o que reemplace algunos aspectos de ella, sino que se replantee la relación docente - alumno y alumno - alumno.

En definitiva, la Propuesta Didáctica diseñada y la metodología empleada para su desarrollo, enfrentan las problemáticas reconocidas en la enseñanza universitaria, donde los alumnos:

- forman grupos numerosos en una misma aula
- asumen la función de registradores de apuntes
- tienen poco contacto con imágenes del fenómeno
- no interactúan cooperativamente con sus pares
- no ven facilitada la construcción de modelos explicativos abarcadores
- no tienen un seguimiento de las ideas e imágenes que van construyendo.

La efectividad de esta propuesta de enseñanza es evaluada en los capítulos posteriores donde se muestran los resultados de su aplicación con alumnos españoles y con alumnos argentinos.



## CAPÍTULO 7

### DESARROLLO DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA CON ALUMNOS ESPAÑOLES

#### 7.1 Introducción

En este capítulo se presenta la investigación realizada con alumnos españoles, cuyo propósito general consistió en evaluar, a través de distintos instrumentos, la efectividad de la Propuesta Didáctica presentada en el capítulo anterior. Esta propuesta de enseñanza, basada en la construcción de modelos, busca la superación de las dificultades y concepciones alternativas encontradas. De esta manera se da continuidad y se profundiza el estudio comenzado en la etapa experimental preliminar.

Los apartados que complementan la introducción de este capítulo son:

- . Metodología
- . Resultados
- . Discusión
- . Conclusiones

##### 7.1.1 Preguntas que se plantea este estudio

¿En qué medida las entrevistas y la resolución de los módulos confirman la presencia de las concepciones alternativas encontradas en el análisis de los resultados del estudio preliminar?

¿En qué grado se verifican las explicaciones que se formularon sobre el origen de las seis concepciones alternativas encontradas en el estudio preliminar?

¿Qué eficacia muestra la Propuesta Didáctica en superar las concepciones alternativas y en qué medida promueve la construcción de modelos adecuados?

¿Cómo evalúan los estudiantes a la Propuesta Didáctica y su participación en ella?

¿Las respuestas de los alumnos pueden interpretarse desde la perspectiva de los modelos mentales?

### **7.1.2 Objetivos que se persiguen**

1. Confirmar la presencia de las concepciones alternativas definidas en el estudio experimental preliminar, en el que se utilizó sólo un cuestionario escrito.
2. Evaluar la eficacia de la Propuesta Didáctica a través de analizar los resultados obtenidos en el cuestionario y entrevistas finales.
3. Indagar las actitudes de los estudiantes acerca del contenido y metodología de la Propuesta Didáctica, así como su participación y aprendizaje en ella.
4. Verificar las explicaciones que se formularon sobre el origen de las seis concepciones alternativas encontradas en el estudio preliminar.
5. Analizar las características de las respuestas de los alumnos desde la perspectiva de los modelos mentales.

### **7.1.3 Hipótesis a contrastar**

A la luz de los objetivos planteados para esta etapa de la investigación se emite la siguientes hipótesis:

I. La Propuesta Didáctica desarrollada en esta investigación es un recurso eficaz en la enseñanza del equilibrio químico dado que los estudiantes que participan en ella muestran cambios significativos en sus concepciones originales y en la organización de su conocimiento.

## **7.2 Metodología**

### **7.2.1 Diseño de investigación**

El diseño de investigación de esta etapa se sintetiza en el Cuadro 7.1.

Inicialmente se administra un cuestionario inicial con el objetivo de designar, para cada carrera, un grupo de control y otro grupo experimental con similares puntos de partida.

En esta etapa es esencial la realización de entrevistas, para profundizar en las ideas de los alumnos y su evolución, y poder de esta manera corroborar las explicaciones tentativas formuladas al final del estudio experimental preliminar.

Cuadro 7.1: Diseño de investigación de esta etapa.

<p><b>Administración de los instrumentos iniciales</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>. Cuestionario inicial</li><li>. Entrevistas iniciales</li></ul> <p><b>Desarrollo de la Propuesta Didáctica (sólo grupo experimental)</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>. Módulo 1</li><li>. Módulo 2</li><li>. Módulo 3</li></ul> <p><b>Administración de los instrumentos finales</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>. Cuestionario final TPEQ</li><li>. Entrevistas finales (grupo experimental)</li><li>. Test de actitudes hacia la PD (grupo experimental)</li></ul>
----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

La Propuesta Didáctica sobre el equilibrio químico basada en modelos se lleva adelante con la concreción de sus tres módulos.

Finalmente a todos los alumnos se les administra el Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico, para comparar las diferencias obtenidos para ambos grupos. A los grupos experimentales se les suministra un cuestionario para que evalúen la Propuesta Didáctica y su participación en ella, y también algunos estudiantes son entrevistados por segunda vez con el fin de analizar la evolución de sus ideas y modelos.

## 7.2.2 Muestras

Las muestras, objeto de estudio de esta etapa, están formadas por alumnos de cuatro grupos de primer año de la Universidad Complutense de Madrid, que asisten a la asignatura Química de dos carreras diferentes: Licenciatura en Biología (83 estudiantes con promedio de edad de 18,2 años) y Licenciatura en Geología (89 estudiantes con promedio de edad de 19,0 años).

Estos alumnos corresponden al curso siguiente de los alumnos que participaron en el estudio experimental preliminar (Capítulo 5). Por lo tanto, tuvieron la misma enseñanza e historia educativa previa que sus pares del año anterior. Las características de la enseñanza recibida puede consultarse en el Apartado 5.4.1.

## 7.2.3 Instrumentos

### I. Cuestionario inicial

A pesar de que los estudiantes están distribuidos en los cursos al azar (por orden alfabético), se administró un cuestionario inicial, que abarca contenidos sencillos y

elementales, con el objeto de poder designar, para cada carrera, un grupo de control y otro grupo experimental con similares puntos de partida.

Como puede apreciarse en el Anexo 3, el Cuestionario Inicial consta de 10 ítems con opciones que abarcan los conceptos de: concentración, ley de Boyle (interpretación de un gráfico PV), mezcla, elemento y compuesto (diferencias a partir de representaciones con partículas), reactivo limitante y en exceso para una reacción química, concentraciones de las especies en el equilibrio y evolución de algunos sistemas en equilibrio perturbados. Todas las cuestiones son fundamentalmente cualitativas, menos una que puede resolverse sin ayuda de calculadora. Se calificó a cada cuestión con un punto, por lo tanto, el puntaje máximo es 10.

## II. Entrevistas

Las entrevistas han sido una de las metodologías más usadas para indagar concepciones de los alumnos. Una referencia clásica en la investigación de las concepciones alternativas a partir de entrevistas, es el artículo de Gaalen Erickson (1979) sobre las concepciones de alumnos, de edades comprendidas entre los 6 y 13 años, sobre calor y temperatura. Erickson lleva adelante entrevistas clínicas (Piaget, 1926) de final abierto que parten de una situación con material concreto. En el método clínico no se sigue un esquema rígido de preguntas, sino se intenta que el entrevistado se involucre en aspectos de la tarea.

En las entrevistas, además de partir de materiales concretos, y dependiendo de la edad de los entrevistados, suelen utilizarse láminas conteniendo un dibujo de una situación o ejemplo en particular. Esta técnica fue sistematizada por Osborne y Gilbert (1980) y se denomina *entrevistas acerca de ejemplos*. Generalmente estas láminas contenían dibujos sencillos con situaciones donde en algunos casos se ejemplifica el concepto y en otros no. Estas entrevistas permiten al estudiante realizar preguntas para clarificar ambigüedades antes de responder y también dan flexibilidad en la discusión de razones o falta de éstas en las respuestas.

Estos autores enumeran las principales ventajas y desventajas de las entrevistas acerca de ejemplos. El potencial de esta técnica reside en:

1. Es aplicable a un amplio rango de edades.
2. Es amena tanto para el entrevistador como para el entrevistado.
3. Tiene ventajas sobre las respuestas escritas en términos de flexibilidad y profundidad de la investigación.
4. El clasificar ejemplos es más pertinente e indagador que solicitar una definición.
5. Hace más hincapié en la visión del estudiante que en examinar si el estudiante tiene la visión científica correcta.

Entre las limitaciones y dificultades de esta técnica destacan:

1. Tiene el problema de elegir un juego de ejemplos limitado pero adecuado.
2. El orden de los ejemplos puede influir en las respuestas.
3. Las entrevistas, la transcripción y el análisis de la transcripción consumen tiempo.
4. Tiene las dificultades asociadas con las entrevistas y el análisis de datos de las mismas, por ejemplo la dificultad de realizar un informe en forma sucinta.

Osborne y Gilbert argumentan que el conocimiento que se obtiene justifica el tiempo invertido, mientras que, con la experiencia, se superan las dificultades de origen metodológico de las entrevistas. También destacan el valor de ese tipo de láminas en discusiones en pequeño grupo. Otra ventaja de estas entrevistas es que permiten realizar *comprobaciones cruzadas*, es decir volver una y otra vez a lo que el entrevistado ha dicho, para aclarar ciertos aspectos y comprobar la estabilidad de sus ideas. Esto facilita en muchas ocasiones que el entrevistado clarifique sus propias ideas (Rodríguez Gómez y otros, 1996).

En general, para analizar los resultados de las entrevistas, suele utilizarse la técnica de inducción analítica (Goetz y Le Compte, 1984) en la cual, de la lectura continua de las respuestas obtenidas, se revelan patrones comunes. Cada investigador lee independientemente una muestra y sugiere categorías para clasificar las respuestas. Posteriormente se comparan las respectivas categorías y se busca un acuerdo en su definición. De las categorías construidas en común se derivan generalizaciones de los datos. Luego se validan las generalizaciones con una vuelta a los datos para encontrar casos que confirman y discrepan (Frederick Erickson, 1989).

Posner y Gertzog (1982) afirman que el conocimiento construido por los alumnos puede ser indagado con entrevistas bien diseñadas que le soliciten explicar eventos que ellos observan. Las entrevistas semi-estructuradas, propuestas por ejemplo por Krajcik, Simmons y Lunetta (1988), solicitan a los entrevistados el mismo juego de preguntas, aunque también permiten al entrevistador realizar otras preguntas para clarificar respuestas de los estudiantes y enriquecer la información obtenida.

Las entrevistas se han usado en múltiples investigaciones en enseñanza de las ciencias, por ejemplo: Van Driel y otros (1998), Hesse y Anderson (1992), Cachapuz y Maskill (1989), etc. Bergquist y Heikkinen (1990) realizaron entrevistas del tipo “pensar en voz alta” sobre el equilibrio químico y los resultados obtenidos revelaron que los métodos tradicionales utilizados para evaluar el equilibrio químico no diagnostican si se ha producido una adecuada comprensión del tema. Frecuentemente a los estudiantes se les solicita resolver problemas numéricos y, como mostraron las entrevistas, obtener respuestas correctas en estos problemas no indica, necesariamente, que los estudiantes comprendan el tema sino tan sólo que saben calcular constantes o concentraciones en el equilibrio.

## **II.1 Objetivos y metodología de las entrevistas**

En esta etapa, la realización de entrevistas persigue los siguientes objetivos:

- Indagar en profundidad las concepciones de los estudiantes.
- Ampliar y profundizar el conocimiento que se obtiene de las respuestas que dan en otros instrumentos escritos (como en las actividades de la Propuesta Didáctica y en el Test Final).
- Corroborar algunas hipótesis explicativas que surgieron de los resultados del test de proposiciones con otros alumnos (estudio experimental preliminar).
- Analizar los resultados desde la perspectiva de los modelos mentales.

Las entrevistas buscan enriquecer el proceso de obtención de datos e información sobre el aprendizaje de los estudiantes, que no puede ser completamente abarcado con la aplicación de cuestionarios escritos.

El segundo objetivo persigue indagar si los estudiantes interpretan correctamente lo que se les solicita en diferentes actividades y ampliar el tipo de respuestas que brindan, por ejemplo en las actividades de la Propuesta Didáctica.

El tercer objetivo busca corroborar algunas de las hipótesis formuladas sobre el origen de las concepciones alternativas definidas a partir de las respuestas de los estudiantes al TPEQ. Se espera que estos argumentos sean expresados claramente por los entrevistados en sus explicaciones.

Se realizaron 42 entrevistas, con alumnos voluntarios, 21 de cada carrera y aproximadamente 10 de cada grupo (experimental y control, curso 99/00). Las entrevistas se realizaron sobre situaciones o problemáticas en lápiz y papel. Estas situaciones encabezaban las hojas que se les suministraba a los entrevistados. Algunas de las cuestiones empleadas incluyeron actividades de la propuesta didáctica, antes de que fueran realizadas en la clase por esos alumnos. Se emplearon 24 cuestiones (ver Anexo 4).

En general a cada entrevistado se le entregó una hoja con la cuestión y tiempo para que la pensara y resolviera. Posteriormente en la entrevista se solicitó que explicara lo que había hecho y se conducía una entrevista tipo clínico, donde frecuentemente se pedía al entrevistado que dibujara (representaciones con partículas, gráficos lineales). Al finalizar la entrevista se le entregaba una segunda cuestión y se le volvía a dar tiempo para que la pensara y respondiera. La primera cuestión hacía referencia a las características de un sistema en equilibrio químico y la segunda cuestión a su evolución ante una perturbación.

El entrevistador conduce con preguntas adecuadas que llevan a los estudiantes a describir, explicar y predecir, a poner en juego las tres funciones de sus modelos. También periódicamente, tomando en cuenta las respuestas dadas por los estudiantes, les expresaba en forma sintetizada la concepción que aparentemente está sosteniendo el entrevistado (a la luz del conocimiento sobre las concepciones alternativa reconocidas), con el fin de que él mismo la corrobore, amplíe o rechace. Esto, junto con la permanente solicitud de dibujos, de la imagen interiorizada del fenómeno, permite analizar los resultados desde la perspectiva de los modelos mentales.

La duración de las entrevistas fue variable, dependiendo de las respuestas que iban dando los estudiantes. En promedio 15-20 minutos por entrevistado en total, incluyendo las dos cuestiones. Las entrevistas fueron grabadas en audio, previa aceptación del entrevistado. Las grabaciones registran con fidelidad todas las interacciones verbales y permiten al entrevistador prestar más atención a lo que dice el entrevistado favoreciendo la comunicación entre ambos.

## II.2 Guión de las entrevistas

En primer lugar se puede considerar como un producto del proceso de entrevistas llevado a cabo, el perfeccionamiento del guión de preguntas exhaustivo, de acuerdo con los objetivos de la investigación. Este guión posee un orden lógico, dado que primero repasa en la visión que tiene el estudiante sobre un sistema gaseoso en equilibrio (Cuadro 7.2) y posteriormente en cómo explica esta visión en el comportamiento del sistema ante una perturbación (Cuadro 7.3).

Cuadro 7.2: Guión para las entrevistas sobre la primera situación: imagen de un sistema en equilibrio.

¿Cómo es el recipiente que contiene al sistema gaseoso en equilibrio?  
¿Los reactivos se encuentran en un recipiente y los productos en otro?  
¿Qué especies se encuentran presentes en el equilibrio?  
¿Qué significa la doble flecha?  
Si ponemos sólo los reactivos en el recipiente: ¿Qué ocurre con las concentraciones de las especies? ¿Qué ocurre con las velocidades de reacción directa e inversa? ¿En qué momento comienza a formarse reactivos a partir de los productos formados?  
Por ejemplo, si partimos de X moles del reactivo A (= a su coeficiente estequiométrico) e Y moles del reactivo B (menor a su coeficiente estequiométrico, reactivo limitante para una reacción irreversible) ¿Se alcanza el equilibrio?  
¿Qué cantidad de cada una de las especies está presente en el equilibrio?  
¿Qué ocurre con las concentraciones de las especies una vez alcanzado el equilibrio?  
¿Cómo se define la constante de equilibrio para esta reacción?  
¿De qué depende la constante de equilibrio?  
¿Se sigue produciendo la reacción una vez que se logró el equilibrio? ¿Cómo se denomina este tipo de equilibrio?  
¿Qué se observaría en una representación realizada con partículas?  
¿Cómo puede ser que la reacción se siga produciendo y que las concentraciones no cambien en el tiempo a temperatura constante? ¿Cómo es la velocidad directa con respecto a la velocidad inversa en el equilibrio químico?

Cuadro 7.3: Guión para las entrevistas sobre la segunda situación: imagen de la respuesta de un sistema en equilibrio ante una perturbación.

¿Qué ocurre ante esta perturbación?  
¿Qué has aplicado para llegar a una respuesta? ¿Cómo enunciarías el principio de Le Chatelier?  
¿Se alcanza un nuevo estado de equilibrio?  
¿El sistema contrarresta parcialmente o totalmente el efecto de la perturbación?  
¿De qué otra forma que no sea el principio de Le Chatelier hubieras llegado a la misma conclusión?  
¿Cómo son las concentraciones de las especies en el equilibrio final con respecto al equilibrio inicial?  
¿Qué ocurre con las velocidades directa e inversa ante la perturbación?  
¿Cómo son las velocidades de reacción en el equilibrio final con respecto a las velocidades en el equilibrio inicial?  
¿Qué ocurre con la constante de equilibrio?  
¿El equilibrio químico es un estado único, para una reacción química, caracterizado por concentraciones y velocidades fijas a las que siempre se llega después de una perturbación?  
¿Qué ocurre si al sistema en equilibrio químico se le agrega un catalizador?

### **III. Módulos de actividades de la Propuesta Didáctica**

Como fue explicado en el diseño de la Propuesta Didáctica (Capítulo 6), el formato de presentación de las actividades dispone de un espacio para la respuesta individual, otro para la respuesta que surge de la discusión en grupo pequeño y, por último, un lugar para la respuesta final, resultante de la puesta en común con el profesor.

Esta metodología de trabajo facilita el análisis de las ideas de los estudiantes y la injerencia sobre ellas de la discusión con sus pares. También permite hacer un seguimiento de la evolución de las ideas de los estudiantes a medida que avanzan en las actividades y módulos.

Como se profundizó en el Capítulo 6, para dar lugar a que los alumnos construyan y revisen sus propios modelos, se diseñaron tres módulos con actividades que siguen una secuencia de 4 modelos que se integran constantemente. Los tres módulos se desarrollaron en tres clases (una por semana) de aproximadamente una hora y media. A este tiempo de trabajo se debe sumar el tiempo que utilizaron para contestar el cuestionario inicial, más un tiempo dedicado a revisar los resultados cuando fueron entregados y por último el tiempo dedicado a la resolución del test final (TPEQ).

Los alumnos traían contestado cada módulo a la clase correspondiente, en ella se realizaba la discusión de cada cuestión en pequeño grupo y la puesta en común con la elaboración de conclusiones finales. Estos módulos fueron retirados para su análisis y devueltos antes de la sesión siguiente, con algunas correcciones (sólo en las respuestas escritas finales de la puesta común) si resultaba necesario. Todos los materiales y cuestionarios fueron entregados, luego de su revisión y/o fotocopiado, a los alumnos.

En definitiva, con los alumnos de los grupos experimentales se llevó adelante la Propuesta Didáctica, que se implementó durante el desarrollo corriente de la asignatura (clases de teoría y problemas) y fue coordinada por el investigador. Por exigencias curriculares el tiempo que se dispuso para esta intervención didáctica fue acotado. Los estudiantes de los grupos experimentales dispusieron de menos tiempo para la resolución de los problemas típicos de la asignatura y de consulta de los mismos con los profesores de la materia, en comparación con los alumnos de los grupos de control.

### **IV. Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico**

Las características del Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico (TPEQ), cuya versión completa se incluyó en el Anexo 1, fueron explicadas en el Capítulo 5, cuando se presentaron los instrumentos utilizados en el estudio experimental preliminar.

### **V. Test de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica**

Se administró a los grupos experimentales un test tipo Likert para evaluar las opiniones y actitudes de los estudiantes acerca de la Propuesta Didáctica y su participación en ella.

El Test de Actitudes hacia la PD, consta de 47 afirmaciones (ver Anexo 5), que los estudiantes tienen que evaluar utilizando 6 criterios: “muy en desacuerdo”, “en desacuerdo”, “no sé”, “me es indiferente”, “de acuerdo”, “muy de acuerdo”. Aproximadamente la mitad de las afirmaciones eran positivas (se esperaba que los alumnos eligieran muy de acuerdo) y la otra mitad era negativa (se esperaba que eligieran muy en desacuerdo). Los puntajes se asignaron del 1 al 5, el puntaje 5 para la opción muy de acuerdo (si la afirmación es positiva) o muy en desacuerdo (si la afirmación es negativa). A las opciones “no sé” y “me es indiferente” se les asignó el puntaje 3. En síntesis, promedios cercanos a 3 contribuyen a la tendencia central. Las 47 afirmaciones se ubicaron en el test al azar.

## 7.3 Resultados

En este apartado se presentan los resultados obtenidos con los distintos instrumentos de acuerdo al siguiente orden: cuestionario inicial, entrevistas iniciales, módulos de actividades, cuestionario final, entrevistas finales y test de actitudes.

### 7.3.1 Resultados del Cuestionario Inicial

Para cada una de las carreras se eligió un grupo como control y otro como experimental, de acuerdo al puntaje promedio obtenido en el Cuestionario Inicial realizado para tal fin (Anexo 3). Como ya se mencionó los estudiantes tienen similares trayectorias educativas previas.

Se dispuso de 4 grupos de alumnos, dos de cada carrera. Esta información se brinda a continuación, discriminando por carrera, en las Tablas 7.1 y 7.2.

#### . Licenciatura en Biología

Tabla 7.1: Valores promedios y diferencias estadísticas de edad y de cuestionario inicial para estudiantes de la licenciatura en biología.

	N	Edad			Cuestionario inicial		
		total	media	desv.	estad.	media	desv.
Grupo control	49	18,3	0,64	t = 1,6 p>0,05	5,9	1,3	t = 0,9 p>0,05
Grupo experimental	34	18,0	0,56		5,6	1,5	

No se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas en el test t de Student para muestras independientes (Ferrán, 2001), en las edades y en el cuestionario inicial, para 81 grados de libertad. Esta similitud en las condiciones de partida de ambos grupos es fundamental para que luego se pueda comparar el aprendizaje debido a la propuesta didáctica.

## . Licenciatura en Geología

Tabla 7.2: Valores promedios y diferencias estadísticas de edad y de cuestionario inicial para alumnos de la licenciatura en geología.

	N	Edad			Cuestionario inicial		
		total	media	desv.	estad.	media	desv.
Grupo control	48	19,0	1,1	t = 5,1	5,4	1,1	t = 1,1
Grupo experimental	41	18,9	0,9	p>0,05	5,0	1,6	p>0.05

Para los alumnos de la licenciatura en geología tampoco se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas en el test t de Student para muestras independientes, en edades y el cuestionario inicial, para 87 grados de libertad.

Confirmado el punto de partida similar de los dos grupos de alumnos de cada carrera, se asignaron los grupos control y experimentales de acuerdo a la predisposición manifestadas por los profesores a cargo de esos grupos para implementar la Propuesta Didáctica. Los dos grupos experimentales seleccionados coincidieron con los grupos con leves promedios menores en el cuestionario inicial para cada carrera.

### 7.3.2 Resultados de las entrevistas iniciales

Entre la administración del cuestionario inicial y la contestación del primer módulo se realizaron las entrevistas iniciales. Los resultados provenientes del análisis de estas entrevistas condujeron a modificar y enriquecer el diseño de los módulos, dado que el diseño de la PD no había culminado cuando se estaban realizando las primeras entrevistas.

El material transcrito, producto de las grabaciones de las 58 entrevistas realizadas (42 primeras y 16 segundas entrevistas), ocupó 240 páginas que fueron sometidas al análisis de dos investigadores en forma independiente. La identificación de concepciones y su clasificación en categorías resultantes de este proceso mostró un alto nivel de coincidencias entre ambos investigadores.

Siguiendo el guión, para las dos situaciones, se pudo tener una idea de los modelos que han construido los alumnos sobre el equilibrio químico, sobre los aspectos que hacen que pueda considerárselo como un sistema: condiciones que permiten su existencia, composición, relación entre las partes que lo componen, su origen, dinámica y evolución.

A continuación, en las Tablas 7.3 y 7.4, se describe una síntesis de los resultados obtenidos en las entrevistas iniciales. En la categoría “totalmente” se incluyen a los alumnos que mantienen una concepción en distintos momentos de la entrevista y/o no guardan dudas sobre ella. En la categoría “parcialmente” se han incluido a los estudiantes que no muestran seguridad en una concepción e incluso que pueden cambiarla o corregirla durante la entrevista y/o por la influencia de las preguntas del investigador.

Tabla 7.3: Porcentajes de concepciones alternativas correspondientes a la Situación 1 de las entrevistas (n = 42).

Concepción	Totalmente	Parcialmente
No es un recipiente cerrado	10	19
Compartimentación del equilibrio	12	12
No coexistencia de todas las especies en el equilibrio	10	19
Velocidad directa aumenta en aproximación al equilibrio	7	12
Acumulación de producto para inicio de reacción inversa	10	10
Comportamiento pendular	12	10
Composición del sistema igual a coef. estequiométricos	52	33
Concentración de productos = concentración de reactivos	7	7
No equilibrio si existe “reactivo limitante”	36	24
En el equilibrio no se produce más la reacción	7	14
Existencia de un equilibrio previo	5	5
Ecuación química = situación en particular dibujada	12	10

Tabla 7.4: Porcentajes de concepciones alternativas correspondientes a la Situación 2 de las entrevistas (n = 42).

Concepción	Totalmente	Parcialmente
Contrarresta totalmente la perturbación	12	19
Concentración equilibrio 1 = concentración equilibrio 2	10	17
Velocidad equilibrio 1 = velocidad equilibrio 2	17	21
Velocidad directa aumenta, velocid. indirecta disminuye	14	14
$K_1 = K_2$ cuando cambia la temperatura	10	10
Equilibrio como un estado único	12	14
Catalizador favorece sólo reacción directa en equilibrio	24	19

En el apartado siguiente se muestran fragmentos de las transcripciones de las entrevistas que permiten ilustrar las distintas concepciones y dificultades acerca del equilibrio químico que sostienen los entrevistados. En la transcripción del diálogo seguido se utiliza la letra “E” siempre para el entrevistador y otra letra, correspondiente al primer nombre, para el entrevistado. Dada la magnitud de la información disponible, los ejemplos se presentan indicando inicialmente el número del entrevistado y, entre paréntesis, el o los aspectos que se destacan de la transcripción seleccionada.

Las categorías utilizadas para esta presentación son:

1. Situación 1: Imagen del sistema en equilibrio.
  - 1.1. Ubicación del sistema químico en equilibrio
  - 1.2. Composición de un sistema en equilibrio
  - 1.3. Existencia de un reactivo limitante
  - 1.4. Ecuación química igual a una situación experimental
  - 1.5. La constante de equilibrio
  - 1.6. Comportamiento pendular del sistema en equilibrio
  - 1.7. Equilibrio estático, no dinámico
  - 1.8. Acumulación de producto para que inicie la reacción inversa
  - 1.9. Aproximación al equilibrio: equilibrio preexistente
  - 1.10. Combinación de varias de las concepciones encontradas

2. Situación 2. Imagen del equilibrio perturbado.
  - 2.1. Enunciado del principio de Le Chatelier
  - 2.2. Compensación total de la perturbación
  - 3.3. Equilibrio como un estado único
  - 4.4. Efecto de un catalizador en el equilibrio
  - 5.5. Si la velocidad directa aumenta la velocidad inversa disminuye, o viceversa.
  - 6.6. Combinación de concepciones encontradas

### 7.3.2.1 Situación 1: imagen del sistema en equilibrio

#### 1.1. Ubicación del sistema químico en equilibrio

Varios entrevistados carecen de una imagen sobre el sistema en equilibrio químico. En particular, por tratarse de sistemas homogéneos en fase gaseosa, muchos entrevistados no tienen en cuenta que el recipiente debe ser cerrado y único (no compartimentado en un recipiente para productos y otro para reactivos). La mayoría de ellos ante la pregunta: ¿dónde se encuentran las moléculas que has dibujado?, agregan el recipiente, o lo cierran, si dibujaron originalmente un recipiente abierto.

**A17:** (Recipiente abierto) En la Cuestión 1

E (entrevistador): ¿Por qué se quedan en el recipiente las moléculas del gas?

M: ¿Por qué no salen fuera del recipiente? Pues, a ver, (piensa) supongo porque el yodo tiene tendencia a reaccionar con el hidrógeno.

E: Pero has dicho antes que son gases.

M: Sí.

E: ¿Para ti se quedan juntas porque es mayor la tendencia a reaccionar que la fuerza para salir del recipiente, para expandirse?

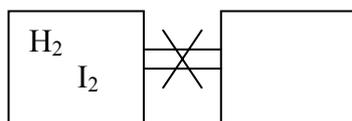
M: Es que yo he supuesto que el recipiente está cerrado pero estando abierto.

E: ¿Estando abierto se alcanzaría el equilibrio?

M: No, no porque entrarían también moléculas de oxígeno del aire (cierra con una tapa el recipiente del dibujo).

**A22:** (sistema compartimentado)

*Cuestión 2: En la figura se muestran los reactivos introducidos inicialmente en un recipiente. Estos reactivos reaccionan de acuerdo a:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$*



a) *Escriba las especies, de la misma forma que se hizo arriba, que se encuentran presentes en el equilibrio, con la válvula que une ambos recipientes cerrada.*

b) *Ídem que la situación anterior ahora con la válvula abierta.*



E: ¿Y si abres la válvula?

M: Si abro la válvula, como los gases tienden a ocupar el mayor volumen pues se quedaría así. Lo que no sé si esto pasaría aquí también, estaría todo mezclado, o si se quedaría aquí este y aquí lo otro.

E: ¿Y por qué has puesto unos de un lado y otros del otro?

M: Porque siempre se ponen los reactivos de esta parte y los productos a la otra (se ríe). Pero, que no sabía muy bien..., yo creo que estaría todo mezclado.



**A33:** En la Cuestión 2:

M: En esa primera figura tenemos primero los reactivos, la válvula cerrada o sea que todavía no han dado lugar a que se formen los productos. Aquí (parte a), lo que yo he entendido, es que abrimos la válvula y se alcanza el equilibrio y luego la cerramos. Entonces tenemos la misma concentración de todas las especies. Y ahora con la válvula abierta (parte b) la situación de equilibrio estará igual, dará lo mismo que esté la válvula cerrada o abierta porque si la situación del medio no cambian, ni la presión ni la temperatura, pues el equilibrio será el mismo.

E: ¿En el equilibrio y según lo que has dibujado, te queda hidrógeno y yodo en un recipiente y yoduro de hidrógeno en el otro?

M: Sí, o no (silencio). Ya me he liado.

E: Volvamos a la situación "a", si tu no abres la válvula, tienes hidrógeno y yodo ¿tienes que abrir la válvula para que se produzca el equilibrio?

M: Claro, la hemos abierto, se alcanza el equilibrio, y la volvemos a cerrar.

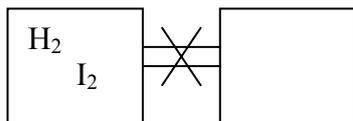
Más adelante continúan con esta idea de equilibrio compartimentado, cuando puede considerarse el todo como un único recipiente

(...)

M: Si puede estar, si está esto abierto. Hombre, no, no pues se establecería el equilibrio en los dos recipientes, si pasas una molécula de H aquí (de la parte izquierda a la derecha) entonces ya no está en equilibrio porque tienes una mayor concentración de H. Tendría que estar en equilibrio cada recipiente. Por lo que hacíamos antes lo de la  $K_c$ , en este caso sería (escribe la ecuación de  $K_c$  correctamente), si pasa una molécula de, por ejemplo, H para acá entonces este H aumentaría (concentración de H del denominador) entonces la constante cambiaría, y el equilibrio se desplazaría de un lado hacia otro. En este caso si aumentaría el H, se desplazaría hacia el HI. Deberían estar así, las dos situaciones en el equilibrio.

**A37.** (Compartimentado, no reacción si no se abre la válvula).

Cuestión 2: En la figura se muestran los reactivos introducidos inicialmente en un recipiente. Estos reactivos reaccionan de acuerdo a:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$



E: ¿Cómo interpretas esto?

M: Pues aquí tenemos estos reactivos, pero como esto está cerrado, pues no se forma nada, se quedan ahí pero no se forma nada.

E: Ahora ¿no se forma nada porque está la válvula cerrada?

M: Sí, vamos, digo yo.

E: Te pregunto

M: Creo que sí.

E: Digamos ¿si tu no abres la válvula por un tiempo no se forma nada?

M: No, no, bueno a lo mejor sí. Se hubiera formado, a pero bueno, claro. Si se puede haber formado (duda), espera (Dibuja 2HI en el recipiente de la derecha).

E: ¿Pero está la válvula cerrada?

M: Claro pero si estaba abierta y luego la han cerrado, ya a dado tiempo a que se formase.

....

E: ¿Y en el primer momento que abres la válvula qué pasa?

M: En el primer momento se formaría esto, porque por los choques se formaría yoduro de hidrógeno, entonces se quedaría aquí, pero si sigue abierta pues puede seguir formándose.

## 1.2. Composición de un sistema en equilibrio

Las principales dificultades surgen en torno a la composición del sistema en equilibrio químico. En particular si las concentraciones de reactivos deben ser iguales a las concentraciones de productos en el equilibrio y, principalmente, si las cantidades presentes en una situación de equilibrio deben ser iguales (o proporcionales) a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química.

**A18:** (Concentraciones de reactivos iguales a concentraciones de productos). En la Cuestión 9.

P: A ver en el equilibrio, a ver, pues si está en equilibrio tendrá que haber la misma cantidad de un lado que del otro.

Sigue con esa idea en la Cuestión 11:

E: ¿Por qué aumenta la velocidad directa?

P: Porque, para que se..., a ver, para que en el equilibrio sean iguales las dos concentraciones.

**A19:** (Concentración de reactivos y productos iguales)

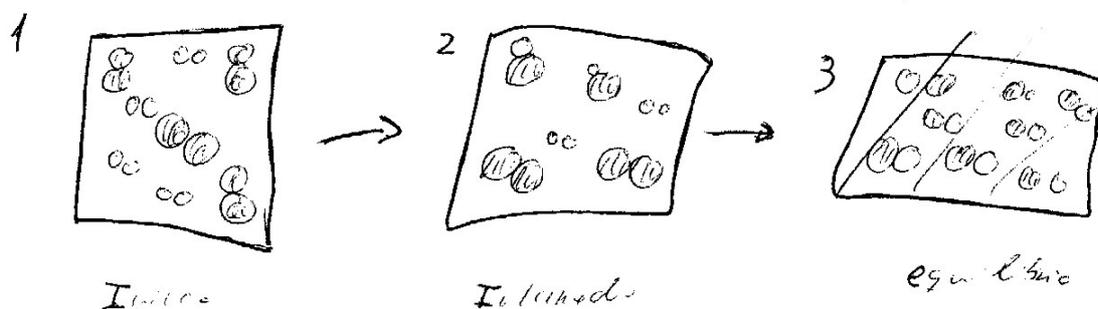
Cuestión 7. "Representa y dibuja un equilibrio químico".

A: Es que yo no he visto nunca bien cómo es representado un equilibrio químico, la idea que tengo es que las concentraciones de los productos y de los reactivos, cuando están en el equilibrio deben ser más o menos iguales, vamos, sino iguales del todo. Entonces he dibujado entonces he dibujado dos moléculas de agua formadas y unas cuantas sueltas de hidrógeno y oxígeno.

**A32:** (Igualdad)

*Cuestión 1: Explica qué representa:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$  También dibújalo.*

M: No sé bien a lo que se refería pero he hecho los pasos que sería. (Explica sus dibujos) En el primero no hay equilibrio, toda la sustancia es yodo e hidrógeno, en la situación inicial. Una situación intermedia en la que hay más, mayor de hidrógeno que yoduro de hidrógeno, y luego en el equilibrio pues que hay igual de una que de otra.



E: ¿Acá has puesto todas moléculas de HI? (en su dibujo de la situación en el equilibrio)  
M: Sí. Ah claro, me he confundido, claro. No, quería decir que hay igual de unas que de otras.  
E: ¿Iguales de cuáles?  
M: Igual cantidad de yodo e hidrógeno que de yoduro de hidrógeno.

**A38:** (Concentración de reactivos y productos iguales, cantidades estequiométricas). En la Cuestión 6.

“M: Pues es que con una cierta cantidad de yodo e hidrógeno se forma yoduro de hidrogeno hasta que las dos partes estén equilibradas.  
E: ¿Qué quiere decir que estén equilibradas?  
M: Que haya la misma cantidad de reactivos que de productos.  
E: ¿Pero tu no has dibujado la misma cantidad de reactivos que de productos?  
M: Pero puse hidrógeno en la misma cantidad que el yodo y el doble de HI.  
E: ¿Entonces van a reaccionar hasta que queden en una proporción 1, 1 y 2?  
M: Sí.  
E: ¿Pero acá (en el dibujo del problema) dice que está en equilibrio pero no están dibujadas en esa proporción?  
M: Pues no está en equilibrio, tendría que haber lo mismo de yodo que de hidrógeno.”

**A24:** (Equilibrio igualdad, igualdad estequiométrica) Cuestión 8.

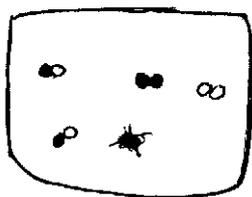
b. Escribió: “ $Q + 2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ ”

“Cuando aplicamos una determinada cantidad de calor el reactivo se transforma en producto hasta que existen en igual cantidad (proporcionalmente) dentro del sistema”

c. Escribió: “Momento, dentro de una reacción, en el que hay igual cantidad de reactivos que de productos, es decir, proporcionalmente, tenemos la cantidad exacta de reactivos para formar productos y la cantidad exacta de productos formados a partir de reactivos.”

**A25:** (Composición estequiométrica del equilibrio). Cuestión 9

P: Pues una negra y blanca que sería el clorhídrico y negras. Pero si están en equilibrio habría de todo (Hace el Dibujo).



E: ¿Cuántas tendrías de cada una?

P: Pues, tendríamos siempre el doble de HCl que de H<sub>2</sub> y de HCl que de Cl<sub>2</sub>.

E: ¿Tendrías dos de HCl, una de Cl<sub>2</sub> y una de H<sub>2</sub>?

P: Sí.

E: ¿Siempre las cantidades presentes guardan la proporción estequiométrica en un equilibrio?

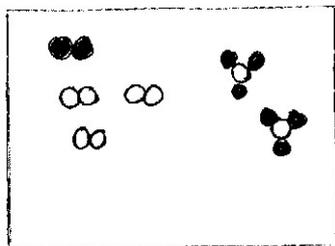
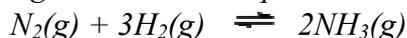
P: Sí, siempre tiene que, a ver, que no entiendo la pregunta: ¿Siempre las cantidades presentes guardan la proporción ...? Sí. Ah, bueno, no, no...

(...)

P: ...y cuando se alcance el equilibrio habrá la proporción estequiométrica...

**A22:** (Composición estequiométrica a no ser que se altere el equilibrio).

Cuestión 3: Si ● representa un átomo de nitrógeno y ○ representa un átomo de hidrógeno, representar una situación en equilibrio químico correspondiente a la siguiente reacción química:



M: Ah, no, son moles, son tres moles de H por cada uno de N dan dos moles de amoníaco.

E: ¿Has representado moléculas o moles?

M: Moléculas.

E: ¿Pero has mantenido la proporción de moles en la representación?

M: Sí.

E: ¿En el equilibrio siempre hay esa relación?

M: Depende, si...

E: ¿Por cada mol de N tiene que haber tres moles de H y da dos moles de amoníaco?

M: Sí.

E: ¿Siempre hay esas cantidades presentes?

M: Sí siempre. A no ser que alteres el equilibrio, pues subiendo la temperatura o cambiando las concentraciones o la presión. Subiendo o bajando la temperatura, subiendo o bajando la presión o cambiando las concentraciones. Pues dependiendo de esto el equilibrio se desplazará hacia la izquierda o hacia la derecha.

También en la Cuestión 2 mantiene la concepción de la composición estequiométrica del equilibrio:

M: (lee el enunciado) Como la válvula está cerrada todo queda en esta parte de aquí. Y al estar en equilibrio tenemos reactivos y productos, tendríamos hidrógeno, yodo y yoduro de hidrógeno.

E: ¿Por qué dos de HI?

M: Porque, uhm. Porque por cada mol de yodo más otro mol de hidrógeno se forman dos moles de IH.

E: ¿Pero tu qué has representado: las especies que están presentes o el número de moléculas que están presentes?

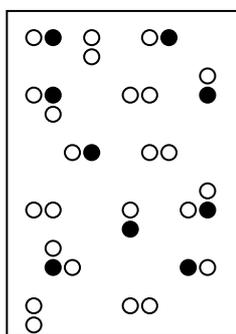
M: Uhm (se ríe). Claro, las especies presentes.

E: ¿Y tienes la especie yodo, la especie hidrógeno y la especie “2” IH?

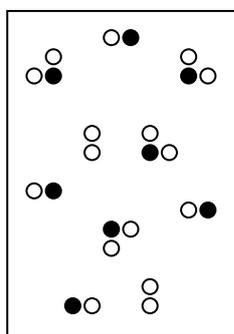
M: Sí, sí porque si te dan un mol de yodo y un mol de hidrógeno se te van a formar estos, si te dieran otras cantidades se te formaría otra cosa.

### A30: (Composición estequiométrica)

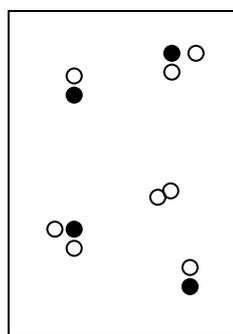
Cuestión 18: Para la siguiente reacción:  $2NO(g) + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2(g)$   $K_c$  baja  
¿Cuál de los siguientes dibujos mejor representa una situación de equilibrio? Si  $\bullet$  representa un átomo de nitrógeno y  $\circ$  uno de oxígeno.



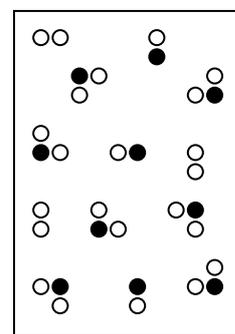
(a)



(b)



(c)



(d)

C: Bueno, yo he pensado que es la “c”, pero no estaba muy segura si era la “b” o la “c”.

E: ¿Por qué has dicho la “c”?

C: Porque bueno lo primero, de lo que menos hay es de oxígenos, porque como tiene 1 tiene que haber menos, hay más, esto sería el doble y aquí lo hay y aquí también hay el doble.

E: ¿Si cuentas hay 2, 1 y 2 igual que los coeficientes estequiométricos?

C: Sí, claro.

E: ¿Las cantidades presentes en el equilibrio tienen que coincidir con los coeficientes estequiométricos?

C: Y sí, vamos este es el número de moles que habrían y entonces tiene que coincidir.

E: ¿La ecuación química qué te indica el número de moles que tienes presentes?

C: Sí de cada cosa. Sería dos de monóxido, más uno de oxígeno para dar dos de dióxido.

E: ¿Si cuentas acá verás que tienes 4-2-4?

C: Sí, lo he visto, por eso estaba dudando entre las dos.

E: ¿Qué has representado moles o moléculas?

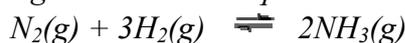
C: Bueno, daría lo mismo.

E: ¿Y por qué no puede ser la “b”?

C: Bueno eso es lo que yo estaba pensando.

**A33:** (Composición estequiométrica y constante de equilibrio. La constante de equilibrio se calcularía automáticamente a partir de los coeficientes estequiométricos de la ecuación química)

*Cuestión 3: Si  $\bullet$  representa un átomo de nitrógeno y  $\circ$  representa un átomo de hidrógeno, representar una situación en equilibrio químico correspondiente a la siguiente reacción química:*



E: Entonces dibuja una posible situación final.

M: Una posible situación final a partir de esta situación en equilibrio.

E: No una posible situación de equilibrio. Tu acabas de decir que no tiene por que ser justo 1, 3 y 2. ¿o sí?

M: En un porcentaje, pueden ser 2, 6 y 4.

E: ¿Y la constante de equilibrio entonces qué te dice?

M: Pues que (escribe la ecuación de  $K_c$  correctamente) Sería así.

E: ¿Y estos corchetes qué representan?

M: Las concentraciones en el equilibrio.

E: De acuerdo a lo que vienes diciendo, uno a partir de los coeficientes estequiométricos uno puede calcular  $K_c$ .

M: Sí.

E: Tendrías 2 al cuadrado, uno al cubo por uno a la uno. ¿Podrías calcular la constante de equilibrio a partir de los coeficientes estequiométricos?

M: Sí.

**A33:** (Concepción estequiométrica y coexistencia de todas las especies en el equilibrio).  
Cuestión 2.

M: Pues por la regla estequiométrica ésta. Si tienes 2 de yodo y 2 de hidrógeno se forman dos veces HI, si partes de una situación inicial de 2, pues serían 4 de HI.

E: ¿Entonces si podrías tener 2, 2 y 4?

M: Yo creo que más bien tendríamos 1, 1 y 3. Porque la reacción está en equilibrio tienen que estar todas las sustancias presentes, no tiene que estar sólo el HI.

**A21:** (Idea de la composición estequiométrica. Dicotomía ideal versus real). Cuestión 15.

Escribió: “Esta representación está hecha a raíz de los coeficientes estequiométricos pero es una situación ideal que no se dará, ya que la más real es que halla muchas moléculas”:  $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$

E: ¿En el equilibrio qué tienes?

J: Uhm.

E: ¿Están en un solo recipiente o no?

J: Están juntos. Tendría una y dos.

E: ¿O sea las cantidades estequiométricas?

J: Sí las cantidades estequiométricas. Esto no es real pero es ... esto es una situación ideal. Lo real es que haya más moléculas de uno o de otro. Un reactivo suele ser limitante y eso, además nunca va a ser dos, van a ser muchas más.

E: ¿Hay reactivo limitante en un equilibrio?

J: En un equilibrio no.

E: ¿Quién te dice la relación entre las cantidades presentes?

J: Uhm.

**A31:** (Situación ideal igual a composición estequiométrica). Cuestión 3:

E: La pregunta es ¿las concentraciones presentes en el equilibrio están dadas por los coeficientes estequiométricos?

P: Sí.

E: Entonces todas las constantes serían medianas, no tendrías reacciones con constantes altas o bajas.

P: Pero, como tu has dicho antes, aquí interviene la temperatura, ¿no?

**A35:** (Composición estequiométrica. Resolución mecánica). Cuestión 10:

E: ¿Qué duda tienes?

C: Esto que has planteado, he tomado como si aquí solo hubiera 1 mol, 3 moles y 2 moles, siempre estoy acostumbrado de hacerlo me dan la molaridad y metes los moles aquí (en la ecuación).

E: ¿Pero en la realidad, experimentalmente es así?

C: (silencio)

E: ¿Siempre cuando se alcanza el equilibrio la relación entre las concentraciones es esta (por la ecuación de la opción 2, la estequiométrica)?

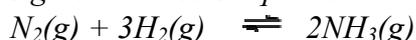
C: Sí.

### 1.3. Existencia de un reactivo limitante

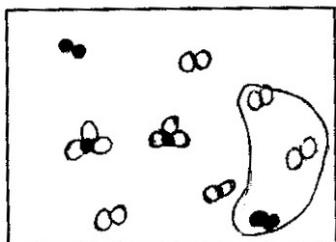
Relacionada con la concepción estequiométrica de la composición del sistema en equilibrio surgen concepciones alternativas alrededor del concepto de *reactivo limitante*. Para muchos alumnos si las cantidades presentadas están en una relación de moles no estequiométrica, es decir hay algún reactivo (o reactivos) en exceso y otro (u otros) en defecto (considerando a la reacción como una reacción que se completa), para ellos no se puede alcanzar el equilibrio. Por ejemplo:

**A15:** (Composición del sistema en equilibrio y reactivo limitante).

Cuestión 3: Si ● representa un átomo de nitrógeno y ○ representa un átomo de hidrógeno, representar una situación en equilibrio químico correspondiente a la siguiente reacción química:



“R: Dice que represente un equilibrio químico. La proporción es de una molécula de hidrógeno con tres de hidrógeno dan dos de amoníaco. (Ha dibujado dos moléculas de nitrógeno, cinco de hidrógeno y dos de amoníaco). Yo he dibujado en esas proporciones pero pueden haber más.



R: Yo puse así una de nitrógeno, tres de hidrógeno y dos de amoníaco inicialmente, luego después ... me di cuenta. Cuando lo razoné lo entendí.

E: ¿Para qué servirían las relaciones estequiométricas en el equilibrio?

R: Para las concentraciones (duda), para saber cómo están las concentraciones de cada compuesto.

E: Pero qué concentraciones tienes acá (señalando el dibujo).

R: Pues hay más de la proporción.

E: ¿Qué daría la relación entre las cantidades presentes? (Se espera que diga  $K_c$ )

R: La reacción, o sea, ehh, la estequiometría de la reacción. Lo que pasa es que si hay más no reacciona. O sea sí, no (silencio).

E: ¿En un equilibrio químico como este hay reactivo limitante? ¿Cuál sería en tu ejemplo si es que hay?

R: Pues sería el hidrógeno, pues he dibujado sólo dos moléculas, bueno las tres reaccionan con una, pero, lo cual si dibujo otras dos no podrían reaccionar con el nitrógeno.

E: En ese caso si hay un reactivo limitante ¿se alcanza el equilibrio?

R: Pues he estado pensando lo que he dibujado, entonces no se alcanzaría.

E: Entonces ¿Se alcanza el equilibrio nada más que cuando las concentraciones están en cantidades estequiométricas?

R: Sí.

### A13: (Composición estequiométrica y reactivo limitante). Cuestión 2.

J: Cada mol de yodo y un mol de H se forman dos moles de HI. Mientras la válvula está cerrada no se vienen a este recipiente, luego los compuestos alcanzan el equilibrio, pues como representa este esquema se han formado por cada mol de hidrógeno y cada mol de yodo, yoduro de hidrógeno.

E: ¿Por qué has anotado dos de HI?

J: Pues porque si por cada mol de yodo y cada mol de hidrógeno se forman dos de HI.

E: ¿Y esos dos moles de HI se forman cuando se alcanza el equilibrio?

J: Digamos que la concentración que en ese momento hay de HI es el doble de la concentración que hay en ese momento de hidrógeno y de la concentración que hay en ese momento de yodo. Pero esto es una representación de lo que en realidad sucede. Ya

que proporcionalmente el esquema representa esto pero pueden haber aquí otras concentraciones. ¿Me explico?

E: ¿Y si no partes de un mol de yodo y un mol de hidrógeno sino partes de 0,3 y 0,8 por ejemplo? ¿Se forman lo mismo dos moles de  $IH$ ?

J: Sería (piensa). No se forman dos moles.

E: ¿Se alcanza el equilibrio igual?

J: No, no se alcanzaría el equilibrio igual, se quedaría..., porque ahora habría reactivo limitante y habría más hidrógeno.

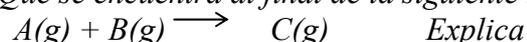
E: ¿Entonces no se alcanza el equilibrio en ese caso?

J: (duda) Yo creo que el equilibrio se alcanza pero, es que no sé.

**A7:** (Equilibrio y reactivo limitante. Uso del planteamiento con las "x" como algoritmo).

Cuestión 9: Si se colocan 2 moles de A con tres moles de B en un recipiente cerrado.

1) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?

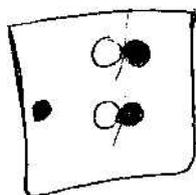


2) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?



E: Dibuja lo que te quedaría al final.

M: (Hace el dibujo. Inicialmente sólo con dos moléculas de C).



E: ¿Cuál sería el reactivo limitante?

M: Pues el limitante el A.

E: ¿Y en exceso?

M: El B.

E: ¿Y no te queda el exceso en el dibujo?

M: Ah, bueno, vale. (Dibuja una molécula de B).

E: Dibuja el recipiente. ¿Has dibujado dos de C y una de B?

M: Sí.

E: ¿Qué estado has supuesto?

M: Gases.

E: ¿Cómo tendría que estar el recipiente?

M: Hombre, tendría que estar cerrado, así no se van por ahí. (lo cierra)

E: ¿Has representado moles o moléculas?

M: (se ríe) Hombre se supone que moles. No, tienen que ser moléculas.

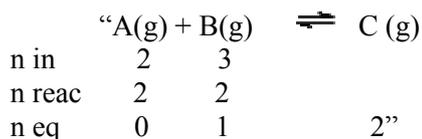
E: ¿Un mol son muchas o pocas moléculas?

M: Muchas. El número de Avogadro de moléculas.

(...)

E: ¿Y el C?

M: Un momento espera (hace el siguiente planteo)



M: Esto sería así ¿no?, número de moles iniciales, número de moles que reaccionan y número de moles en el equilibrio.

E: Bueno entonces dibuja que tendrías en el equilibrio al final.

M: Pues en el equilibrio me sale que de A no tengo, ¿pero cómo no voy a tener?...

E: ¿Por qué dices que tienes que tener de A?

M: Porque es un equilibrio.

E: ¿Entonces?

M: (silencio) Es que si se me tiene que estar formando C, para que se me forme C, tengo que tener B y A. Y si es un equilibrio es que tengo que tener de los dos reactivos.

(...)

E: ¿Esto representa A +B en equilibrio con C?

M: Sí.

E: ¿Hay moléculas de A en tu equilibrio?

M: No, (se ríe).

E: ¿Qué te parece que está mal?

M: (silencio) Bueno, es que no lo sé, no...

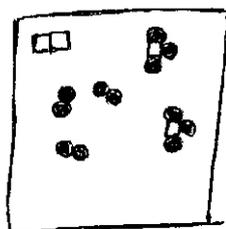
Continúa con estas ideas en la Cuestión 10.

E: ¿Tu has supuesto que las concentraciones en el equilibrio son iguales a los coeficientes estequiométricos?

M: Sí.

E: ¿Qué has dibujado?

M: Una de nitrógeno, tres de hidrógeno y dos de amoníaco.



E: ¿Y esas son las cantidades que están presentes siempre?

M: (silencio corto) Sí, porque es un equilibrio.

E: ¿En el equilibrio tienen que estar todas las especies pero en la proporción de los coeficientes estequiométricos?

M: (piensa) Tendría que ver si hay algún reactivo limitante que se consuma todo, que sería el N, ¿no?, sí.

E: De acuerdo a lo que está escrito: 1-3 y 2 ¿hay reactivo limitante?

M: No, según lo que yo hice no.

E: De acuerdo a eso ¿uno podría calcular directamente la constante de equilibrio conociendo la ecuación química? ¿Así es como la calcularon en los prácticos?

M: ¿En qué prácticos?

E: En los problemas que hayas hecho, en la selectividad o en algún momento.

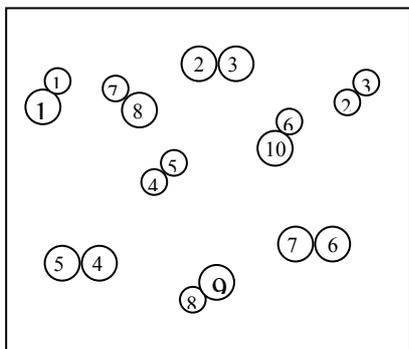
M: No, es que yo conocía el volumen de la disolución, conocía el número de moles, lo conocía todo, pues nada más que hallar la concentración en el equilibrio de cada uno y ponías esto.

#### 1.4. Ecuación química igual a una situación experimental.

Se trata del caso en que escriben la ecuación química de acuerdo a las cantidades presentes en una situación experimental. De esta forma existirían infinitas ecuaciones químicas para una misma reacción química.

**A16:** (Reactivo limitante, equilibrio estático, ecuación química con coeficientes iguales a las cantidades presentes)

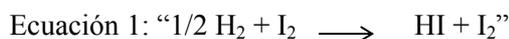
Cuestión 6: Para el siguiente equilibrio químico representado en la figura:  
(○ representa un átomo de hidrógeno y ○ representa un átomo de yodo. Los átomos han sido numerados al azar para identificarlos)



a. Escribe la ecuación química correspondiente.

b. Dibuja y enumera una situación de equilibrio después de transcurrido un cierto tiempo a temperatura constante.

C: No estoy segura pero creo que la reacción es esa (Ecuación 1). Porque si el reactivo limitante es el hidrógeno, porque vemos que hay menos cantidad de hidrógeno que de yodo. Si se gasta todo el hidrógeno al final, por ser el limitante, quedará yodo y IH.



E: O sea es un medio de hidrógeno más yodo.

C: Aquí me falta un dos, es biatómico (inicialmente en la Ecuación 1 figuraba hidrógeno monoatómico)

E: ¿Da igual a IH más I?

C: Sí. Entonces ya la estequiometría no será igual.

E: ¿Esto que has escrito es la situación inicial o en equilibrio?

C: Supongo que es la de equilibrio porque ya tienes presente el IH.

E: ¿Qué significa que esté en equilibrio?

C: Que ya el yodo no se va a juntar con las moléculas de hidrógeno que quedan.

(...)

C: Si, por eso he hecho esta (señala la ecuación  $\frac{1}{2}H_2 + I_2 \longrightarrow HI + I_2$ ) y entonces sé que ésta está mal hecha

E: ¿Cuál?

C: La de arriba " $2H_2 + 3I_2 \longrightarrow 4HI$ " (descriptiva del nº de partículas dibujadas).

**A31:** (Ecuación química igual a situación experimental).

Cuestión 9: Si se colocan 2 moles de hidrógeno con tres moles de cloro en un recipiente cerrado.

1) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?



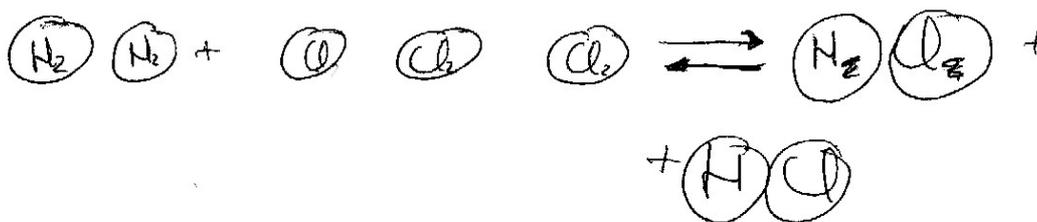
2) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?



(...)

E: A ver, dibuja en el caso 2 lo que quedaría si mezclas 2 moles de hidrógeno con 3 moles de cloro, ¿Qué te quedaría al final? Con circulitos, como tu quieras.

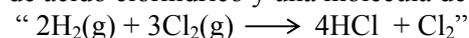
P: Uhm (piensa) no sé, .... no sé como hacerlo (hace su representación) (duda) Algo así.



**A37:** (Ecuación química análoga a situación experimental). Cuestión 9:

E: ¿Qué has hecho?

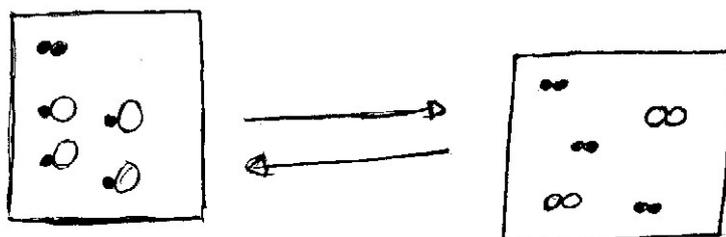
M: Pues como es dos moles de hidrógeno con tres de cloro, al ajustar eso me da 4 de HCl y un mol de  $Cl_2$  (Ecuación 1). Vamos no sé si será eso pero bueno. Luego al dibujarlo, pues he dibujado, tenemos 4 H y 6 Cl y luego igual haces aquí lo que te da, 4 moléculas de ácido clorhídrico y una molécula de estas ( $Cl_2$ ).



(...)

E: Y con partículas, ¿cómo quedaría en el equilibrio?

M: A ver (Hace el dibujo). Sería así ¿no?, ¿tengo que poner las flechas así?. Bueno, me quedaría así ¿no?.



E: ¿O sea has dibujado lo mismo que dice esta ecuación química?

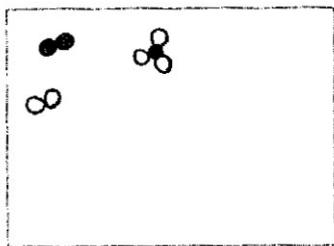
M: Sí.  
 E: ¿Y cuál es la situación en equilibrio?  
 M: Eh, ¿qué? (desconcertada)  
 E: ¿Cuál es la situación en equilibrio? ¿cuál de estos dos recipientes?  
 M: Este es el equilibrio, o sea de las de las dos formas...  
 E: Está bien, ¿pero cuál es el recipiente?  
 M: Ah, los dos, porque a partir de este se obtiene este y a partir de esto se obtiene esto.  
 E: ¿Y tendrías separados por un lado los reactivos y por otro los productos?  
 M: Uhm, pues sí.

### 1.5. La constante de equilibrio

Se refiere a las ideas de los alumnos sobre qué variables incluye la ecuación de la constante de equilibrio y qué información nos brinda.

**A6:** (Composición del sistema, constante de equilibrio). Cuestión 3:

N: (Lee el enunciado) Yo he intentado hacer el problema como hice el año pasado en equilibrio químico (representación), pero, vamos, no tengo muchos recursos en química, pero creo que aquí me quedo en un punto en que no tengo datos suficientes como para saber la respuesta, porque no tengo la constante referida a las concentraciones y porque no sé el grado de disociación.  
 E: ¿Qué has representado en tu dibujo?



N: Simplemente, porque he creído que no tenía todos los datos necesarios, he entendido, aunque me parecía un poco fácil, que debía representar simplemente o sea que la pregunta era a ver si representaba todas las especies (Dibujo con una molécula de cada especie), como que todas estaban presentes en el equilibrio químico o no. En vez de representarlas en una relación correspondiente.  
 E: A ver representálas en una relación correspondiente.  
 N: Es que no he representado porque pensaba que no tenía datos suficientes, ¿sí los tengo?  
 E: ¿Qué dato te faltaría?  
 N: Bueno es que aquí tengo una ecuación y dos incógnitas, yo necesitaría saber la ...  
 E: Te dice que representes una situación cualquiera. Dibuja una situación que represente a ese equilibrio. Así con una de cada una, en realidad, no te da una idea de equilibrio. ¿La reacción se puede producir con una de cada una?  
 N: Ya, ya, bueno, tengo que dibujar cientos. O sea intentar dibujar de acuerdo a los coeficientes estequiométricos que están aquí.  
 (...)  
 E: ¿Ahora qué cantidades tendrías en un sistema en equilibrio, cualquiera?

N: Pues vamos a ver, pues este no es mi tema preferido, realmente no lo tengo muy claro si es según los coeficientes estequiométricos, pero vamos, yo aún así creo que la constante referida a las concentraciones es necesario que la sepa.

**A29:** (Significado de  $K_c$ ). Cuestión 1:

E: Supongamos que este equilibrio tenga una constante muy baja ¿qué te diría eso?

P: Pero no lo sé. Una constante de qué.

E: De equilibrio muy baja.

P: Pues no lo sé.

E: ¿Te acuerdas cómo se planteaba la constante de equilibrio?

P: Era la concentración del producto partida por la de los reactivos, y este al cuadrado.

(escribe correctamente la ecuación de  $K_c$ )

E: ¿Si la  $K_c$  es muy baja qué te diría?

P: Que tendría más cantidad de reactivos que de productos.

### 1.6. Comportamiento pendular del sistema en equilibrio

Los alumnos que mantienen la concepción pendular u oscilante del equilibrio sostienen que todo el reactivo se convierte en producto y, posteriormente, todo el producto en reactivo y así sucesivamente.

**A9:** (Comportamiento pendular).

Cuestión 9: Si se colocan 2 moles de A con tres moles de B en un recipiente cerrado.

1) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?



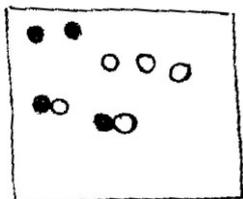
2) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?



Escribió para la parte 2: “Quedan A, B y C. Es una reacción de equilibrio”.

E: Haz un dibujo de lo que te quedaría.

M: Me quedarían de los tres. Puedo poner que un mol de A equivale a una molécula de A, lo dibujo como un círculo negro, a C lo represento con un círculo negro y un círculo blanco. Dos círculos dos moles de A, tres de B y tendría dos de C.



E: ¿Has dibujado dos de A, tres de B y dos de C?

M: Sí.

E: ¿Y cómo se forman esos dos de C?

M: Pues reacciona uno de A con uno de B dará C. Y estos de C como es un equilibrio vuelven a dar, se separan y vuelven a dar uno de B y uno de A.

E: ¿Pero qué se consumió para formar los dos de C?

M: Bueno es que aquí no lo he dibujado todos, pues consumieron uno de cada. Es que aquí me tendría que quedar, si tuviera dos de C me tendría que quedar uno de B. Y si tuviera dos de A no me tendría que quedar ninguno de C.

E: ¿Entonces?

M: Entonces depende del momento en que esté la reacción.

**A27:** (Comportamiento pendular). Cuestión 3:

E: ¿Y en qué momento se da esta reacción inversa?

M: Pues cuando se han roto todas las moléculas se han formado los enlaces y ya se ha reajustado, se han encontrado, o sea se han unido las que se tienen que unir.

**A29:** (Comportamiento pendular). Cuestión 1:

E: ¿Cuándo empieza a ocurrir esta reacción de vuelta? (la reacción inversa)

P: Cuando ya no quedan más moléculas libres de  $I_2$  e  $H_2$ .

E: ¿O sea cuando se formó todo el HI ahí empiezan a formarse yodo e hidrógeno?

P: Bueno, no, no, sería simultáneo.

**A31:** (Comportamiento pendular). En la Cuestión 9:

E: Explica esta flecha (la inversa) ¿qué te dice?

P: Pues que cuando se alcanza el equilibrio los dos moles de HCl comienzan a descomponerse en hidrógeno y en cloro.

Continúa con esa idea en la Cuestión 8:

E: Cuándo se alcanza el equilibrio ¿recién los productos empiezan a disociarse para dar los reactivos?

P: Sí, sí, lo afirmo.

E: Tu tienes una situación inicial que tienes reactivos, alcanzas el equilibrio ¿en qué momento?

P: Pues alcanzas el equilibrio, ¿en qué momento?

E: Según lo que has dicho hasta ahora, el equilibrio empieza cuando empiezan los productos a descomponerse en reactivos.

P: Sí.

E: ¿Está bien eso?

P: Sí, es lo que he dicho.

(...)

E: ¿Y tu cómo sabes que se ha alcanzado el equilibrio entonces?

P: Pues, porque es la situación en la que el producto empieza a disociarse, ¿no?, eso me acuerdo desde el principio.

**A36:** (Comportamiento pendular). Cuestión 6:

E: ¿Cómo es la velocidad directa con respecto a la velocidad inversa?

A: Pues (piensa) será igual ¿no?

E: Si fuera igual no cambiaría la concentración de productos como tu dices, ¿es la misma velocidad con la que se forma que con la que se desarma?

A: No, claro, la velocidad directa es mayor que la velocidad inversa, y luego cuando el equilibrio está hacia la izquierda, pues al revés, la velocidad inversa es mayor que la velocidad directa.

E: ¿Entonces un sistema en equilibrio está constantemente saliendo del equilibrio y volviendo a entrar al equilibrio?

A: Sí.

### 1.7. Equilibrio estático, no dinámico.

Se refiere a cuando consideran que una vez alcanzado el equilibrio la reacción química deja de producirse.

#### A38. (Equilibrio estático). Cuestión 9:

E: ¿Qué significa esa doble flecha?

M: Que la reacción es reversible.

E: Suponiendo que estas son las cantidades presentes en el equilibrio y la temperatura es constante ¿qué verías después de un tiempo en el dibujo?

M: Pues que todo seguiría igual en equilibrio. Y si cambia, ya se formaría más de HCl o más moles de...

E: ¿Y notarías algún cambio?

M: No.

E: ¿Y qué significa equilibrio dinámico?

M: Que la velocidad de la reacción es igual de los dos lados.

E: ¿Pero se siguen produciendo las reacciones o ya no se producen más en el equilibrio?

M: No, si hay equilibrio, ya no se produce más reacción.

#### A23: (Equilibrio dinámico). Cuestión 7:

E: ¿Pero qué es esto de que el equilibrio es dinámico? ¿Hay algún cambio que observarías?

P: Ah bueno, claro, claro, ... que no se ve. Lo que pasa es que la velocidad directa es igual a la velocidad inversa, de tal manera que las concentraciones no sufren ningún cambio.

E: ¿Y qué cambio verías entonces en el dibujo?

P: Pues no vería nada, porque no se ve, pero lo que pasaría es que estas moléculas, los productos reaccionarían para dar reactivos en la misma proporción en que los reactivos reaccionarían para dar productos.

#### A38. (Equilibrio estático). Cuestión 9:

E: ¿Qué significa esa doble flecha?

M: Que la reacción es reversible.

E: Suponiendo que estas son las cantidades presentes en el equilibrio y la temperatura es constante ¿qué verías después de un tiempo en el dibujo?

M: Pues que todo seguiría igual en equilibrio. Y si cambia, ya se formaría más de HCl o más moles de...

E: ¿Y notarías algún cambio?

M: No.

E: ¿Y qué significa equilibrio dinámico?

M: Que la velocidad de la reacción es igual de los dos lados.

E: ¿Pero se siguen produciendo las reacciones o ya no se producen más en el equilibrio?

M: No, si hay equilibrio, ya no se produce más reacción.

Sigue en la Cuestión 6:

E: ¿Y qué entiendes por equilibrio dinámico?

M: La velocidad de la reacción.

E: ¿Qué pasa?

M: Pues que va a ser igual en un lado que en otro, si está en equilibrio pues no va a haber reacción entonces va a ser cero ¿no?

E: ¿Entonces en el equilibrio las velocidades directa e inversa son iguales e iguales a cero?

M: No, bueno en el equilibrio sí, pero tienen que ser proporcionales, si esta va más rápido la otra tiene que ir más lenta y al revés.

E: ¿Pero en el equilibrio que va a pasar?

M: No va a haber velocidad porque no se produce la reacción.

**A24:** (Equilibrio dinámico ante una perturbación. Equilibrio como una situación ideal).  
Cuestión 8:

E: ¿Es estático el equilibrio químico?

B: No es dinámico.

E: ¿Qué quiere decir?

B: Pues que si tu produces una variación, añadiendo algo a una parte del equilibrio, tanto al producto como al reactivo, el equilibrio se va a desplazar en un sentido o en otro para, bueno lo de Le Chatelier, para contrarrestar esa acción.

E: ¿Si no le haces una perturbación el equilibrio es dinámico también?

B: Uhm, hombre, es que según tengo entendido cuando se llega al equilibrio, en teoría, se quedaría así, pero yo creo que están reaccionando continuamente, o sea primero se transforma en producto y luego, cuando está formado, se transforma otra vez en reactivo, por eso en las dos partes siempre hay algo de uno o de otro.

E: ¿Se tiene que formar primero todo el producto para recién empezar a formarse el reactivo?

B: No, no, hombre, es que yo creo que el equilibrio es algo que realmente no sucede, sino que está cambiando todo el rato, no necesariamente tiene que cambiarse todo el reactivo en producto o todo el producto en reactivo, sino que pueden estar reaccionando por partes ..., realmente no lo sé, pero creo que no.

**A15:** (Equilibrio dinámico ante una perturbación). Cuestión 8:

E: ¿Qué entiendes por dinámico?

R: Que continuamente se está, si hay alguna perturbación o algo, continuamente está buscando el equilibrio.

E: ¿Y si no hay ninguna perturbación?

R: Se quedaría estático.

### **1.8. Acumulación de producto para que se inicie la reacción inversa.**

Cuando sostienen que debe juntarse cierta cantidad de producto para que recién empiecen los productos a formar reactivos. Esta idea indica una concepción continua de la materia.

**A12:** (Se tiene que acumular una cierta cantidad de producto para que comience la reacción inversa). Cuestión 8:

E: ¿La doble flecha qué significa?

A: Pues que esto se descompone en estos dos y estos dos vuelven a formar esto.

E: ¿Eso ocurre primero en un sentido y después en el otro, o es simultáneo?

A: Primero sólo tienes de uno y se empieza a formar el otro lado y luego esos, cuando hay una concentración suficiente, empieza a formar el otro, hasta que se equilibran los dos.

E: ¿Para que se produzca la reacción inversa tiene que haber una determinada cantidad o se produce recién cuando está en el equilibrio?

A: (piensa)

E: ¿O sea antes de que se alcance el equilibrio ya empieza la reacción inversa?

A: No sé creo que sí. Por eso se alcanza el equilibrio al final.

Todos los estudiantes saben escribir correctamente la ecuación de  $K_c$  para una reacción, pero no todos conocen su significado físico.

### a.9. Aproximación al equilibrio: equilibrio preexistente

Se refiere al caso en que los entrevistados consideran a la situación inicial (por ejemplo, sólo reactivos) como una situación en equilibrio y aplican, por ejemplo, el principio de Le Chatelier, como si la aproximación al equilibrio fuera la evolución de un sistema ya en equilibrio que es perturbado.

**A22:** (Equilibrio preexistente. Uso mecánico del planteamiento con las x). Cuestión 3:

E: ¿Por eso te vuelvo a preguntar si tu mezclas dos moles de hidrógeno con un mol de nitrógeno qué pasará?

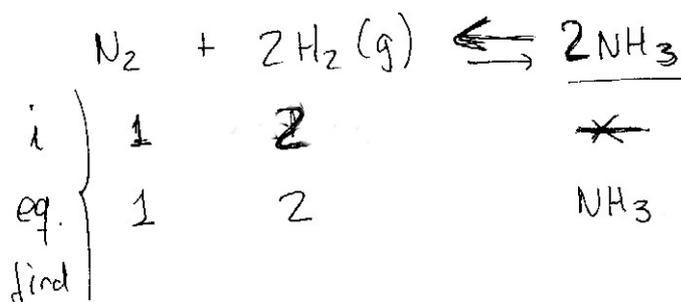
M: Ahora la concentración de hidrógeno ha disminuido por lo tanto el equilibrio se desplazará hacia la formación de los reactivos.

E: ¿Pero se alcanza el equilibrio si tu mezclas un mol de nitrógeno con dos moles de hidrógeno?

M: Sí, lo que pasa es que se consume amoníaco (duda).

E: ¿Pero inicialmente no tienes amoníaco?

M: Inicialmente tienes esto. (Escribe planteamiento) Entonces... Inicialmente, en el equilibrio y al final. Bueno, cómo era esto. Bueno inicialmente aquí tienes un mol, aquí tienes dos y aquí no lo sabes (concentración del producto al inicio), es lo que quieres averiguar.



**A23:** (Equilibrio preexistente en la aproximación al equilibrio, aplicación de Le Chatelier). Cuestión 7:

E: ¿Y por qué disminuye la velocidad directa?

P: Porque como se trata de una reacción en equilibrio esto va a tender a alcanzar...

E: ¿Bueno pero al principio no está en equilibrio?

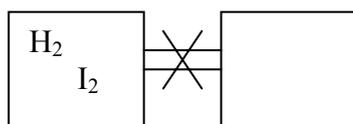
P: Claro, precisamente por eso va a disminuir, porque tiende a alcanzar el equilibrio, por Le Chatelier. O sea en el equilibrio esta reacción va a tener unas concentraciones determinadas de reactivos y productos, que nosotros vamos a utilizar una constante, que nos va a indicar el grado en el que esta reacción está desplazada hacia un extremo o al otro. Entonces ese número, esa constante de equilibrio, va a ser constante como su nombre lo indica. Entonces si nosotros tenemos en un principio solamente reactivos, esta concentración de reactivos va a tener que disminuir reaccionando hasta que alcance la concentración de equilibrio.

### 1.10. Párrafos donde se combinan varias de las concepciones encontradas.

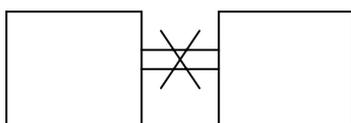
A continuación se presentan algunas transcripciones seleccionadas de alumnos que combinan varias concepciones alternativas definidas anteriormente.

**A3:** (Concepciones: idea estequiométrica, reactivo limitante, equilibrio preexistente con aplicación de Le Chatelier).

Cuestión 2: *En la figura se muestran los reactivos introducidos inicialmente en un recipiente. Estos reactivos reaccionan de acuerdo a:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$*



a) *Escriba las especies, de la misma forma que se hizo arriba, que se encuentran presentes en el equilibrio, con la válvula que une ambos recipientes cerrada.*



E: ¿Entonces has dibujado uno de yodo, uno de hidrógeno y dos de yoduro de hidrógeno?

T: Sí.

E: ¿Después qué pasa al abrir la válvula?

T: Claro, al abrir la válvula, como es gas y se supone que el otro recipiente está al vacío, las presiones son diferentes entonces la mezcla ésta tiende a salir y tiende a llenar el otro recipiente.

E: ¿Y por qué no has puesto hidrógeno y yodo en el de la izquierda y HI en el de la derecha?

T: Lo he pensado, pero como es un equilibrio es como si tu separaras... pues, la mezcla es una, si tu tienes una mezcla es homogéneo ¿no? Si no que es toda una mezcla que está reaccionando, que está en equilibrio ¿no? Es que lo he estado pensando pero realmente es esto.

E: Acá en el enunciado dice que las especies presentes son el hidrógeno y el yodo. ¿Tu entiendes que hay una molécula de yodo y una de hidrógeno en el equilibrio?

T: No, o sea en el equilibrio..., esto es inicialmente, entonces..., ¡hombre! es que los coeficientes estequiométricos son supuestos, es como para cada reacción, a lo mejor hay

100.000 moléculas de cada, pero hay cien mil de hidrógeno y cien mil de yodo y dan 200.000 de HI. Es como para una reacción.

E: ¿Siempre la cantidades que tengas en el equilibrio son...?

T: (anticipándose) Son proporcionales a los coeficientes estequiométricos.

E: Plantea la constante de equilibrio para esta reacción.

T: La constante de equilibrio es la  $K_c$ , que es igual a (escribe la ecuación de  $K_c$  correctamente).

E: ¿Concentraciones en qué momento?

T: En el equilibrio.

E: ¿Y cuánto da eso?

T: Un número adimensional, o sea normalmente lo ponemos adimensional pero se supone que sí tiene dimensiones.

E: ¿De qué va a depender?

T: Depende de la temperatura.

E: ¿Y si no se mezclan en cantidades estequiométricas no se alcanza el equilibrio?

T: ¿Si tu pones por ejemplo 2 de hidrógeno y uno de yodo?

E: Sí, tu dijiste cien mil y cien mil, si pones por ejemplo 80.000 y 50.000 del otro ¿se alcanza el equilibrio?

T: Yo creo que sí, pero sobra uno de los reactivos.

E: ¿Y qué va a pasar con ese?

T: Pues... (duda).

E: ¿Va a estar en el recipiente o no?

T: Pues, como es un equilibrio, en el equilibrio la velocidad de reacción es constante, entonces supongo que..., es como sí... Si tuvieras por ejemplo yodo e hidrógeno, si falta hidrógeno, pues el hidrógeno reacciona primero con un poco de yodo para dar dos IH y vuelve otra vez. Y supongamos que siguen intercambiando, siempre sobraría algo, pero lo que sobra nunca estaría...

E: ¿Pero si tienes menos yodo no se acabaría?

T: Sí, se acaba.

E: ¿Entonces no están presentes todas las especies en el equilibrio?

T: No, nunca están presentes todas en el equilibrio si hay alguno que es limitante, siempre sobrará algo. Pero supongo que sí que se vuelve al equilibrio. Sí que he visto reacciones en equilibrio que te pedían cuál era el reactivo limitante, yo creo.

E: Volvamos a eso ¿tu planteas una situación en equilibrio donde no siempre las cantidades presentes van a ser los coeficientes estequiométricos o sí? ¿No se te plantean dudas después de estos últimos planteos?

T: ¿Por ejemplo si la concentración de uno es 2 y la concentración del otro es 3? ¿Por ejemplo que no tienen que ser 2 y 2?

E: ¿Si tu mezclas cantidades cualquiera?

T: Si la temperatura es la misma yo creo que la constante de equilibrio es la misma siempre.

E: ¿Pero las cantidades que hay en el equilibrio?

T: Pues claro, por ejemplo si añadimos más yodo (escribe la ecuación química ajustada con la doble flecha) se formará más HI. No (duda), si añadimos un reactivo tendería a formar más producto y a la vez si añadimos más producto tendería a formar más reactivo,

E: ¿Estás aplicando alguna regla para hacer eso?

T: Sí, es lo de... lo estudié el año pasado.

E: ¿El principio de Le Chatelier?

T: Sí.

**A25:** (Concepciones: composición estequiométrica, equilibrio dinámico sólo ante una perturbación). Cuestión 10:

E: ¿O sea siempre las cantidades de las especies en el equilibrio son los coeficientes estequiométricos?

P: Si es un volumen cerrado, sí.

E: ¿Y si tu no pones esas cantidades iniciales?

P: ¿O sea si tu pones menos?

E: Sí, si pongo por ejemplo 1 de nitrógeno y 6 de hidrógeno ¿se alcanza lo mismo el equilibrio?

P: Estamos como con la de antes (se ríe). Espera, 1 y 6 eh, no porque sobrarían 3 moles de hidrógeno, que si estuviesen... bueno como están todos cerrados... bueno si estuviesen en el equilibrio tendríamos las tres sustancias y si tuviésemos 6 moles se formarían dos moles de... tendríamos en el equilibrio... No, no estaría en equilibrio (afirma con seguridad).

E: ¿Entonces no se lograría el equilibrio?

P: No.

E: ¿Qué quiere decir que el equilibrio sea dinámico?

P: Pues que tiene...eh, que es un equilibrio que se puede modificar si tu ahora añades más moles de nitrógeno, por ejemplo, la reacción se desplazaría hacia el lado en que se consume los moles entonces se formaría más... Sí porque aquí hay 4 moles y aquí dos moles o si aumentase el volumen, la temperatura o lo que sea.

E: ¿Si no perturbas al sistema en equilibrio es dinámico también?

P: Sí, porque hay tanto uno como otro, tanto productos como reactivos, están continuamente cambiando, pasando del amoníaco al hidrógeno y a nitrógeno siempre. Si no, no tendríamos los tres.

**A27:** (Concepciones: composición estequiométrica, equilibrio como situación ideal, teórica). Cuestión 3:

E: Yo te confirmo que a temperatura ambiente la constante de equilibrio de esta reacción es muy baja ¿qué pasa entonces con tu afirmación de que en el equilibrio tienen que estar presentes las cantidades estequiométricas?

M: Pues, entonces, que no se cumpliría.

E: ¿Entonces deja de estar en equilibrio?

M: No, pero... o sea ¿si no se ajusta la realidad con los coeficientes?

E: Sí.

M: Pues no lo sé. Así de la manera teórica ésta. Teóricamente sí tendría que hacerse pero bueno, si en la práctica no es así, pues no sé.

**A35.** (Concepciones: composición estequiométrica, transferencia de propiedades macro a lo micro).

Cuestión 14: *Para el siguiente equilibrio  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  ¿Qué ocurre si se disminuye el volumen del recipiente a temperatura constante? . Explica y dibuja.*

E: ¿Y entonces hacia qué lado se va a desplazar?

C: Hacia el  $\text{NO}_2$ , porque el  $\text{NO}_2$  ocupa menos que el  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

E: ¿Ocupa menos qué? ¿Pero tenés dos moléculas?

C: Sí.

E: ¿El volumen de las moléculas es considerado en estos razonamientos (modelos)? ¿O se consideran todas las moléculas iguales?

C: (silencio) Uhm, no sé.

E: Acá en tus dibujos ¿Tiene que haber el doble de dióxido que de tetraóxido?

C: Sí.

E: ¿Y has dibujado eso? Has dibujado 4 y 4.

C: Debe haber el doble.

Antes había afirmado:

E: Pero fíjate en el enunciado dice que se disminuye el volumen a temperatura constante.

¿Qué pasaría si a este sistema le aumentas la presión a T constante?

C: O sea que hay menos espacio, entonces a lo mejor los átomos tienen que comprimirse más, bueno las moléculas.

E: ¿Se comprime cada molécula o las distancias entre las moléculas?

C: La distancia entre ellas.

### 7.3.2.2 Situación 2: imagen del equilibrio perturbado

En la segunda situación de las entrevistas se indagó las predicciones que realizaban los estudiantes sobre la evolución de un sistema en equilibrio químico cuando es perturbado.

#### 2.1. Enunciado del principio de Le Chatelier

Se refiere a las distintas formas en que es enunciado este principio.

**A28:** (Enunciado del principio de Le Chatelier)

*Cuestión 14: Para el siguiente equilibrio  $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$  ¿Qué ocurre si se disminuye el volumen del recipiente a temperatura constante? . Explica y dibuja.*

E: ¿Qué estás aplicando?

R: El principio de Le Chatelier.

E: ¿Qué dice?

R: Pues que si se perturba un equilibrio tiende a desplazarse para restablecerlo dependiendo de cómo se lo perturbe se desplaza hacia un lado o hacia otro.

E: ¿Pero aumentando o contrarrestando el efecto de la perturbación?

R: Contrarrestandolo.

E: ¿Contrarrestandolo totalmente o parcialmente?

R: Uhm...

(...)

E: ¿Y qué cantidades tendrías presentes acá antes que disminuyeras el volumen?

R: Tendría más de dióxido. Hay más moles ¿no? y aquí hay un mol (por el tetraóxido).

E: ¿Tiene que haber el doble de dióxido que de tetraóxido?

R: Sí.

E: ¿Y después cuando reduces el volumen qué pasa?

R: Aumenta el tetraóxido y disminuye el dióxido.

E: ¿Y se sigue manteniendo esa proporción?

R: Sí, en el equilibrio sí.

**A 35:** (Enunciado del Principio de Le Chatelier). Cuestión 14:

E: A ver ¿en general qué dice el principio de Le Chatelier?

C: Ante una perturbación el sistema cambia su estado que tenía al principio tomando otro nuevo equilibrio.

E: ¿Y qué pasa con la perturbación?

C: Que... (silencio).

E: En este caso aumentó la presión ¿qué pasa con el sistema? ¿El sistema vuelve a otro estado de equilibrio haciendo qué con respecto al aumento de la presión?

C: (murmura).

E: ¿Acentuar el aumento de presión, disminuirlo?

C: Si, disminuirlo, ... Si está en equilibrio pues... las moléculas a un mayor volumen, así volver a ocupar el espacio.

(...)

**A21:** (Aplicación consecutiva del principio de Le Chatelier).

Cuestión 15: *Para el siguiente equilibrio  $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$  exotérmica ¿Qué ocurre si se entrega una cierta cantidad de calor al sistema? . Explica y dibuja.*

Escribió: “Exotérmica favorece la formación de reactivos a temperaturas altas y presiones altas. Si le doy calor será que favorezco el otro sentido (endotérmico) para contrarrestar se hará de la forma exotérmica favoreciendo la formación de  $N_2O_4$ ”.

## 2.2. Compensación total de la perturbación

Cuando interpretan que el sistema evoluciona de forma tal que contrarresta totalmente la perturbación; por ejemplo, al agregarse un mol más de uno de los reactivos el sistema evoluciona de forma que consume totalmente ese mol agregado.

**A29:** (Compensa totalmente la perturbación para volver a la composición estequiométrica). Cuestión 1:

P: De hidrógeno, sí.

E: ¿Qué has aplicado para decir eso?

P: El principio de Le Chatelier.

E: ¿Qué dice?

P: Que cuando a un equilibrio se le añade un..., no, cómo era. Sí, cuando a un equilibrio se le añade algo externo, se aplica una fuerza externa, tiende a desplazarse en el sentido contrario para contrarrestarlo.

E: ¿Contrarrestarlo totalmente o parcialmente?

P: Totalmente.

E: ¿O sea si tu agregas un mol de hidrógeno, tiene que sacar ese mol y formar HI para dejar la concentración de hidrógeno como estaba antes?

P: Sí.

E: ¿Va a cambiar la constante de equilibrio si tu agregas a temperatura constante un mol de hidrógeno?

P: Sí.

E: ¿Ahora, las cantidades que tendrías presentes no guardarían esa relación 1-1-2 porque tendrías mucho más de HI?

P: Pero también tendría más hidrógeno.

**A36:** (Compensación total de la perturbación).

Cuestión 15: *Para el siguiente equilibrio  $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$  exotérmica ¿Qué ocurre si se entrega una cierta cantidad de calor al sistema? . Explica y dibuja.*

E: ¿Estas aplicando algún principio?

A: Uhm, Le Chatelier.

E: ¿Qué dice?

A: Que si una reacción es exotérmica, cuando se aumenta la temperatura se va hacia la derecha y si disminuye la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

E: ¿Y en general ante una perturbación qué ocurre?

A: Pues que el sistema tiende al equilibrio.

E: ¿Y qué pasa con la perturbación?

A: (piensa)

E: ¿La aumenta, la disminuye, la contrarresta?

A: La contrarresta.

E: ¿Totalmente o parcialmente?

A: Totalmente.

E: Pero tu dices que se alcanza una nueva situación de equilibrio.

A: Sí, entonces esto está mal (por la situación final).

E: ¿Por qué? ¿Cómo tendría que haber sido?

A: Pues por cada uno de estos dos de estos.

**A18:** (Compensación total de la perturbación). Cuestión 11:

P: Se van hasta que se igualan, tienes las dos concentraciones iguales.

E: ¿Qué dice el principio de Le Chatelier que mencionaste recién?

P: Que cualquier perturbación, pues que añadas más cantidad de reactivo o que haya más presión o volumen, la reacción se va a desplazar a un sentido o a otro dependiendo de, de, tu sabes, para poder mantener el equilibrio dependiendo de cómo sea la reacción, se va a desplazar para un lado o para el otro, para compensar.

E: ¿Compensa totalmente la perturbación o en parte?

P: Si es un equilibrio, sería todo, ¿no?

E: En nuestro caso, ¿las cinco de X pasarían a formar XY?

P: Creo que sí.

E: Entonces, para ti, la respuesta final es la “c”?

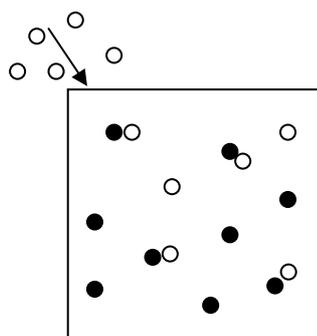
P: Creo que sí, no sé.

### 2.3. Equilibrio como un estado único

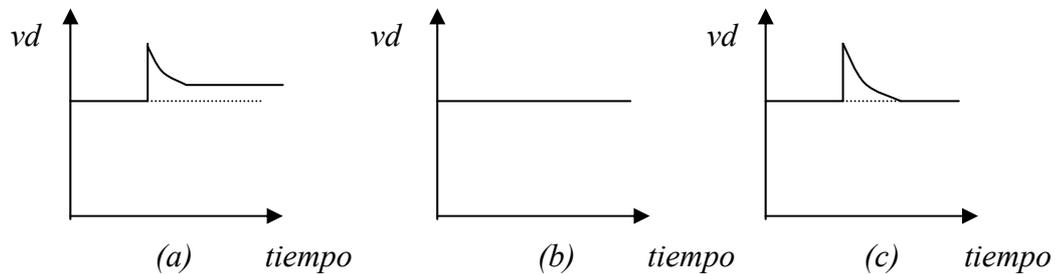
Los sujetos que han construido una imagen del equilibrio químico como un estado único consideran que el sistema en equilibrio contrarresta totalmente el efecto de una perturbación, retornando al estado de equilibrio original con las mismas concentraciones y velocidades iniciales. Esta idea tiene un correlato en los enunciados expresados del principio de Le Chatelier.

**A8:** (Equilibrio como un estado único).

Cuestión 11: Si la siguiente reacción en equilibrio  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$  es perturbada al añadirse más reactivo X, a temperatura y volumen constante.



a) ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad de reacción directa ( $vd$ )?



C: Yo creo que es la “c”.

E: ¿Por qué?

C: Porque en la “a” la velocidad en un principio es constante y luego sube muy rápidamente pero luego no vuelve a bajar hasta..., luego vuelve a ser constante otra vez pero es más alta que al principio. En la segunda es todo el tiempo constante. En la última es constante luego sube y luego vuelve a ser constante otra vez.

E: Marca en el gráfico la situación de equilibrio inicial.

C: (lo hace correctamente) Es que si hay un equilibrio no...

E: ¿Qué has supuesto para elegir ese gráfico?

C: Pues es supuesto que se produce la reacción para dar XY y entonces aumenta la velocidad de reacción, porque la velocidad de reacción es la variación de la concentración partido por el tiempo. He agregado más entonces se produce XY y por lo tanto varía la concentración. Y si varía la concentración la velocidad debería... es que no sé, debería variar. Supuestamente.

E: Entonces ¿cómo tendría que ser la velocidad al final con respecto a la inicial?

C: Pues debería ser lo mismo que al principio.

E: ¿A la misma velocidad que el equilibrio inicial?

C: Sí.

E: ¿No podría ser la respuesta “a”?

C: (piensa) Porque la “a” supondrías que llegas a una situación de equilibrio pero la velocidad es más alta, pero la situación de equilibrio es ... ya no sé ni lo que estoy diciendo.

E: ¿Sostienes que las situaciones en equilibrio no cambian ante las perturbaciones?

C: Cambian las concentraciones ante las perturbaciones de... de las concentraciones. Pero luego deben volver al estado inicial.

**A12:** (Equilibrio como único, equilibrio como estabilidad). Cuestión 8:

E: En general, tres palabras que te vengan a la mente con equilibrio.

A: Estabilidad, balanza y ... estático.

E: ¿Y qué dibujo harías? ¿Qué imagen te viene a la mente?



E: Esto es en general, pero ¿en un sistema en equilibrio químico? ¿Qué imagen tienes?  
¿Cómo lo definirías?

A: Cuando todas las partes del sistema tienen condiciones iguales.

E: ¿Qué tiene de diferente y que tiene de igual un equilibrio químico con lo que has dibujado acá (Dibujo 3)?

A: En un equilibrio químico cuando cambia la concentración de uno o la presión, pues siempre se modifica para llegar al equilibrio.

E: ¿A cuál de esas situaciones que has representado se parece?

A: A la cóncava.

E: En el cóncavo vuelve exactamente a la misma posición, ¿en el equilibrio químico tu cambias la concentración vuelve exactamente a la posición de antes?

A: En el equilibrio sí, sí, sí pero varía para que una de las dos componentes varíe para que el equilibrio siga siendo el mismo siempre. O sea la constante de equilibrio siempre es la misma y el equilibrio siempre es el mismo, lo que varía es uno de los dos componentes, o sea o los productos o los reactivos.

**A34:** (Equilibrio como un estado único, compensación total y composición estequiométrica). Cuestión 11:

“S (alumno): Pues al añadir más reactivo X, se forma más producto para contrarrestar el desequilibrio, entonces así volvería otra vez al equilibrio.

E (entrevistador): ¿Contrarresta todo lo que se agregue de X?

S: (piensa) Uhm, sí, yo creo que sí, porque si es un equilibrio tendría que volver a estar otra vez en equilibrio.

...

S: ... Y entonces al añadir más reactivo X, la velocidad directa, al añadirse más aumenta. Luego va descendiendo hasta que vuelve a quedar en el equilibrio anterior.

E: ¿Los sistemas en equilibrio, ante una perturbación, actúan de forma tal de volver siempre a la misma situación de equilibrio que tenía antes?

S: Sí.”

E: ¿No cambia nada entre una situación y la otra?

S: No, no cambia nada. En el momento cambia rápidamente, tarda un tiempo en volver.

E: ¿Ahora en el recipiente tienes más partículas que antes?

S: Sí.

E: ¿Y eso produce algún cambio?

S: Sí, pero la relación estequiométrica sigue siendo igual por más que haya más partículas.

E: ¿Se sigue manteniendo la relación estequiométrica y entonces no cambia?

S: Sí, creo yo.

#### 2.4. Efecto de un catalizador en el equilibrio

Cuando se indaga sobre el efecto de un catalizador agregado a un sistema en equilibrio químico.

**A1:** (Efecto de un catalizador en el equilibrio). Cuestión 4:

E: Has dicho hasta ahora que se favorece la velocidad directa ¿qué pasa con la inversa?

J: Depende si añades un catalizador que sea específico para esa velocidad pues tendrá el mismo efecto. Pero si es con el catalizador que favorece la directa no modifica la inversa.

**A20:** (Efecto de un catalizador en el equilibrio). Cuestión 2:

- E: ¿Si tu le pones un catalizador a este sistema qué cambiaría?  
J: Nada, simplemente se producen más producto generalmente pues se fuerza la reacción hacia un lado.  
E: ¿O sea después de un tiempo qué tendrías?  
J: Más de HI y menos de lo otro. También se puede formar al revés.  
E: Pones un catalizador se alcanza el equilibrio ¿tendrías más HI que en el equilibrio inicial?  
J: Más. De hidrógeno menos.  
E: ¿Si pones un catalizador qué pasa con la velocidad directa?  
J: Aumenta.  
E: ¿Y la inversa?  
J: También.  
E: ¿Entonces cómo puede ser que si aumentan ambas velocidades tengas más de IH que de hidrógeno y yodo?  
J: Pues porque el equilibrio se desplaza hacia la derecha, formándose más producto.  
E: ¿Aumentan las dos velocidades igual?  
J: No, las dos aumentan por igual.  
E: ¿Entonces? ¿Se obtiene o no se obtiene más HI se pones un catalizador?  
J: Sí.

**A21:** (Efecto de un catalizador en el equilibrio, catalizador positivo). Cuestión C4 del Cuestionario Final:

- E: ¿Tu has puesto que las concentraciones de ninguna cambia?  
J: Sí.  
E: ¿Y para que se pone el catalizador si las concentraciones no cambian?  
J: Lo que iba a decirte es eso que las concentraciones..., lo que tenga al principio lo voy a tener al final. Lo que si va a cambiar es que si tenemos un catalizador positivo se favorecerá que se forme más producto. Porque el catalizador se une y luego se quita. Entonces cambiarán todas las concentraciones (Preg: 25.1-25.3, las corrige, pone cambia)  
E: ¿Explica de nuevo eso?  
J: Lo que te he dicho. Entonces la concentración de NOCl se favorecerá. El catalizador no aumenta, lo global va seguir siendo lo mismo.  
E: ¿Cómo que se favorece y no aumenta?  
J: (Se ríe) Porque..., me refiero a que la cantidad de sustrato que echas es la que va a haber, no va a haber más. Entonces cambiará, claro.  
E: ¿Cambian o no cambian las concentraciones?  
J: El NOCl sí, yo creo que sí.  
E: ¿Y las otras no?  
J: Sí.  
E: ¿Pero tu dijiste que las dos velocidades aumentaban?  
J: Una aumentará más que otra. La directa aumenta más. La constante de equilibrio he puesto que es igual porque era a temperatura constante, pero claro, como cambian las concentraciones cambia. Se han favorecido los productos, aumenta la constante de equilibrio.  
E: ¿Se alcanza al final otro equilibrio?  
J: Se alcanza un nuevo equilibrio.  
E: ¿Pero cómo si aumenta más la velocidad directa que la otra?  
J: Por lo de Le Chatelier, la directa también aumentará..., para contrarrestar...

**A26:** (Efecto de un catalizador en el equilibrio, comportamiento pendular). Cuestión 12:

Escribió: “El catalizador solamente aumenta la velocidad en las reacciones y no afecta para nada a las concentraciones”

E: ¿Pero cuál velocidad? ¿La directa, la inversa o ambas?

P: Ambas, pues si hay este signo (por la doble flecha)

E: ¿Y para qué se pone un catalizador si no aumentan las cantidades?

P: Hombre, pero aquí como es una reacción de doble sentido, primero el catalizador hará que  $X+Y$  sea más rápido para dar el producto  $XY$  y luego la otra reacción que es  $XY$  se aplica el catalizador para que dé más rápido  $X+Y$ .

E: ¿O sea primero el catalizador favorece la directa y después de un tiempo favorece la inversa?

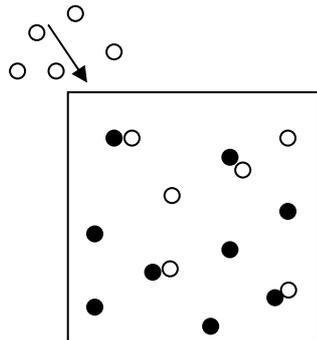
P: Sí.

## 2.5. Si la velocidad directa aumenta la velocidad inversa disminuye, o viceversa.

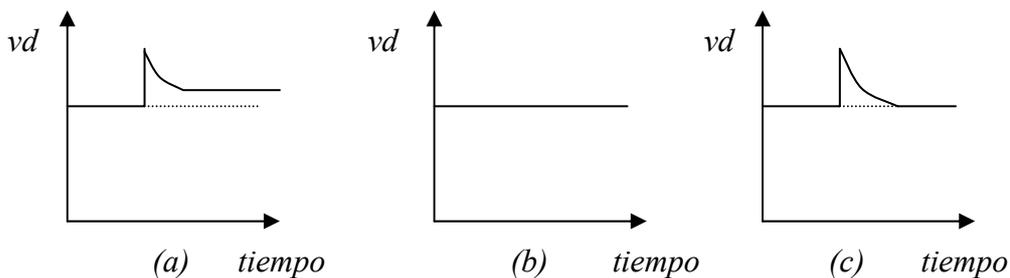
Esta idea estuvo muy difundida en el estudio preliminar (Concepción alternativa 4).

**A10:** (Si la  $v_d$  aumenta,  $v_i$  tiene que disminuir, reactivo limitante).

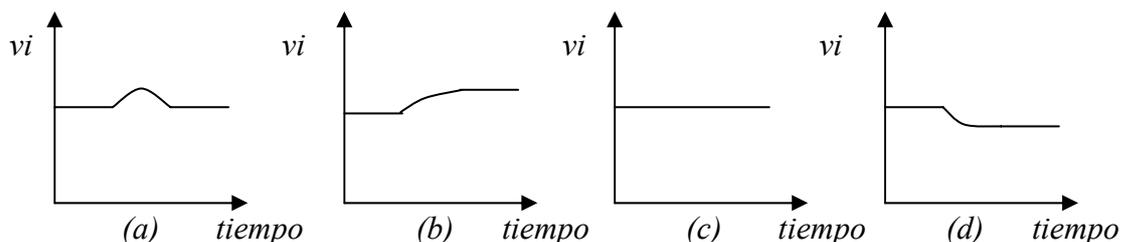
Cuestión 1: Si la siguiente reacción en equilibrio  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$  es perturbada al añadirse más reactivo  $X$ , a temperatura y volumen constante.



a) ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad de reacción directa ( $v_d$ )?



b) ¿Y con la velocidad inversa ( $v_i$ )?



(...)

I: Me parece que es más la “a”. Porque si hasta aquí va con cierta cantidad de reactivo, se lo aumenta primero, será un aumento brusco pero luego tenderá a seguir aquí con la nueva concentración.

(...)

I: Uhm, yo creo que la más alta.

E: Porque ahora en el equilibrio final ¿qué vas a tener?

I: XY como antes.

E: ¿Pero más o menos?

I: Depende de Y, si hay de sobra. Al aumentar X aumentaría XY también, pero si Y es el reactivo limitante, aunque aumentaríamos X, bueno sería igual ¿no?

E: ¿Se acabaría alguno?

I: Uno de los dos ¿o están justos en cantidades estequiométricas? Entonces se acabarían los dos, bueno no, que se van regenerando.

E: ¿Has supuesto que llegan a otro equilibrio final?

I: Sí.

E: ¿En ese equilibrio final están todos?

I: Sí, están todos.

E: Entonces ¿por qué supones que la velocidad directa al final es mayor que la velocidad directa en el equilibrio inicial?

I: Uhm, a ver (silencio)

E: ¿Sigues pensando que es la “a” no la “c”?

I: Uhm...

E: A ver piensa primero la parte B y después volvemos a la parte A ¿Qué ocurre con la velocidad inversa?

I: Es la de los productos hacia los reactivos. Eh, si se aumenta X entonces será favorecida la reacción en el sentido directo, o sea que la velocidad inversa... claro, no, si aumenta X se favorece la reacción inversa, no sé. No si aumenta X se favorece la reacción directa entonces se desfavorece la reacción inversa, entonces la velocidad disminuiría ¿no?

E: ¿Cuál sería el gráfico correcto?

I: La “d”.

## 2.6. Combinación de concepciones sobre la situación 2

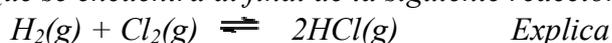
**A39.** (Este entrevistado sostiene las siguientes concepciones: ecuación química igual situación experimental, composición igual a coeficientes estequiométricos, equilibrio igual a la mitad de los coeficientes, equilibrio compartimentado al considerar el reactivo en exceso, imagen macro de una molécula como una unidad discreta -un mol igual a una molécula-, no se alcanza el equilibrio si hay reactivo limitante con respecto a la estequiométrica, comportamiento pendular para explicar la composición estequiométrica).

Cuestión 9: Si se colocan 2 moles de hidrógeno con tres moles de cloro en un recipiente cerrado.

1) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?



2) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?



L: (lee la cuestión, parte 1) Aquí yo puse dos de hidrógeno más 3 de cloro para dar 4HCl más un cloro. Escribió: “ $2\text{H}_2 + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 4\text{HCl} + \text{Cl}_2$ ”

E: ¿Esto que has representado es una ecuación química?

L: Sí.

E: ¿Entonces por qué está esta ecuación (la del enunciado) y no está (la que él escribió)?

L: Pues no sé, ésta es la que te preguntan.

E: ¿Y la pregunta 2?

L: Igual, solo que está en equilibrio. Y aquí no (por la 1), aquí se desplaza totalmente a la derecha, hacia el HCl.

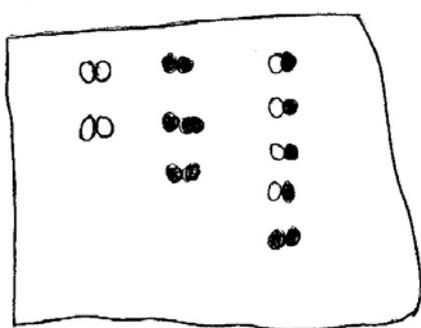
Escribió: “ $2\text{H}_2 + 3\text{Cl}_2 \rightleftharpoons 4\text{HCl} + \text{Cl}_2$ ”

E: ¿Y te va a dar igual 2+3...?

L: No, es que no puede dar lo mismo, pero ahora no sé.

E: ¿Qué tendrías en el equilibrio si haces un dibujo? Esto representa un átomo de cloro y este uno de hidrógeno.

L: Pues en el equilibrio se estarían formando continuamente... (hace el Dibujo).



(...)

E: Has dibujado moléculas que representarían moles, en la misma proporción.

L: Sí.

E: ¿Si estos 2 reaccionan con estos 3 para obtener 4 de HCl, ahora ya no los tendrías?

¿Entonces que queda en el equilibrio?

L: Sí. Pues se podría dibujar la mitad (hace un dibujo con menos partículas de cada una).

(...)

E: Tu habías dibujado 1 de hidrógeno, 2 de cloro y 1 de HCl para poner menos de las que tenías antes. ¿Pero las cantidades presentes tienen que estar en esta relación 1-1-2?

L: Sobra una de estas ¿no? No, porque no siempre va a estar en el mismo lado. Yo pienso que no siempre va a estar dos de HCl, a lo mejor en ese momento hay ...

Cuestión 16: Si se mezcla 1 mol de dióxido de nitrógeno con 1 mol de tetraóxido de dinitrógeno a T constante. ¿Qué ocurre? Dibuja y explica.  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

L: Yo pienso que si pones un mol de cada molécula, tampoco se transformarán unas en otras ¿no? Si están en equilibrio, es que no sé.

(...)

E: ¿Pero quieres representar que tienes presente dos moles de dióxido y un mol de tetraóxido?

L: Sí.

E: ¿Y eso es lo que hay presente dos moles y un mol?

L: No, se estarán..., hay un mol de cada, que se estarán reformando uno en otro. Dibujadas hay dos moléculas y una de tetraóxido.

E: ¿Si mezclas un mol con un mol se logra el equilibrio?

L: No, porque tendrías que tener dos de dióxido ¿no?

(...)

E: ¿En el equilibrio las cantidades presentes tienen que estar en la relación estequiométrica 2 a 1?

L: Sí.

E: ¿O sea podrías haber dibujado 16 de estas y 8 de tetraóxido?

L: No, porque no pueden estar todas a la vez. Pienso yo, si tienes dos de dióxido pero si se transforman ya no tienes las dos. Tienes sólo una, entonces no.

E: Si tu tienes un sistema en equilibrio y le sacas una foto, ¿qué verías? ¿van a haber productos y reactivos, los dos?

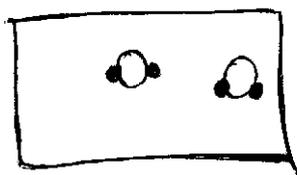
L: No, tiene que haber o productos o reactivos.

E: ¿En el equilibrio?

L: Sí.

E: Dibújalo entonces cómo sería.

L: Pues tendría que haber o dos de dióxido sólo o en otro una de tetraóxido (hace el Dibujo)



E: ¿Y están en equilibrio con quién?

L: Eh, está con el tetraóxido ¿no?

E: ¿Pero dónde está el tetraóxido?

L: No está porque si este el reactivo no está el producto.

(...)

E: ¿Todo lo que agregas se forma reactivo?

L: No. No porque entonces ahora mismo no estaría en equilibrio, porque no tienes la misma proporción que tenías antes de 2-1.

E: ¿Y cómo queda entonces?

L: Yo dibujaría ...

E: ¿Entonces el sistema tiene que contrarrestar la perturbación pero manteniendo la proporción estequiométrica?

L: Sí.

E: ¿Qué has dibujado?

L: Pues, es que no sé.

E: Has dibujado menos de cada una.

L: Sí, porque se supone que se están transformando unas en otras, entonces cuando están aquí todas estarían de esa forma.

## . Idea de modelo

Muchos alumnos no son conscientes de que están permanentemente tratando con modelos en sus explicaciones y que continuamente se les enseña con modelos.

### A3:

(...)

E: Estamos explicando la reacción química a través de un modelo ¿Qué es para ti un modelo?

T: ¿Cómo que un modelo?

E: Claro estas utilizando acá un modelo para explicar el cambio químico, con dibujos.  
T: O sea usted está diciendo que yo explico esto mediante dibujos o sea mediante modelos.  
E: ¿Por qué esto es la realidad? (señalando los dibujos con partículas de la cuestión)  
T: No. No es la realidad. Es lo que suponemos que ocurre, yo supongo que en un 98% sí que ocurre pero eso no lo vemos, lo sabemos por los productos iniciales.  
E: ¿Entonces qué sería un modelo para ti?  
T: Pues una forma de representar algo para que yo lo entienda.

Respecto a las actitudes manifestadas en situación de entrevista, se observó que los alumnos se encontraron cómodos durante la misma dado que tuvieron un tiempo para pensar, dibujar y escribir cada cuestión solicitada; también, al igual que en el cuestionario final, todos sabían buena parte de las cuestiones y no se sintieron exigidos a contestar sobre eventos desconocidos. Se apreció, en general, que para los entrevistados la mayoría de las cuestiones fueron percibidas como que abordaban aspectos elementales de la temática, y que, sin embargo, no las sabían o se daban cuenta de sus contradicciones en sus respuestas. Esto les produjo cierto desasosiego que aumento el interés y la participación durante las entrevistas.

### **7.3.3 Resultados de los módulos de actividades**

A continuación se muestran los resultados obtenidos en el análisis de los tres módulos de trabajo de la Propuesta Didáctica.

Por el volumen de información disponible (resultados de 26 actividades, muchas de las cuales incluyen varios subítems) los resultados se abordan en conjunto para ambos grupos experimentales de la UCM, con un total de 75 estudiantes (34 de Licenciatura en Biología y 41 de Licenciatura en Geología).

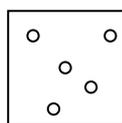
La presentación de resultados se hace mostrando, en primer lugar, el enunciado de la actividad; luego, una tabla con los porcentajes de las distintas respuestas dadas, tanto en el momento individual como en el momento en grupo pequeño. A continuación se añaden algunas transcripciones interesantes y representativas de las respuestas de los alumnos; y, por último, otra tabla donde se muestra la influencia de la discusión en pequeño grupo sobre las respuestas iniciales, es decir, el porcentaje de alumnos que mantuvieron o cambiaron sus respuestas, ya sean correctas o incorrectas, por efecto de la discusión en grupo.

Al final de cada actividad, o de un grupo de actividades relacionadas, se emite una breve reflexión sobre los resultados obtenidos en las mismas. Finalmente, en las conclusiones de este apartado se realiza un esfuerzo de síntesis de los principales hallazgos que surgieron de este análisis de las respuestas dadas, por los estudiantes de la UCM, en la resolución de las actividades de la Propuesta Didáctica.

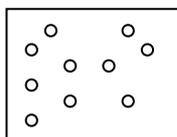
### 7.3.3.1 Primera parte: Módulo 1

#### Actividad 1

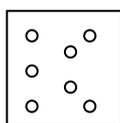
1) Las figuras muestran moléculas de gas en recipientes de distintos volúmenes. ¿Cuál está más concentrado? Explica diferenciando los conceptos masa y concentración.



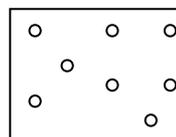
(a) 1 litro



(b) 2 litros



(c) 1 litro



(d) 2 litros

Los resultados obtenidos por ambos grupos experimentales en la actividad 1 se presentan en la Tabla 7.5a, luego se muestran algunos ejemplos de explicaciones brindadas por los alumnos y, finalmente, la Tabla 7.5b, presenta la influencia de la discusión en grupo sobre las respuestas iniciales.

Tabla 7.5a: Porcentajes de respuestas en la actividad 1 (entre paréntesis la opción seleccionada).

Actividad	Individual			Pequeño grupo		
	Correcta	Incorrecta	No contesta	Correcta	Incorrecta	No contesta
1	98 (c)	2 (b)	0	84	0	16

1. Ejemplos:

(respuesta b): “Porque en el b respecto al volumen que tiene hay más concentración de las partículas porque hay más de ellas y su masa no tiene nada que ver”.

(respuesta c): “Porque en poca superficie hay bastantes moléculas”. “El que tiene más soluto en un mismo volumen”.

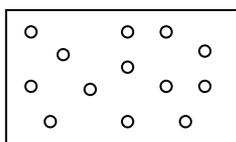
Tabla 7.5b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas individuales iniciales.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
1	82	0	1,6	0

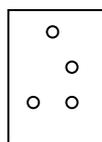
#### Actividad 2

2) Ordenar de mayor a menor los siguientes recipientes de acuerdo al número de choques por unidad de tiempo entre las moléculas en movimiento.

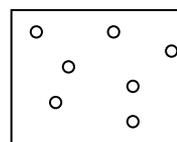
I.



(a) 3 litros, 50°C

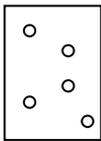


(b) 1 litro, 50°C

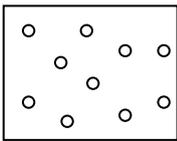


(c) 2 litros, 50°C

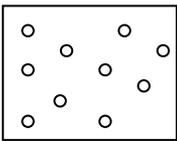
II



(a) 1 litro, 30°C



(b) 2 litros, 60°C



(c) 2 litros, 90°C

III ¿Qué hay entre las moléculas en los recipientes anteriores?

De la misma forma que se hizo en la actividad 1 se presentan los resultados obtenidos para la actividad 2 en las Tablas 7.6a y 7.6b.

Tabla 7.6a: Porcentajes de respuestas en la actividad 2.

Actividad	Individual			Pequeño grupo		
	Correcta	Incorrecta	No contesta	Correcta	Incorrecta	No contesta
2I	90	10	0	89	0	11
2II	88	2	10	79	0	21

Ejemplos de explicaciones emitidas por los alumnos para la actividad 2I (cuya respuesta correcta es  $a > b > c$ ):

(Respuesta:  $b > c > a$ ): “Ya que al ser el volumen menor y la temperatura mayor, el número de choques en b es mayor, tienen menos espacio y por lo tanto chocan más”. En el pequeño grupo cambia a:  $a > b > c$ : “Ya que en “a” hay mayor número de partículas en el recipiente;  $b > c$ , porque es menor el volumen y hay más choques”.

(Respuesta:  $b > c > a$ ): “Habrá mayor número de choques donde haya más partículas” Cambia a “ $a > b > c$ ” en el grupo pequeño “Porque a mayor concentración aumenta el número de choques entre las partículas”.

(Respuesta:  $b > c > a$ ): “Porque a igual temperatura en el volumen más pequeño habría menos espacio entre las moléculas porque habrá más choques” Cambia en el grupo pequeño a:  $a > b > c$ : “porque al haber más partículas hay más choques y el volumen mayor es el de las partículas, tiene mas de 4 M”.

(Respuesta  $a > b > c$ ): “Al haber más moléculas, más choque se producirán”.

(Respuesta:  $b > c > a$ ): “Porque en condiciones iguales de temperatura, va a haber mayor número de choques en el recipiente con menos volumen porque tienen menos espacio para moverse y chocan más.”

Ejemplos para la actividad 2 II (cuya respuesta correcta es  $c > b > a$ ):

(Respuesta  $a > c > b$ ): “A menor espacio más choques y a mayor temperatura más choques.”

(Respuesta  $c > b > a$ ): “Porque al volumen constante y a temperatura elevada mayor número de choques.”

Tabla 7.6b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
2I	79	0	10	0
2II	77	0	2	0

Los resultados obtenidos en la tercera parte de la actividad 2, que interroga sobre “¿qué hay entre las moléculas en los recipientes anteriores?”, se muestran en la Tabla 7.6.c.

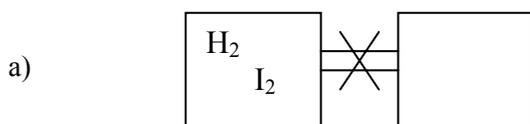
Tabla 7.6c: Porcentaje de respuesta para la actividad 2 III.

Respuesta	Porcentaje
Vacío, nada	61
Fuerzas, interacciones	10
Disolvente	10
Colisiones	5
Aire, gas, fluido	5
No contesta	9

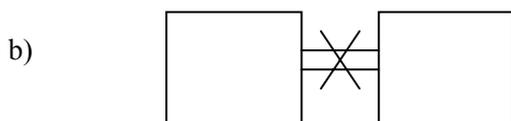
La mayoría de estudiantes no presentaron dificultades en la actividad 1, cuyo propósito es contribuir a diferenciar los conceptos *cantidad* (masa y volumen) y *concentración*. Tampoco presentaron grandes dificultades en la actividad 2, que promueve la construcción del *modelo cinético molecular*, a través de comprender la influencia de la concentración y de la temperatura sobre el número de choques por unidad de tiempo. Pocos alumnos consideraron que entre las partículas del gas había aire u otra forma de materia en lugar de vacío, idea frecuente especialmente en alumnos de menor edad. Se aprecia que las respuestas incorrectas expresadas en el momento individual fueron corregidas significativamente con la discusión en grupo.

### Actividad 3

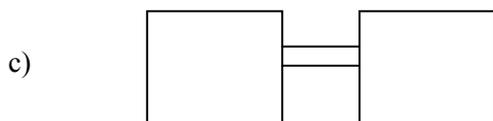
3) En la figura se muestran los reactivos introducidos inicialmente en un recipiente. Estos reactivos reaccionan de acuerdo a:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$



Escriba las especies, de la misma forma que se hizo en a, que se encuentran presentes en el equilibrio, con la válvula que une ambos recipientes cerrada.



Ídem que la situación anterior ahora con la válvula abierta.



Los resultados obtenidos por ambos grupos experimentales en las actividades 3 y 4 se presentan en conjunto, por utilizarse los mismos criterios de análisis, en las Tablas 7.7a y 7.7b. Luego se muestran algunos ejemplos de explicaciones brindadas por los alumnos y, finalmente, la Tabla 7.7c, presenta la influencia de la discusión en grupo sobre las respuestas iniciales formuladas individualmente.

Tabla 7.7a: Porcentaje de respuestas para las actividades 3 y 4. Individuales.

Activ.	Correcta	Cantid. = coef. esteq	No reacción	Reac. completa	Compartimentalizada	Compartim. y coef. esteq	Otras	No contesta
3b	30	61	7	2	...	...	0	2
3c	38	43	0	2	3	8	5	2
4	18	75	0	0	...	...	3	3

Tabla 7.7b: Porcentaje de respuestas para las actividades 3 y 4. Pequeño grupo.

Activ.	Correcta	Cantid. = coef. esteq	No reacción	Reac. completa	Compartimentalizada	Compartim. y coef. esteq	Otras	No contesta
3a	31	29	0	0	...	...	0	39
3b	30	31	0	0	2	3	0	34
4	16	42	0	0	...	...	0	41

Ejemplos de respuestas para la actividad 3a:

(Respuesta: no reacción -H<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>-) “Porque para que se produzcan 2HI se necesita una energía de formación”. “Si la válvula está cerrada queda igual. Dado que no se ha producido la separación” (A 20)

(Respuesta: I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> y 2HI) “Por cada molécula de I<sub>2</sub> y por cada molécula de H<sub>2</sub> se forman dos moléculas de HI”. (A 13). “Como se dice que las especies reactivos están en equilibrio con sus productos, estarán en el recipiente todas las especies que intervienen en la reacción, en las proporciones de la reacción.”

Ejemplos de explicaciones para la actividad 3b:

“Habrá la misma cantidad a ambos lados. Ya que las sustancias se distribuyen por todos los lugares” (A 20)

(Respuesta: compartimentada): “Aparecen los reactivos y los productos al ser un equilibrio. Por lo tanto pueden darse tanto el proceso directo como el indirecto al encontrarse la válvula abierta”.

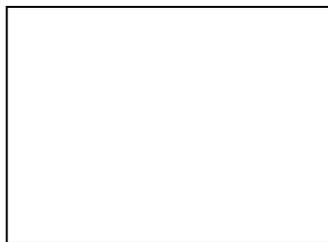
(Respuesta 2HI): “En el primer recipiente están I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> y 2HI, porque como H<sub>2</sub> + I<sub>2</sub> reaccionan dando 2HI pues cuando lleguen al otro recipiente, porque la válvula está abierta, ya habrán reaccionado y sólo tendríamos 2HI.”

Tabla 7.7c: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
3a	23	26	8	3
3b	26	31	3	0
4	13	36	3	3

#### Actividad 4

4) Si ● representa un átomo de nitrógeno y ○ representa un átomo de hidrógeno, representar una situación en equilibrio químico correspondiente a la siguiente reacción química:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$

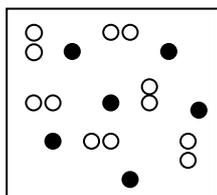


Los resultados de la actividad 4 se mostraron junto con los de la actividad 3. Algunos ejemplos de respuestas que consideran que están presentes en el equilibrio cantidades de reactivos y productos iguales a los coeficientes estequiométrico de la ecuación química son: “Hay una molécula diatómica de nitrógeno, 3 moléculas diatómicas de hidrógeno y dos moléculas de amoníaco” (A14); “Las proporciones tienen que ser las mismas, no necesariamente la cantidad. Ej:  $2\text{N}_2 + 6\text{H}_2 \rightleftharpoons 4\text{NH}_3$ ”; “Una de nitrógeno, tres de hidrógeno y dos de amoníaco, ya que se encuentran en equilibrio”.

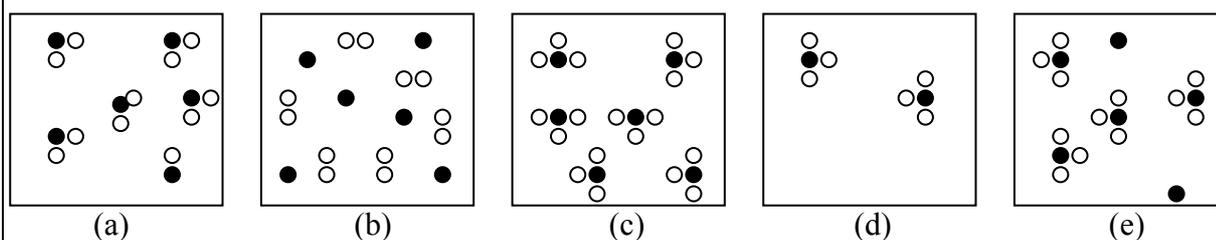
Las actividades 3 y 4 buscan profundizar la discusión sobre características de un sistema en equilibrio químico, en especial sobre su composición. La actividad 4 se proponía indagar cuántos alumnos sostenían una imagen compartimentada del equilibrio químico; es decir, que consideraban a los reactivos en un recipiente (generalmente el de la izquierda) y a los productos en otro recipiente (el de la derecha). Esta concepción la sostuvo un 10 % de los alumnos, pero curiosamente, un 60 % escribía a la especie producto de la reacción como 2NH, es decir agregando el coeficiente estequiométrico. Esta *idea estequiométrica* sobre la composición de un sistema en equilibrio químico se vio confirmada en la actividad 4 con un 75%. Dado el grado de extensión de esta idea la discusión en grupo no se mostró eficaz en superarla.

#### Actividad 5

5) La figura representa una mezcla de dos reactivos antes que reaccionen de acuerdo a la siguiente ecuación:  $2\text{S}(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$ . Los átomos de azufre están representados por ● y las moléculas de oxígeno por ○○



¿Cuál de los siguiente dibujos representa la situación final?



(Nurrenbern y Pickering, 1987)

Los resultados obtenidos por ambos grupos experimentales en las actividades 5 y 6 se presentan en la Tabla 7.8a, luego se muestran algunos ejemplos de explicaciones brindadas por los alumnos y, finalmente, la Tabla 7.8b, presenta la influencia de la discusión en grupo sobre las respuestas iniciales formuladas individualmente.

Tabla 7.8a: Porcentajes de respuestas para las actividades 5 y 6.

Activ	Individual					Grupo pequeño				
	Correcta	Incorr.	Incorr.	Incorr.	No cont.	Correcta	Incorr.	Incorr.	Incorr.	No cont.
5	(e) 56	(d) 25	(c) 18	(a) 2	0	(e) 72	(d) 5	(c) 10	(a) 2	11
6	(c) 28	(d) 66	(b) 7	.....	3	(c) 38	(d) 38	(b) 2	.....	16

A continuación se transcriben algunos ejemplos representativos de los fundamentos brindados por los estudiantes:

. Respuesta a:

“Porque están las mismas cantidades en la situación inicial y en la final”.

. Respuesta c:

“Como no hay equilibrio, sólo aparecen los productos  $\text{SO}_3$  (grupo pequeño)”.

“Se forma una molécula de  $\text{SO}_3$  por cada átomo de azufre”.

“Porque el azufre reacciona con el oxígeno para formar  $\text{SO}_3$ ”. Mantiene en el grupo pequeño la respuesta c: “Porque al no haber equilibrio no tiene por qué haber S y  $\text{O}_2$  sueltos”.

“Esta reacción no es un equilibrio y por lo tanto, en la situación final no se encontraría nada de los reactivos, sólo tendríamos  $\text{SO}_3$ ”.

. Respuesta d:

“Porque las dos moléculas representan los  $2\text{SO}_3$ ”.

“Porque se forman dos moléculas de  $\text{SO}_3$ ”. Cambia a respuesta “e” en el grupo pequeño: “El oxígeno es el reactivo limitante. Sobran dos átomos de azufre”.

“Según la ecuación, el equilibrio está desplazado a la derecha, y se obtiene dos moléculas de  $\text{SO}_3$ ”.

“Porque no hay equilibrio” Mantiene esa respuesta en el grupo pequeño: “Al no haber equilibrio en la situación final sólo hay  $\text{SO}_3$ ”.

“No hay equilibrio la única reacción que representa al esquema es la d”.

. Respuesta e:

“La situación inicial es 6 moléculas de S y 6 moléculas de  $\text{O}_2$ . Según la reacción dada la ecuación de esta situación será:  $6\text{S} + 6\text{O}_2 \rightarrow 4\text{SO}_3 + 2\text{S}$  (A16).”

“Porque el oxígeno es el reactivo limitante” (A 14) (grupo pequeño).

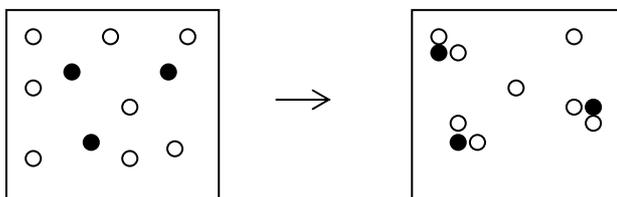
Tabla 7.8b: Influencia en las respuestas iniciales de la discusión en pequeño grupo.

Actividad	Mantiene correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
5	41	10	28	7
6	23	33	20	7

En estas cuestiones la influencia de la discusión en grupo es significativa.

### Actividad 6

6) La reacción entre el elemento X ( ● ) con el elemento Y ( ○ ) es representado en el siguiente diagrama:



¿Cuál de las siguientes ecuaciones describe esta reacción?

- (a)  $3X + 8Y \longrightarrow X_3Y_8$   
 (b)  $3X + 6Y \longrightarrow X_3Y_6$   
 (c)  $X + 2Y \longrightarrow XY_2$   
 (d)  $3X + 8Y \longrightarrow 3XY_2 + 2Y$   
 (e)  $X + 4Y \longrightarrow XY_2$

(Nurrenbern y Pickering, 1987)

A continuación se transcriben algunos ejemplos representativos de los fundamentos brindados por los estudiantes en la actividad 6.

. Respuesta d:

“A partir de 3X y 8Y se forman 3XY + 2Y. Como la cantidad neta de productos tiene que ser igual a la cantidad neta de reactivos” (A16).

“Porque hay dos libres del elemento Y” Cambia en el grupo pequeño a “c”, porque el X es el reactivo limitante” (A 14).

“Porque corresponde a la situación experimental” Cambia en el grupo pequeño a la respuesta c “porque reacciona una X con 2Y”, coloca en la puesta en común “tengo en exceso 2Y pero no va en la ecuación”.

. Respuesta e:

“Porque es la única ecuación sin haber equilibrio en la que hay moléculas libres” (grupo pequeño).

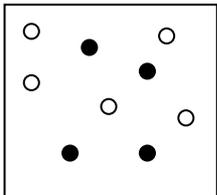
A los estudiantes les resultó más sencillo asociar correctamente el nivel simbólico con el nivel submicroscópico en la actividad 5, que el nivel submicroscópico con el nivel simbólico en la actividad 6 (Tabla 7.8a). Aunque en ambas tienden a considerar a

los coeficientes estequiométricos como las cantidades presentes en el sistema. Esta idea es corregida en más de un 20 % con la discusión en grupo de pares.

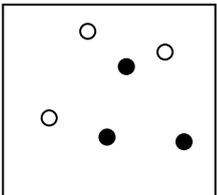
### Actividad 7

7) Para la siguiente reacción entre A (●) y B (○):  $A(g) + B(g) \rightarrow AB(g)$

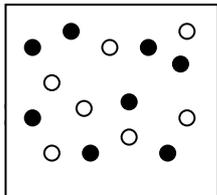
I. ¿En cuál de las siguientes situaciones de partida será mayor la velocidad inicial de formación de AB? Explica.



a. 20°C

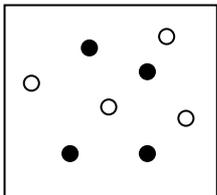


b. 20°C

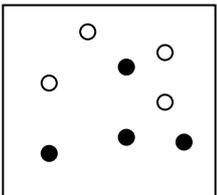


c. 20°C

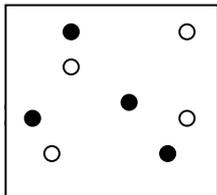
II. ¿En cuál de las siguientes situaciones de partida será mayor la velocidad inicial de formación de AB? Explica.



a. 20°C



b. 60°C



c. 100°C

Los resultados obtenidos en la actividad 7 del primer módulo de la propuesta didáctica se presentan en las Tablas 7.9a y 7.9b.

Tabla 7.9a: Porcentajes de respuestas para la actividad 7.

Activ	Individual			Grupo pequeño		
	Correcta	Incorrecta	No contesta	Correcta	Incorrecta	No contesta
7 I	(c) 97	1	2	(c) 75	0	25
7 II	(c) 97	0	3	(c) 74	0	26

Tabla 7.9b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
7 I	72	0	0	0
7 II	71	0	0	0

En esta actividad los estudiantes no presentaron dificultades conceptuales, por lo tanto las respuestas iniciales no se vieron modificadas por el efecto de la discusión en grupo.

## Actividad 8

- 8) Las siguientes tres consignas se refieren en general. En ellas expresa las primeras palabras, imágenes e ideas que vengan a tu mente.
- a- Escribe tres palabras que asocies con la palabra equilibrio.
- b- Dibuja una situación de un sistema que consideres en equilibrio. Explica brevemente de qué trata.
- c- ¿Cómo definirías equilibrio?

La Tabla 7.10a muestra los resultados obtenidos en la primera parte de la actividad 8 que solicita escribir tres palabras asociadas con la palabra equilibrio.

Tabla 7.10a: Frecuencias de palabras asociadas con equilibrio.

Palabra	Frecuencia
Estático (inmóvil, calma, constante, no variación, reposo, armonía, orden...)	24
Igualdad (equivalencia, compensación, proporcionado...)	22
Estabilidad	18
$K_c$ , $K_p$ , $K_a$ , constante de equilibrio	15
Concentración, mol	14
Balanza, pesas	13
Columpio, balancín, bicicleta, oído, yoga	13
Volumen, temperatura, presión	11
Reacción	8
Doble flecha	7
Reversible, proceso reversible	6
Reactivos, productos	6
Químico	3
Cinético, termodinámico	3
Acido, base, neutralización	3
Dinámico	2
Simultáneo	1
Espontáneo	1
Sistema	1
Mezcla	1
Grado de disociación	1
Estado	1
Situación ideal	1
No contesta	7

En la Tabla 7.10b se sistematizan los resultados correspondientes a la segunda parte de la actividad 8 que pedía dibujar un ejemplo de una situación de un sistema en equilibrio.

Tabla 7.10b: Ejemplos de sistemas en equilibrio.

Dibujo	Frecuencia
Balanza	20
$A + B \rightleftharpoons C + D$	12
Dos recipientes unidos llenos de gas	7
Grupos de partículas (moléculas...)	5
Cadena o pirámide alimenticia	4
$A + B \rightarrow C$	3
Equilibrio de fases	2
Bola sobre una superficie horizontal	2
Célula, ósmosis	2
Equilibrio térmico	1
Reacción en dos compartimentos	1
Tubo U con equilibrio de líquidos	1
Equilibrio en una cuerda	1
Cuchara en equilibrio sobre un vaso	1
No contesta	14

Por último, se transcriben a continuación algunas definiciones de equilibrio que emitieron los alumnos en la tercera parte de la actividad 8:

“Como la equivalencia entre dos situaciones” (A17).

“Momento en el cual un sistema no evoluciona hacia ningún lado” (A16).

“Estado en el que la reacción se produce en la misma proporción de izquierda a derecha y de derecha a izquierda”.

“Un sistema en el que las condiciones de los elementos son iguales T, P y si se modifica uno de esos factores tiende a alcanzar de nuevo la condición inicial del sistema.” (escribió entre las palabras “igualdad de condiciones” y dibujó un tubo en U con un líquido a igual nivel).

“Cuando los componentes de un sistema se encuentran en iguales condiciones” (A12).

“Igualdad entre dos términos, la cual puede variar con el paso del tiempo, pero de forma general, se mantiene”.

“Las especies evolucionan de forma infinitamente lenta pudiéndose volver al estado inicial”.

“Situación en la que el número de sustancias que se forman coincide con las que reaccionan”.

“El equilibrio es la situación de igualdad entre un sistema inicial y otro final”.

“Es la situación que alcanza un sistema cuando las partes de que consta se igualan”.

“Es el estado de la reacción en el cual ésta no se produce en ninguno de los dos sentidos” (antes había dibujado dos recipientes separados por una doble flecha, en ambos había reactivos y productos): “es una reacción que se puede dar en los dos sentidos. A ambos lados del equilibrio podemos encontrar ambas especies, existe el mismo número de moles de cada elemento”.

“Como un proceso en el que se dan en la misma proporción y a la vez, dos situaciones”.

“El equilibrio representa la estabilidad entre dos extremos” (había dibujado anteriormente una balanza).

“Situación en la que una reacción tiene la misma posibilidad de desplazarse a la izquierda como de desplazarse a la derecha. Si por alguna causa se viera afectado, éste actuaría en sentido contrario para mantenerlo”.

“Situación en una reacción en la que la concentración de reactivos es igual a la concentración de productos”.

“Situación media y justa”.

“Productos de reacción igual a reactivos”.

“Estado en el que todas las fuerzas que actúan sobre un cuerpo se anulan”.

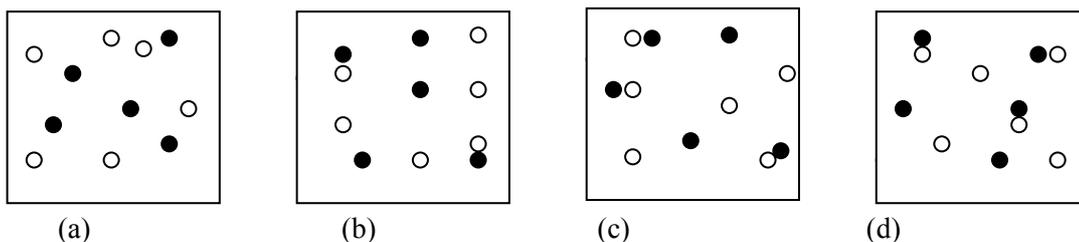
“Situación en la que sus elementos se mantienen estables”.

En la actividad 7, los estudiantes no tienen problemas en relacionar la concentración de reactivos y la temperatura como factores que van a influir en la velocidad inicial de reacción. En la actividad 8 (de carácter sólo individual), las palabras que más asocian con “equilibrio” son estático, igualdad, estabilidad, constante, balanza. Los significados cotidianos de la palabra equilibrio se refieren a equilibrios estáticos, de igualdad entre sus partes, e inmóviles. Por ello el dibujo preferido fue el de una balanza, seguido por una ecuación química y el equilibrio hidrostático entre dos recipientes con un líquido. De aquí que la ecuación química es percibida, no como una relación de interacción sino como una descripción de composición. Esto los llevará posteriormente a expresar que se logra el equilibrio cuando las cantidades de reactivos son iguales a las de producto o cuando las cantidades de reactivos y productos son iguales a sus respectivos coeficientes estequiométricos.

### 7.3.3.2 Segunda parte: Módulo 2

#### Actividad 9

9) Para la reacción  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$ , se representan cuatro situaciones: (a) mezcla inicial de reactivos, (b) aproximación al equilibrio, (c) en equilibrio, (d) otra situación en equilibrio transcurrido un tiempo a temperatura constante.



¿Qué conclusiones puedes sacar respecto al cambio de concentraciones?

Los resultados obtenidos por ambos grupos experimentales en la actividad 9 se presentan en la Tabla 7.11a, luego se muestran algunos ejemplos de explicaciones brindadas por los alumnos y, finalmente, la Tabla 7.11b, presenta la influencia de la discusión en grupo sobre las respuestas iniciales.

Tabla 7.11a: Porcentajes de respuestas actividad 9.

Activ.	Individual				Grupo pequeño			
	Correcta	Incompl.	Incorrec.	No cont.	Correcta	Incompl.	Incorrec.	No cont.
9	49	43	2	6	53	29	4	14

En las respuestas incompletas se consideran dos casos:

- (a) Los estudiantes que sólo se refirieron en sus explicaciones a la disminución de las concentraciones de los reactivos y aumento de la de productos (individual: 21 % y grupo pequeño: 13%).
- (b) Estudiantes que sólo mencionan la constancia de las concentraciones cuando se alcanza el equilibrio (individual: 22 % y grupo pequeño: 16%).

“Porque las concentraciones son constantes” (A17). Amplía en el grupo: “Porque la reacción es reversible y las concentraciones son constantes” (A16 y A17).

“La concentración de los productos aumenta en la medida en que va disminuyendo la concentración de reactivos.” Completa en el grupo: “Además llega un momento que es la  $c$  que es la situación del equilibrio en la que no aumenta ni disminuye nada. La concentración permanece constante”.

“La concentración total no cambia, pero la de los productos y los reactivos sí”.

“Se van reduciendo cuando se produce el equilibrio, ya que los átomos sueltos pasan a moléculas” (A 20).

“La concentración de reactivos va disminuyendo” (A13).

“Que no varía, se mantiene igual en todos los casos”.

“Si no hay variación de volumen la concentración no varía. Por tanto la concentración es la misma en los cuatro casos” (respuesta que se impone en un grupo de tres).

Tabla 7.11b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales

Actividad	Mantiene correcta	Mantiene Incor/incompl.	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
9	57	33	10	0

Es interesante analizar, en las explicaciones brindadas por los estudiantes, las razones de por qué permanecen las concentraciones constantes. Se observa que sólo dos estudiantes se refirieron a que se igualan las velocidades de reacción directa e inversa por lo que no se produce cambio en las concentraciones de las especies. Otros utilizaron argumentos finalistas del tipo:

“A una temperatura igual a constante las concentraciones son constantes porque  $K_c$  no varía”.

“El estado de equilibrio para una misma temperatura no varía. Como  $T = cte$ ,  $K_c = cte$  y las concentraciones están en el mismo equilibrio”.

“En  $c$  y  $d$  las concentraciones son iguales porque la temperatura es constante y  $K_c$  no varía”.

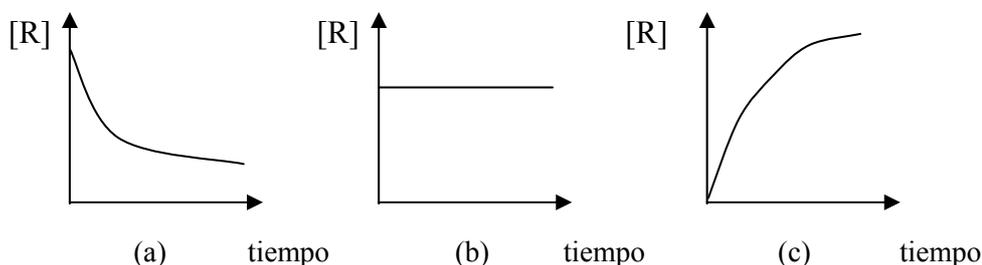
“La  $c$  y  $d$  son iguales ya que al no variar la temperatura la  $K_c$  tampoco”.

“Al principio, la velocidad de reacción directa es muy alta, pero tiende a hacerse constante según se alcanza el equilibrio”.

En la actividad 9, la mayoría de los estudiantes identifica correctamente lo que ocurre con las concentraciones de reactivos y productos en la aproximación al equilibrio y en el equilibrio. La discusión en grupo mejoró las respuestas de los estudiantes, aunque muchas explicaciones son incompletas o finalistas del tipo: “las concentraciones no cambian porque  $K_c$  es constante a temperatura constante”. No utilizan, espontáneamente, las velocidades de reacción en sus explicaciones.

### Actividad 10:

10) ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la concentración de un reactivo (R) con el tiempo, cuando el sistema se aproxima al equilibrio?



Los resultados obtenidos en las actividades 10 y 11 se presentan en las Tablas 7.12a y 7.12b.

Tabla 7.12a: Porcentajes de respuestas para las actividades 10 y 11.

Activ.	Individual				Grupo pequeño			
	Correcta	Incorrec.	Incorrec.	No cont.	Correcta	Incorrec.	Incorrec.	No cont.
10	(a) 88	(b) 6	(c) 4	2	(a) 88	(b) 4	(c) 0	8
11	96	0	0	3,9	90	0	0	10

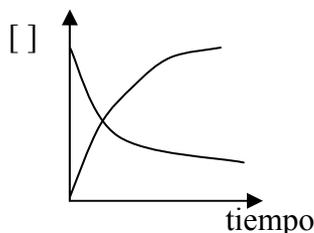
Tabla 7.12b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
10	84	4	4	2
11	90	0	0	0

Si bien esta actividad no solicitaba fundamentación, un ejemplo de respuesta emitida para la opción c fue: “El sistema tiende poco a poco al equilibrio”. Por la discusión en grupo cambia a la respuesta b (también incorrecta): “Porque se mantiene constante”.

### Actividad 11:

11) Complete en el gráfico qué curvas corresponden a las especies subrayadas en la siguiente ecuación química:  $\underline{\text{ClNO}_2}(\text{g}) + \underline{\text{NO}}(\text{g}) \rightleftharpoons \underline{\text{NO}_2}(\text{g}) + \underline{\text{ClNO}}(\text{g})$

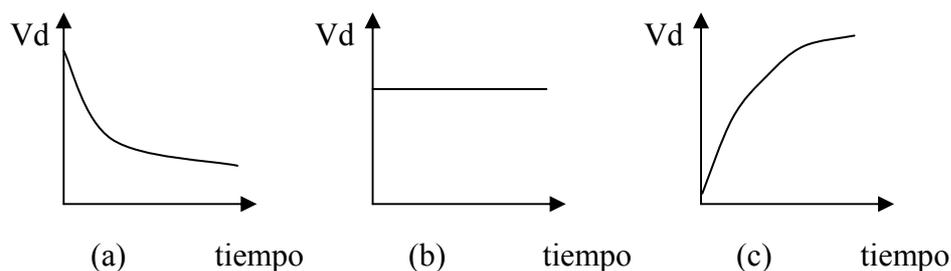


Los resultados fueron presentados en las Tablas 7.12a y 7.12b.

Un ejemplo de fundamentación escrita por un alumno fue: “La concentración de reactivos disminuye, aumentando la de los productos y se estabilizan en el equilibrio”  
 Agrega en el grupo: “Pero también puede ser al revés, proceso reversible, dependiendo que nos den como reactivo”.

### Actividad 12:

12) ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad de reacción directa ( $V_d$ ) con el tiempo, cuando el sistema, que parte sólo de reactivos, se aproxima al equilibrio?



Explique utilizando la teoría o modelo de las colisiones.

Los resultados obtenidos por ambos grupos experimentales en la actividad 12 se presentan en la Tabla 7.13a, luego se muestran algunos ejemplos de explicaciones brindadas por los alumnos y, finalmente, la Tabla 7.13b, presenta la influencia de la discusión en grupo sobre las respuestas individuales iniciales.

Tabla 7.13a: Porcentajes de respuestas en la actividad 12 para el momento individual y en grupo pequeño.

Activ.	Individual				Grupo pequeño			
	Correcta	Incorrec.	Incorrec.	No cont.	Correcta	Incorrec.	Incorrec.	No cont.
12	(a) 60	(c) 24	(b) 14	2	(a) 67	(c) 8	(b) 4	21

. Ejemplos de explicaciones brindadas para la opción a:

“A medida que los reactivos se descomponen va disminuyendo la velocidad directa de sus moléculas, ya que aumenta la de los productos”.

. Ejemplos de explicaciones brindadas para la opción b:

“Se va a mantener constante ya que  $V=k[A]^\alpha [B]^\beta$  y como si  $[A]$  disminuye  $[B]$  aumenta de forma proporcional pues  $V$  no varía.”

“La velocidad de reacción sólo depende de la concentración y estado físico de los reactivos, de la presencia de catalizadores y de la temperatura, pero no del tiempo”.

“Porque es función de cada  $V$  es constante hasta que llega” Cambia a la respuesta correcta en el grupo.

“Al llegar al equilibrio la velocidad de reacción permanece constante”.

. Ejemplos de explicaciones brindadas para la opción c:

“Aumenta porque hay más colisiones y entonces la velocidad aumenta”.

“La velocidad va aumentando hasta que se alcanza el equilibrio debido a que al principio las moléculas están más libres y se mueven con más libertad hasta que se llega al equilibrio que la velocidad se reduce debido a que no se es tan libre”. Cambia en el grupo a la respuesta correcta: “La velocidad disminuye a medida que pasa el tiempo hasta que se hace constante”.

“Va aumentando con el tiempo”.

“La velocidad va aumentando a medida que se forman los productos”.

Algunas respuestas muestran problemas de interpretación de gráficos, por ejemplo eligen la respuesta (c) pero con una fundamentación correcta:

“Al principio aumenta agresivamente porque se producen más choques y va disminuyendo a medida que se alcanza el equilibrio” Cambia en el grupo a la respuesta a: “Al principio la velocidad es mayor porque se producen más choque y después es más lenta”.

“Conforme pasa el tiempo queda menos cantidad de reactivo por reaccionar esto hace que al principio hay muchos choques y luego son menores”. Cambia al a en el grupo: “la velocidad disminuye al aproximarse al equilibrio”.

“Puesto que la velocidad inicial es cero, con el tiempo aumenta, y cuando llega al equilibrio se estabiliza”.

Tabla 7.13b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
12	47	6	18	4

Los estudiantes no presentan grandes dificultades en elegir el gráfico correcto correspondiente a lo que le sucede a la concentración de reactivo y de producto cuando el sistema se aproxima al equilibrio (actividades 10 y 11). Mayores dificultades presentan en la actividad 12, que se refiere a lo que le ocurre a la velocidad directa: cerca de un 40% afirma que la velocidad directa aumenta o permanece constante al aproximarse el sistema al equilibrio químico. En general no tienen inconvenientes en argumentar a favor de las opciones elegidas. En todas estas actividades la discusión en grupo produce mejoras en las respuestas, especialmente en la actividad 12.

### Actividad 13

En el análisis de las respuestas se consideran tres aspectos:

- I. La ecuación química
- II. Las características del equilibrio químico
- III. La aplicación del modelo cinético- molecular

I. En el análisis de las ecuaciones químicas escritas por los alumnos se tuvo en cuenta si identificaban las especies presentes ( $I_2$ ,  $H_2$  y  $HI$ ), si incluían la doble flecha y los estados de agregación y si utilizaban como coeficientes estequiométricos las cantidades respectivas presentes en el dibujo (la situación experimental). Dado que alguno de los alumnos puede cometer más de uno de estos errores la suma de porcentajes es mayor al 100%. Estos resultados se presentan en la Tabla 7.14a.

13) Para el siguiente equilibrio químico representado en la figura:

- escribe la ecuación química correspondiente
- dibuja y enumera una situación de equilibrio después de transcurrido un cierto tiempo a temperatura constante.

(○ representa un átomo de hidrógeno y ○ representa un átomo de yodo. Los átomos han sido numerados para identificarlos)

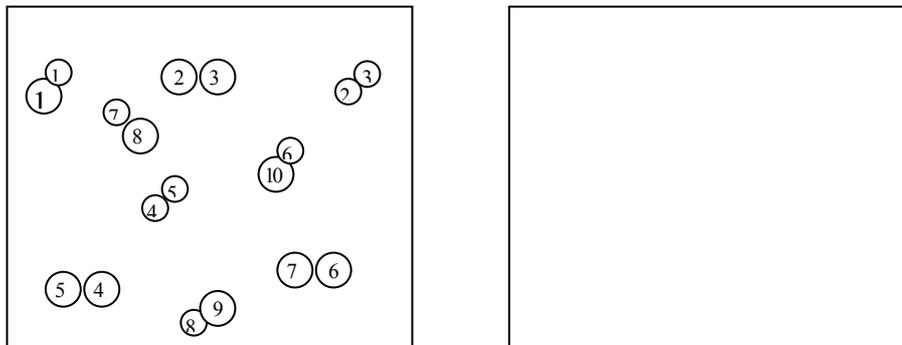


Tabla 7.14a: Porcentajes de respuestas actividad 13.I sobre la ecuación química.

Act.13 I	Correcta	No identifica las especies	No incluye doble flecha	Coef. igual situac. exper.	No contesta
Individual	72	6	16	6	4
Grupo	69	6	16	0	12

Se observa que la totalidad de los estudiantes ajusta correctamente la ecuación química, aunque sólo el 14% incluye los estados de agregación en la ecuación. Este porcentaje se eleva a 22% en el grupo pequeño. Dos ejemplos de respuestas fueron:



II. Sobre las características del equilibrio químico se observó, en los dibujos finales, si dibujaban sólo producto o reactivos (reacción irreversible); si los estudiantes cambiaban la cantidad de cada una de las especies presentes en la situación inicial de equilibrio (no concentraciones constantes); si enumeraban con los mismos números los átomos que pertenecen a cada molécula (equilibrio estático). Estos resultados se muestran en la Tabla 7.14b.

Tabla 7.14b: Porcentajes de respuestas actividad 13.II sobre las características del equilibrio químico.

Act.13 II	Correcta	Reacción irreversible	No concent. constantes	Equilibrio estático	No numera	No contesta
Individual	28	6	10	24	30	8
Grupo	33	4	6	22	22	10

III. Con respecto a la aplicación del modelo cinético molecular, se comprobó si los estudiantes conservaban, en sus dibujos finales, el número de partículas y el tipo de partículas. También si dibujaban a todas las moléculas en el mismo lugar que en el equilibrio inicial (aspecto cinético). Los resultados obtenidos sobre este aspecto se presentan en la Tabla 7.14c.

Tabla 7.14c: Porcentajes de respuestas actividad 13.III, sobre aplicación del modelo cinético molecular.

Act.13 III	No conserva el número partículas	No conserva el tipo partículas	No considera el aspecto cinético
Individ.	14	6	4
Grupo	4	8	0

No se observaron dificultades en representar con partículas los estados de agregación correctos. Finalmente en la Tabla 7.14d se presentan, para los tres aspectos analizados en esta actividad, los cambios que se produjeron como producto de la discusión en grupo pequeño.

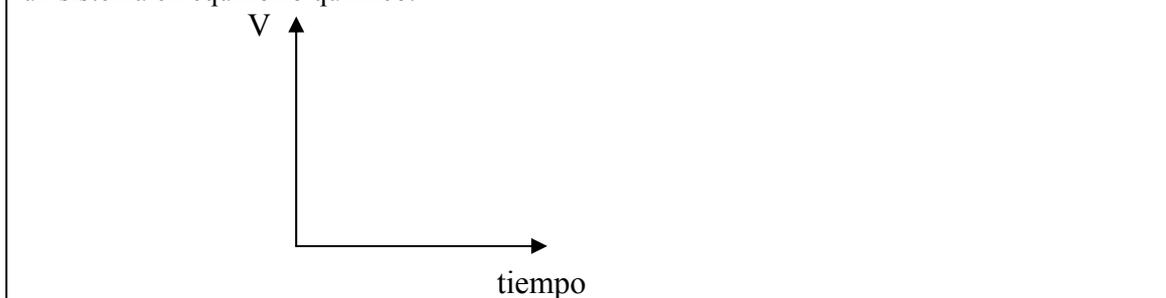
Tabla 7.14d: Influencia en las respuestas iniciales de la discusión en pequeño grupo.

Actividad	Mantiene correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
13 I	47	16	8	4
13 II	22	29	12	4
13 III	---	4	4	0

Se aprecia que el efecto de la discusión en grupo fue positivo.

#### Actividad 14

14) Completa el siguiente gráfico de las velocidades de reacción directa ( $V_d$ ) e inversa ( $V_i$ ) para un sistema en equilibrio químico.



Si bien la cuestión se refiere a las velocidades ya alcanzado el equilibrio, muchos estudiantes se adhirieron a la tendencia de representar también la aproximación al equilibrio con la velocidad directa que disminuye y la inversa que aumenta.

Los resultados obtenidos en esta actividad se muestran en las Tablas 7.15a y 7.15b.

Tabla 7.15a: Porcentajes de respuestas para la actividad 14.

Activ.	Individual				Grupo pequeño			
	Correcta	$V_i \uparrow$ $V_d \downarrow$	Otras	No cont.	Correcta	$V_i \uparrow$ $V_d \downarrow$	Otras	No cont.
14	37	55	4	4	70	22	0	8

Tabla 7.15b: Influencia en las respuestas iniciales de la discusión en pequeño grupo.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a correcta	Cambia a Incorrecta
14	30	22	35	2

En la actividad 13 se vuelve a indagar cómo relacionan el nivel submicroscópico con el nivel simbólico al solicitarse que escriban la ecuación química correspondiente, a partir de una imagen con partículas. A esta altura, la mayoría no tiene dificultades en escribir correctamente la ecuación química.

La numeración de los átomos permite apreciar si consideran al equilibrio químico como un equilibrio dinámico, donde la reacción se sigue produciendo pero sin modificar las concentraciones de las especies. Cerca de un 50 % no cambia el número de los átomos en las moléculas o directamente no las numera. La discusión en grupo influye positivamente en las respuestas a ambas cuestiones.

En la actividad 14, se observa que no hay una lectura profunda de la consigna que pide en el equilibrio y no en la aproximación al equilibrio; y/o existe una tendencia a realizar el mismo tipo de curva para estas representaciones gráficas, que en realidad corresponde a las concentraciones dado que las velocidades se tendrían que igualar en el equilibrio, es decir las curvas se encontrarían en una misma recta.

### Actividad 15

15) En el ámbito de la ciencia:

- a. Escribe tres palabras que asocies con “modelo”.
- b. Define con tus palabras el concepto de modelo.

En la Tabla 7.16a se muestran las palabras que asociaron con la palabra “modelo” y la frecuencia con que lo hacen.

A continuación se transcriben algunas definiciones de interés dadas por los alumnos en la actividad 15 b que solicitaba una definición de modelo:

“Hipótesis acerca de la estructura de un concepto científico. Representación de la realidad a través de una imagen”.

“Representación de un fenómeno real” (A17). En el pequeño grupo lo mantienen “representación de fenómeno real” (A16 y A17).

“Es un patrón a partir del cual se basa y se explica una situación química”.

“Un modelo es una representación aproximada de la realidad que se construye a partir de una hipótesis y persigue explicar ésta”.

“En la ciencia un modelo es una representación que imita la realidad, se ajusta a ella y su estudio equivale a interpretar la realidad”.

“Un patrón que se establece experimentalmente, refleja una situación, y que actúa como referencia para la creación de otros modelos”.

“Es una explicación que intenta aproximarse y describir la realidad. Es algo no definitivo sin o que pueden surgir modelos nuevos que mejor la interpreten”.

Tabla 7.16a: Palabras asociadas con la palabra “modelo”.

Individual		Grupo pequeño	
Palabra	Frecuencia	Palabra	Frecuencia
Atómico	19	atómico	16
Bohr	16	representación	12
Patrón	11	Bohr	9
Teoría	10	esquema	7
Representación	9	tesis	6
Rutherford	9	patrón	5
Ejemplo	8	estructura	4
Átomo	6	Rutherford	3
Estructura	5	cuántico	3
Cuántico	4	atómico	3
Explicación	4	ejemplo	3
Matemático	4	Gompertz	2
Malthus	4	Malthus	2
Gompertz	3	molecular	2
Cinético	3	simulación	2
Caso ideal	3	aproximación	2
Molécula/r	3	teoría	2
Aproximación	2	orbitales	2
Representativo	2	hipótesis	2
Ley	2	experimental	1
Thomsom	2	gases ideales	1
Experimental	2	demostración	1
Interpretación	2	postulado	1
Esquema	2	principio	1
Orbital	2	ley	1
Irreal	2	cinético	1
Maqueta	1	prototipo	1
Ideas	1	ideas	1
Espectro	1	Cristalográfico	1
Espacial	2	referencia	1
No contesta	3	No contesta	14

Otras definiciones fueron:

“Un modelo es algo que se toma como muestra a partir de la cual pueden ser explicadas situaciones, ... análogas a éste” (A20).

“Conjunto de experiencias en que nos basamos para proceder a la explicación de un hecho.”

“Representación de la realidad que nos sirve para explicar lo que ocurre de verdad”.

“Esquema de comportamiento o forma, bien para una situación ideal o teórica o bien para un caso general”.

“Es un sistema que se toma de referencia al poseer unas determinadas características que nos sirven para el estudio que estamos realizando”.

“Estructura ideal de una sustancia, que actúa como muestra o base para las demás. Determinada estructura de una sustancia”.

“Sistema ideal o canon a seguir. También puede ser una representación en pequeño de alguna cosa”.

“Una representación para explicar un fenómeno desconocido, a partir de fenómenos conocidos”.

- “Representación de la realidad” (A21).
- “Abstracción para explicar algo” (A31).
- “Algo en lo que fijarse”.
- “Situación ideal, ejemplo” (A32).
- “Sistema de referencia”.
- “Teoría y objeto a seguir para llevar a cabo alguna cosa (ideal)”.
- “Es una representación de algo real que se intenta demostrar” (A42).
- “Un modelo expone ciertas ideas para demostrar algo” (A41).
- “Conjunto de ideas, bien fundamentadas y comprobadas para explicar un proceso, la estructura de la materia”.

Las respuestas a la actividad 15 muestran que es muy amplia la variedad de palabras que los alumnos asocian con la palabra modelo. La asocian fuertemente con ejemplos de modelos, como el atómico, Bohr, Rutherford, etc. También se presenta una fuerte relación con “patrón”, “ejemplo”, “ley”, “prototipo”, es decir con algo para imitar, con una situación ideal. También con teoría, representación y explicación. Las definiciones confirman las ideas que se desprenden de las asociaciones de palabras y presentan una gran variedad y riqueza.

### Actividad 16

16) Dada la siguiente reacción en equilibrio representar una posible situación final, ante una disminución del volumen a temperatura constante. Si ● representa un átomo de nitrógeno y ○ a un átomo de hidrógeno.

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$$

equilibrio 1
equilibrio 2

En los dibujos de la situación final de equilibrio, alcanzada después de la perturbación se tuvo en cuenta, si predijeron correctamente, si mantuvieron las mismas cantidades que en la situación inicial, si consideraron una disminución de la concentración de amoníaco en lugar de un aumento. También si conservaron el número de átomos presentes y el tipo de partículas ( $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  y  $\text{NH}_3$ ). Los resultados obtenidos se muestran en las Tablas 7.17a y 7.17b.

Tabla 7.17a: Porcentajes de respuestas para la actividad 16.

Act.16	Correcta	Igual situac. inicial	Disminuc. conc. $\text{NH}_3$	No conserva n° partículas	No conserva tipo partícula	No contesta
Individual.	43	18	12	22	2	4
Grupo	51	8	10	10	2	19

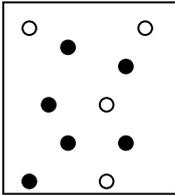
Tabla 7.17b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a Correcta	Cambia a Incorrecta
16	37	23	14	2

Si bien en esta actividad no se solicitaba una explicación, el alumno entrevistado A17, que dibujó las mismas cantidades que en la situación inicial (equilibrio 1) escribió: “Lo mismo, porque por ser gas, se adapta al volumen del recipiente”.

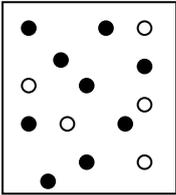
### Actividad 17

17) La siguiente reacción  $\text{O (g)} \rightleftharpoons \bullet \text{ (g)}$  alcanza el equilibrio tal como lo muestra la figura:

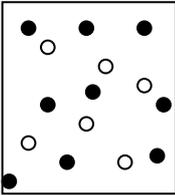


sistema en equilibrio

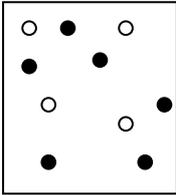
Si fue añadido algo de  $\bullet$  al sistema en equilibrio, a temperatura constante. ¿Cuál de las siguientes figuras mejor representa la nueva posición de equilibrio? Ten en cuenta el valor de  $K$ . Explica tu elección.



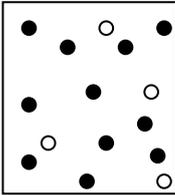
(a)



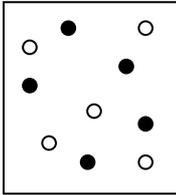
(b)



(c)



(d)



(e)

(Huddle, 1998)

En la siguiente tabla se muestra el porcentaje de alumnos que seleccionó cada una de las opciones disponibles:

Tabla 7.18a: Porcentajes de respuestas para la actividad 17.

Act.17	Correcta	Incorrect.	Incorrect.	Incorrect.	Incorrect.	No contesta
Individual	(b) 61	(a) 8	(d) 14	(c) 14	(e) 2	2
Grupo	(b) 53	(a) 2	(d) 6	(c) 14	(e) 6	16

Tabla 7.18b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a Correcta	Cambia a Incorrecta
17	35	12	16	16

Sin embargo, un 22% que seleccionó la respuesta correcta no lo justificó, mencionando la constancia de  $K_c = 1,5$ . Este porcentaje se redujo al 6 en el grupo pequeño. A continuación se presentan algunos ejemplos de explicaciones brindadas por los alumnos:

. Respuesta b:

“El equilibrio se desplaza hacia el lado contrario al que aumenta la concentración”. (A17)

“Debido a que al tener más de ● se quedará más sin reaccionar” Escribe la ecuación de  $K_c$  como “ $K_c = [P]/[R] [P]$ ”.

“Para que el equilibrio se mantenga, al aumentar la concentración de uno de ellos, el equilibrio se desplaza en el sentido en que aumente la concentración del otro en la misma proporción.” Cambia a la respuesta c en el grupo: “Si ambas están en equilibrio la concentración de cada elemento debe ser la misma”.

“Tiene que estar aproximadamente en la misma proporción que antes y suponemos que le echamos algo más de ● .” Cambia a la respuesta d en el grupo: “Tiene que haber mismo número de ○ y algo más de 6 de ●”.

“Al ser a  $T = cte$ , la  $K_c$  no varía, por tanto, la concentración de ○ aumentará, si la de ● también aumenta, para que  $K_c$  permanezca constante”. Cambia a respuesta c en el grupo: “No estamos muy seguras. Las concentraciones deben ser iguales. Si aumenta ● , el equilibrio va hacia la izquierda, hasta que vuelvan a tener la misma proporción”.

. Respuesta c:

“Porque las concentraciones de ambos elementos debe ser la misma, si están en el equilibrio” (grupo).

“El sistema sigue igual ya que c ambos lados había el mismo número de moles y entonces daba igual hacia dónde evolucionaba el sistema”. Cambia a b en el grupo.

“La situación de equilibrio se vuelve a alcanzar al cabo de un tiempo de reacción y esta situación de equilibrio es siempre la misma.” Cambio a respuesta b: “Al aumentar la concentración, aumenta la velocidad de la reacción inversa”.

“Si la  $K_c$  es pequeña es la situación b. Si la  $K_c$  es grande es la situación A”.

“Ya que al ser la  $K_c$  constante, puesto que la temperatura es igual, sigue con la misma posición de equilibrio” (A21).

. Respuesta d:

“Porque aparece más compuesto ● y la misma cantidad de ○ ”. Cambia a b en el grupo:

“Porque al añadir ● y ser un proceso reversible se forma también ○ y mantiene la proporción.”

“El número de ○ se mantiene constante y el de ● aumenta un poco”.

“Tiene la misma cantidad de ○ y una mayor de ● ”.

“Porque se ha añadido ● pero no ○”. Cambia a la respuesta c en el grupo: “Porque las concentraciones deben ser iguales si están en equilibrio”.

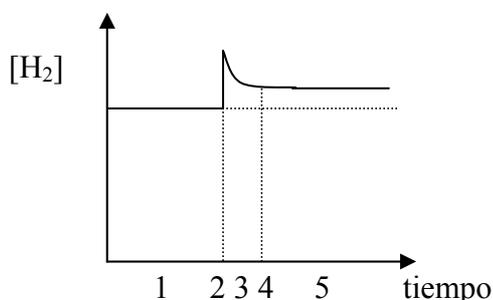
En las actividades 16 y 17, cerca de la mitad de los estudiantes predicen correctamente la evolución del sistema en equilibrio químico perturbado por distintos cambios, como una disminución de volumen o el agregado de más de uno de los reactivos, y pueden aplicar esta predicción en la selección de una situación submicroscópica adecuada. Aunque la mayoría no manifiesta que aplica el principio de Le Chatelier, no lo enuncian ni lo utilizan en analizar las respuestas dadas.

Aproximadamente un 15% considera que el nuevo equilibrio tiene las mismas concentraciones que el equilibrio inicial; muchos de ellos asignan esa igualdad a la constancia de  $K_c$  a temperatura constante. La discusión grupal sirvió para que muchos corrigieran sus respuestas iniciales y, por ejemplo, fijaran su atención en la constancia de  $K_c$  en la cuestión 17, que no había sido explicitada con el valor correspondiente en la respuesta individual

### 7.3.3.3 Tercera parte: Módulo 3

#### Actividad 18

18) I- Interpretar el siguiente gráfico, mencionando lo que ocurre en las zonas 1, 3 y 5 y en los puntos 2 y 4. Para la siguiente reacción:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ , en equilibrio ante la adición de más hidrógeno, a temperatura y volumen constante.



II- Explique, utilizando el principio de Le Chatelier, por qué la concentración de hidrógeno al final es mayor que al inicio.

A continuación se presentan los resultados obtenidos en las dos partes de esta actividad:

18 I: Interpretación del gráfico.

Se considera una respuesta “descriptiva” cuando se refiere sólo a comentar lo que ocurre en el gráfico en términos de aumenta, disminuye, permanece constante. “Incompleta” cuando no hace referencia a todas las zonas y puntos solicitados.

Tabla 7.19a: Porcentajes de respuestas para la actividad 18 I.

Act.18 I	Correcta	Incompleta	Incorrecta	Descriptiva	No contesta
Individual	75	10	3	6	6

. Ejemplos de respuestas consideradas correctas:

“En 1, la situación nos muestra el equilibrio, en 2 se produce un aumento de la concentración de hidrógeno ya que se añade, en 3 la reacción va al equilibrio, se desplaza a la derecha para contrarrestarlo, en 4 es el máximo que puede “quitar” y 5 es la nueva situación de equilibrio” (A 20).

“Vemos que el equilibrio no es exactamente igual que el anterior el sistema sólo puede contrarrestar en parte el aumento de  $H_2$ ”.

. Ejemplo de respuesta descriptiva:  
 “1.  $[H_2] = cte$ ; 2.  $[H_2]$  aumenta bruscamente; 3.  $[H_2]$  disminuye progresivamente; 4.  $[H_2]$  se estabiliza de nuevo; y 5.  $[H_2]$  se mantiene constante”.

18 II: Explicación utilizando el principio de Le Chatelier.

Se considera como respuesta correcta si se refiere a alguno de las siguientes afirmaciones: (a) el equilibrio se desplaza de forma de contrarrestar *parcialmente* el efecto de la perturbación, (b) la constancia de  $K_c$  a temperatura constante, si aumenta la concentración de productos también lo hace la de reactivos, para mantener dicha constancia; (c) la formación de mayor cantidad de producto conlleva, a su vez, mayor cantidad de reactivo.

Tabla 7.19b : Porcentajes de respuestas para la actividad 18 II.

Act. 18 II	Correcta	Incompleta	Incorrecta	No contesta
Individual.	7	81	6	6
Grupo	10	65	3	22

La mayor parte de las respuestas son parciales o incompletas. Por ejemplo:  
 “Se añade más y el equilibrio no lo puede contrarrestar por completo” (A 20, en el grupo).

“Al final es mayor porque se añade  $H_2$  y el volumen es constante” (A14).

“Luego hay un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda aumentando la concentración de  $H_2$ ” (A 21).

Otros hacen referencia a que queda parte del reactivo añadido sin reaccionar:

“Favorece la formación de HI pero hay parte de  $[H_2]$  añadido que no reacciona”.

“Porque al estar en equilibrio mucha parte se ha combinado, pero así mismo el HI se ha descompuesto por lo que algo del hidrógeno añadido queda sin combinar y se suma a lo que había al principio”.

“Con la adición de  $H_2$  se aumenta la concentración, pero después al volver al equilibrio queda  $H_2$  como reactivo que no reacciona”.

“Al añadirse más concentración de  $H_2$  el equilibrio se desplaza hacia la derecha y parte reacciona para formarse HI y parte queda sin reaccionar por eso aumenta la concentración de  $H_2$ ”.

(Escribe la ecuación de  $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]}$ ) “Porque si T y V son constantes,  $K_c$  también. Si la concentración de  $H_2$  fuese igual que al principio, al aumentar la concentración de HI,  $K_c$  variará”.

“Porque al echar más reactivo, al final tendremos más producción de productos, el equilibrio se desplaza a la izquierda”.

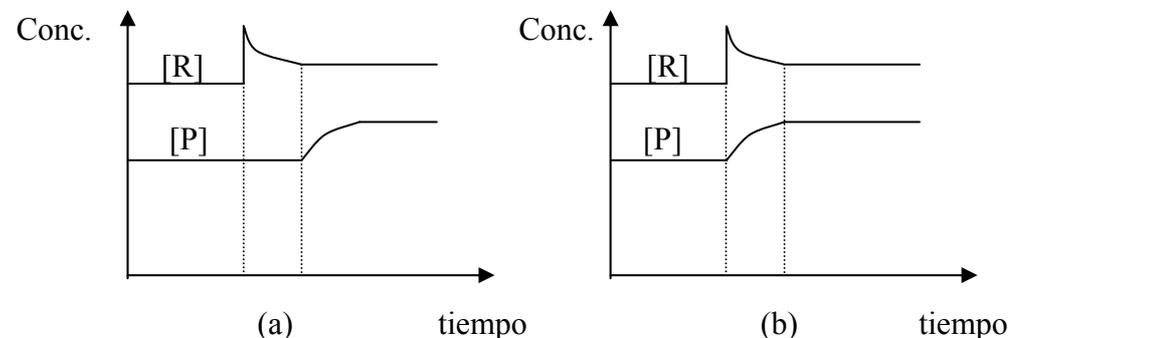
“El  $H_2$  ha aumentado al estar presente en el HI, producto hacia el que se desplaza la reacción”.

Tabla 7.19c: Influencia en las respuestas iniciales de la discusión en pequeño grupo.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Mantiene Incompleta	Cambia a Correcta
18 II	6	3	65	6

### Actividad 19

19) ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre a un sistema en equilibrio  $R \rightleftharpoons P$ , cuando la concentración de R es aumentada. Explica tu elección.



Los resultados obtenidos por ambos grupos experimentales en la actividad 19 se presentan en la Tabla 7.20a, luego se muestran algunos ejemplos de explicaciones brindadas por los alumnos y, finalmente, la Tabla 7.20b, presenta la influencia de la discusión en grupo sobre las respuestas iniciales.

Tabla 7.20a: Porcentajes de respuestas para la actividad 19.

Act.19	Correcta	Incorrecta	Incompleta	No contesta
Individual	(b) 75	(a) 10	6	9
Grupo	(b) 72	(a) 5	3	20

Algunos afirman que la concentración de productos aumenta por la evolución del equilibrio perturbado, porque el equilibrio se desplaza hacia la derecha, y no porque se van formando productos a partir de los reactivos que reaccionan. Muchas explicaciones son incompletas o del tipo finalistas, por ejemplo, la concentración de P tiene que aumentar para mantener  $K_c$  constante.

. Respuesta b:

“Cuando baja una sube la otra” (A 20).

“Porque si aumenta la concentración de reactivos aumenta la de productos”.

“Porque al descender la concentración de R, ha de aumentar al mismo tiempo la concentración de P”.

“Es una reacción simultánea”

“Cuando aumenta la concentración de R tiene que aumentar la concentración de P para que  $K_c$  siga constante”.

“Tiene que recuperar el equilibrio en el momento que se perturba el equilibrio”.

. Respuesta a:

“El aumento de P no se produce instantáneamente”.

“Primero disminuye la concentración de R y luego aumenta la de P”:

Tabla 7.20b: Influencia en las respuestas iniciales de la discusión en pequeño grupo.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Mantiene Incompleta	Cambia a Correcta
19	69	5	3	3

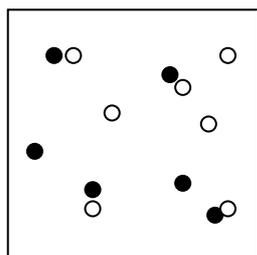
Aunque la actividad 18 les permite distinguir entre el estado de equilibrio inicial, el estado perturbado y el estado de equilibrio final. La mayoría de las explicaciones brindadas son incompletas o poco fundamentadas. No parten de enunciar el principio de Le Chatelier y posterior aplicación del mismo a la situación planteada; tampoco parten de un análisis de la ecuación de  $K_c$ . En las respuestas que hacen referencia a que al final queda parte del reactivo que se adicionó, se observa cierta confusión con el concepto de reactivo en exceso de una reacción que se completa.

En la actividad 19, sólo un 10 % de los alumnos parece adherirse a la concepción de que primero se debe completar la reacción directa para que comience la reacción inversa. En las dos cuestiones el porcentaje de respuestas incorrectas es bajo, con respecto al porcentaje que se obtendría si uno les pregunta en forma verbal, por la influencia de presentarles la información en forma gráfica. Les resulta más fácil reconocer la respuesta correcta en comparación a las otras. Esto se confirma por el tipo de justificaciones que dan.

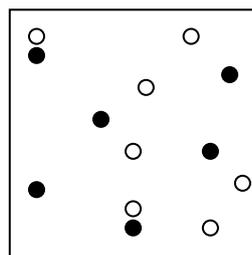
En estas actividades la discusión en grupo contribuye a completar las respuestas individuales y también a ampliar respuesta puramente descriptivas en respuestas más explicativas, con una mayor profundización conceptual.

### Actividad 20

20) I. Decir si la siguiente reacción química es exotérmica o endotérmica. Si  $\circ$  representa un átomo de A y  $\bullet$  un átomo de B.  $A(g) + B(g) \rightleftharpoons AB(g)$



equilibrio 1, 25 °C



equilibrio 2, 200 °C

II. ¿Qué ocurre con  $K_c$ ?

Los resultados obtenidos por ambos grupos experimentales en la actividad 20 se presentan en la Tabla 7.21a, luego se muestran algunos ejemplos de explicaciones brindadas por los alumnos y, finalmente, la Tabla 7.21b, presenta la influencia de la discusión en grupo sobre las respuestas iniciales.

Tabla 7.21a: Porcentajes de respuestas para la actividad 20 I.

Act.20. I	Exotérmica *	Endotérmica	No contesta
Individual	72	19	9
Grupo	75	3	22

\* respuesta correcta

También se consideraron correctas las respuestas que mencionaron “endotérmico” pero que se referían hacia la dirección en que evolucionaba el equilibrio después de la perturbación:

“La reacción es endotérmica en sentido de derecha a izquierda para intentar disminuir esa temperatura”.

“Las altas temperaturas favorecen las reacciones endotérmicas, descomposición de productos, como se observa en los dibujos como  $K_c$  es  $[\text{Prod}]/[\text{React}]$  va a disminuir”.

“La temperatura es la única variable que modifica el valor de  $K_c$ . Si la temperatura aumenta el sistema se opone a este aumento y se desplaza en el sentido en el que la reacción sea endo”.

Se observó cierta confusión entre la dirección hacia dónde evoluciona la reacción, ante un aumento de la temperatura, y el calor de reacción.

. Respuestas a la pregunta 20. II, que interroga sobre ¿qué ocurre con  $K_c$ ?:

El 53 % sostuvo que la reacción era exotérmica y que la constante disminuía, 9 % mencionó que era exotérmica pero que la constante aumentaba y un 18 % que la constante se mantenía igual a pesar de que se modificara la temperatura. Entre los que mencionaron que la reacción era endotérmica, un 6 % del total agregaron que la constante disminuía. Un 20 % no hizo referencia a lo que ocurría con la constante de equilibrio. En algunas respuestas indicaron:

“Endotérmica porque el producto se descompone,  $K_c$  aumenta, porque hay menos concentración de AB”.

“Es una reacción exotérmica porque si fuese endotérmica al aumentar la temperatura habría aumentado la concentración de productos, cosa que no pasa, al ser exotérmica al aumentar la temperatura dificultamos la liberación de energía al medio y forzamos la reacción inversa y  $K_c$  disminuye”.

“Endotérmica. Para provocar un aumento de temperatura, necesitamos añadir energía”.

“La reacción es exotérmica porque al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la izquierda produciéndose reactivos.  $K_c(25^\circ) = 4/3.2$ ;  $K_c(200^\circ) = 2/5.4$ ;  $K_c$  disminuye”.

“ $K_c$  permanece constante.” Cambia en el grupo: “Excepto que  $K_c$  varía con la temperatura”.

“ La  $K_c$  no se modifica, es una constante”.

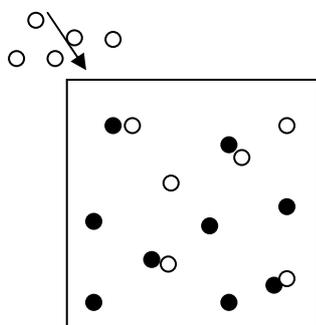
Tabla 7.21b: Influencia en las respuestas iniciales de la discusión en pequeño grupo.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a Correcta	Cambia a incorrecta
20	56	3	13	0

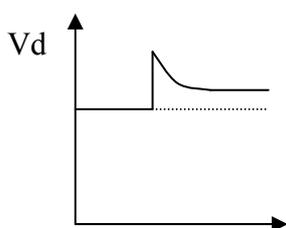
En la actividad 20 se puso de manifiesto la idea de que la constante de equilibrio no se modifica con los cambios de temperatura (concepción sostenida por cerca del 20 % de los estudiantes). En una forma similar a lo que ocurrió en la cuestión 19, se aprecia un menor número de alumnos con dificultades en la predicción de la evolución del equilibrio, comparando con los resultados que se obtuvieron en las entrevistas y cuestionarios, sabiendo que para los alumnos les resulta más difícil hacerlo ante cambios de temperatura. Esto puede ser influencia de la información gráfica que se presenta.

### Actividad 21

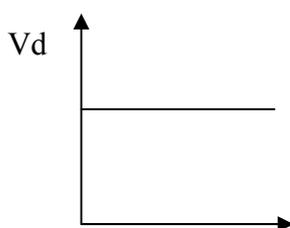
21) Si la siguiente reacción en equilibrio  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$  es perturbada al añadirse más reactivo X, a temperatura y volumen constante.



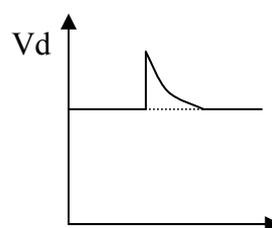
a. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad de reacción directa ( $V_d$ )?



(a) tiempo

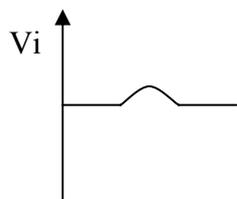


(b) tiempo

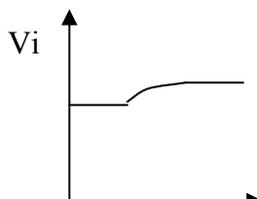


(c) tiempo

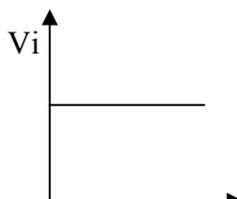
b. ¿Y con la velocidad inversa ( $V_i$ )?



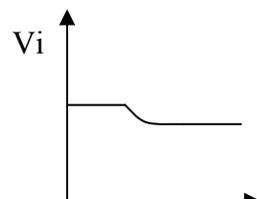
(a) tiempo



(b) tiempo



(c) tiempo



(d) tiempo

Realiza una explicación a nivel atómico.

Los resultados obtenidos en la actividad 21a se presentan en la Tabla 7.22a, para la actividad 21b en la Tabla 7.22b y, finalmente, los cambios producidos por la discusión en grupo, en la Tabla 7.22c.

Tabla 7.22a: Porcentajes de respuestas para la actividad 21 a.

Act.21 a	Correcta	Incorrecta	Incorrecta	No contesta
Individual	(a) 47	(b) 3	(c) 47	3
Grupo	(a) 69	(b) 0	(c) 13	18

Se consideró respuesta incompleta, por ejemplo, las que mencionan que queda  $H_2$  sin reaccionar.

. Respuesta b:

“Porque la velocidad no aumenta o disminuye con la cantidad de reactivos que se echen”.

. Respuesta a (correcta):

“Porque al haber más reactivos la probabilidad de choque es mayor y también que levantada pues el número de moléculas en mayor”.

“La  $v_i$  se mantiene constante hasta que se añade reactivo, en cuyo caso aumenta, pero luego disminuye cuando se ha acabado el reactivo añadido y a continuación se mantiene constante”.

. Respuesta c:

“Ya que aumenta mientras se está consiguiendo de nuevo el equilibrio” (A 21).

“ $T = \text{cte.}$ ,  $v = \text{cte.}$ ,  $K_c = \text{cte.}$ , por lo que el equilibrio al final de la reacción es el mismo”.

“Al añadir más reactivo la velocidad aumentaría bruscamente y comenzará a descender hasta alcanzar de nuevo la velocidad inicial porque mantenemos la temperatura y el volumen constantes”.

“Porque al alcanzar el segundo equilibrio la  $v_d$  se mantiene.” Cambia a la respuesta *a* en el grupo: “Porque al alcanzar el segundo equilibrio la  $v_d$  ha aumentado”.

“Al haber más moléculas hay más choques y se incrementa la formación de productos, pero, próximos al equilibrio, la velocidad se estabiliza al nivel que antes”.

“La velocidad no tiene porque alcanzar un valor mayor en el equilibrio”.

“Ya que al aumentar la cantidad de reactivo, la  $v_d$  aumenta, y a medida que pasa el tiempo, va disminuyendo, ya que van quedando cada vez menos reactivos, y se van formando más productos. La  $v_d$  vuelve a ser igual que la inicial, ya que la proporción será equivalente para reaccionar”.

“Porque  $K_c = \text{cte.}$   $K_{c_0} = K_{c_f}$  por lo que el equilibrio será el mismo” (A 21).

Tabla 7.22b: Porcentajes de respuestas para la actividad 21 b.

Act.21 b	Correcta	Incorrecta	Incorrecta	Incorrecta	No contesta
Individual	(b) 31	(d) 44	(a) 16	(c) 3	6
Grupo	(b) 53	(d) 22	(a) 6	(c) 0	19

Un alumno sugirió un gráfico igual al presentado en la opción *a* pero invertido (con un descenso inicial de la velocidad y recuperación de la situación anterior). Sólo dos alumnos hicieron referencia a un mayor número de colisiones, es decir a la relación entre concentración y velocidad de reacción.

. Respuesta a:

“Cuando empieza a formarse producto, a partir de X, la velocidad aumenta. Después como este producto se forma cada vez más lentamente  $v_i$  disminuye hasta alcanzar de nuevo la  $v_i$  del equilibrio.” Complementa en el grupo: “Igual que  $v_d$  volvía al final a su valor inicial sucede igual con  $v_i$ ”.

“Como la  $v$  directa vuelve al mismo valor la inversa tiene que hacer lo mismo” (en la pregunta anterior seleccionó la opción c).

. Respuesta b:

Un 16% sostuvo que la velocidad de la reacción inversa aumentaba para igualarse con la velocidad directa en el equilibrio.

“La velocidad inversa debe igualarse a la directa” (seleccionó la respuesta b)

“Si la velocidad directa aumenta la velocidad inversa también tendrá que igualarse en el equilibrio”.

“Si la velocidad directa aumenta la indirecta tiene que aumentar para igualarse.” Había sostenido individualmente la respuesta d: “Porque la  $v_i$  no tiene porque ser igual a la directa.”

. Respuesta c:

“Se mantiene constante”.

. Respuesta d:

“De la misma forma que la  $v_d$  aumenta, la  $v_i$  disminuye, a la vez que la primera crece. Luego, alcanza el equilibrio”.

“Al aumentar  $v_d$  disminuye  $v_i$ ” Cambia en el grupo a la respuesta b: “Al aumentar  $v_d$  aumenta la  $v_i$ ”.

“Es la inversa de la directa” Cambia a la respuesta b en el grupo: “Si la directa aumenta la indirecta también deberá aumentar, ya que es un equilibrio”.

“Porque la velocidad, al ser la reacción hacia la izquierda, la velocidad disminuye”.

“Porque es la contraria a la directa”.

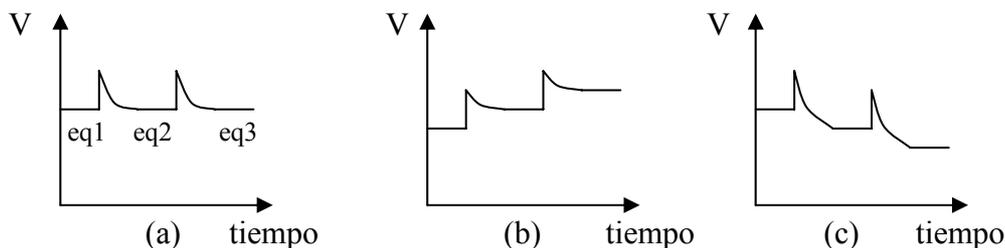
Tabla 7.22c: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a Correcta	Cambia a Incorrecta
21 a	25	16	34	6
21 b	25	22	22	6

## Actividad 22

Los resultados obtenidos por ambos grupos experimentales en la actividad 22 se presentan en la Tabla 7.23a, luego se muestran algunos ejemplos de explicaciones brindadas por los alumnos y, finalmente, la Tabla 7.23b, presenta la influencia de la discusión en grupo sobre las respuestas iniciales.

22) A un sistema en equilibrio se le entrega calor y el sistema alcanza una nueva situación de equilibrio a una temperatura mayor que en el equilibrio inicial. Luego se repite este proceso. ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor lo que ocurre con las velocidades de reacción en este proceso?



Explica usando el modelo de las colisiones.

Tabla 7.23a: Porcentajes de respuestas para la actividad 22.

Act.22	Correcta	Incorrecta	Incorrecta	No contesta
Individual	(b) 78	(a) 9	(c) 3	9
Grupo	(b) 66	(a) 0	(c) 6	28

Un 22 % hace referencia a choques entre partículas. Es decir a la relación entre temperatura y velocidad de reacción. Algunos ejemplos de las respuestas brindadas por los estudiantes se muestran a continuación:

. Respuesta a:

“El equilibrio se desplaza a la derecha y la velocidad de reacción aumenta hasta que se estabiliza, el sistema se desplaza a la derecha para compensar el aumento de temperatura”.

“En cada comunicación de calor la velocidad aumenta, pero siempre vuelve a estabilizarse al valor inicial cuando alcanza el equilibrio”.

“La velocidad varía sólo cuando se adiciona calor, después se estabiliza”.

“Al aumentar la temperatura, se aumenta la energía cinética de las moléculas y por tanto su velocidad”.

. Respuesta b:

“A mayor temperatura, mayor velocidad, mayor número de choques”.

“Puesto que al aumentar la temperatura de un proceso la velocidad de éste se ve afectada por ese aumento aumentando ella también puesto que los choques entre moléculas son mucho mayores”.

. Respuesta c:

“Al principio aumenta, pero a medida que se van formando los productos la velocidad se hace menor hasta que se alcanza el equilibrio”.

Tabla 7.23b: Influencia en las respuestas iniciales de la discusión en pequeño grupo.

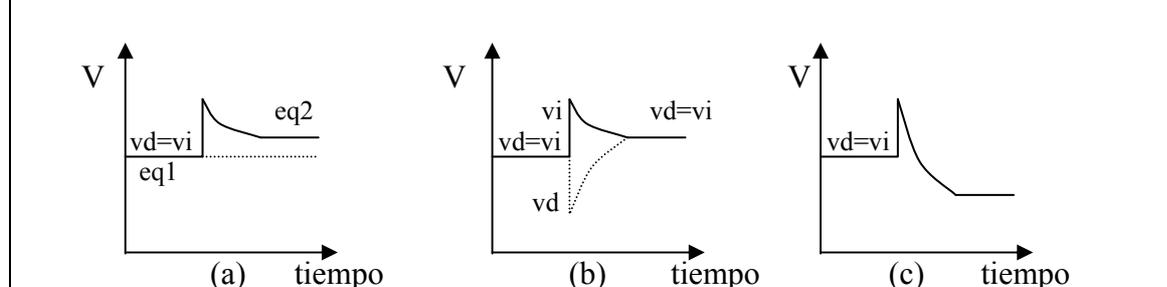
Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a Correcta	Cambia a Incorrecta
22	53	3	6	3

En la actividad 21, cerca de la mitad de los estudiantes mantenían la idea de que si la velocidad directa aumentaba la inversa debía disminuir o viceversa. A la mitad de ellos se le plantearon dudas en el momento grupal y corrigieron sus respuestas, aunque siguió siendo alto el porcentaje que mantuvo esta concepción alternativa.

Desde la cuestión 21.I hasta la cuestión 22, pasando por la cuestión 21.II se aprecia un notable descenso (47, 13, 9, 0) de los alumnos que sostienen que las velocidades en el equilibrio inicial son iguales a las del equilibrio final, logrado después de la perturbación. Las discusiones en grupo han tenido un resultado positivo sobre este aspecto.

### Actividad 23

23) Para la siguiente reacción química  $A + B \rightleftharpoons AB$  exotérmica. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurrirá con las velocidades de reacción directa ( $v_d$ ) e inversa ( $v_i$ ), si al sistema se le suministra cierta cantidad de calor?



La Tabla 7.24a muestra los resultados obtenidos en la actividad 23.

Tabla 7.24a: Porcentajes de respuestas para la actividad 23.

Act.23	Correcta	Incorrecta	Incorrecta	No contesta
Individual	(a) 9	(b) 66	(c) 3	22
Grupo	(a) 19	(b) 37	(c) 3	41

. Respuesta b:

“La velocidad de formación será mayor si añadimos reactivo y la inversa al contrario y viceversa”.

“Porque hay un momento en que ambas son contrarias, mientras que cuando llegan al equilibrio son iguales”.

“Porque al ser exotérmica, al aplicar calor no favorecerá la reacción directa pero sí la inversa”.

“Si la reacción es exotérmica y se añade calor, la velocidad directa disminuirá (va en contra del equilibrio) y la indirecta aumentará”.

. Respuesta c:

“La velocidad disminuye después de suministrarle calor”.

“Porque favorecemos el proceso inverso”.

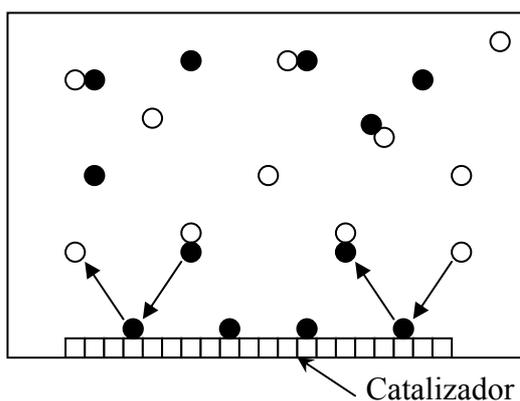
Tabla 7.24b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a Correcta	Cambia a Incorrecta
23	6	31	10	3

Los resultados obtenidos en la actividad 23 muestran que, inicialmente, casi dos tercios de los alumnos apoyan la idea que si la velocidad indirecta aumenta la velocidad directa tiene que disminuir. Esta concepción es superada en sólo el 10% de los alumnos con la discusión grupal, esto se debe a lo extendida que se encuentra esta idea, que lleva a que muchos no dejen sin fundamentar las conclusiones grupales, dejando sólo sus fundamentos individuales. Estos resultados son análogos a los encontrados en la actividad 21.

### Actividad 24

24) I. Explica la siguiente representación con partículas, para la reacción  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$ , a la que se le ha adicionado un catalizador. Las flechas en el dibujo sirven para mostrar dos ejemplos de distintos tipos de choques entre partículas.



II. ¿Qué sucede con las velocidades directa e inversa?

Primero se presentan algunas respuestas emitidas por los estudiantes en la actividad 24.I, posteriormente, en la Tabla 7.25a se muestran los resultados obtenidos en la actividad 24.II y, finalmente, los cambios producidos por la discusión en grupo, en la Tabla 7.25b.

. Respuestas a la actividad 24.I:

“Las bolitas negras se quedan unidas al catalizador de manera que se forman más productos y también más reactivos”.

“Como hay partículas X, Y y XY la reacción se está dando constantemente en ambos sentidos, con lo que el catalizador cataliza ambos sentidos de la reacción” (A 16).

. Respuestas a la pregunta 24.II ¿qué sucede con las velocidades directa e inversa?:

Tabla 7.25a: Porcentajes de respuestas para la actividad 24 II.

Act.24	Ambas aumentan	vd aumenta vi disminuye	No contesta
Individual	59	38	3
Grupo	75	6	19

Algunos ejemplos de las respuestas de los estudiantes a la pregunta 24.II son:

. Respuesta correcta (ambas aumentan):

“Aumentan porque el catalizador aumenta la velocidad de reacción” Complementa con el grupo: “Y se llega antes al equilibrio”.

“Aumentan las dos porque aumenta el número de choques”.

“Aumenta el número de choques efectivos por acción del catalizador”.

“Aumenta porque el catalizador “fuerza” que se produzca la reacción y va más rápido”.

“El catalizador produce dos efectos: forma productos y rompe moléculas”.

. Respuesta incorrecta (velocidad directa aumenta, velocidad indirecta disminuye):

“La velocidad directa de formación XY aumenta y la de formación de X e Y disminuye”.

“La velocidad de reacción aumenta, ya que el catalizador acelera el paso de reactivos a productos, mientras que la inversa disminuye.” En grupo cambia a “¡Las dos velocidades aumentan!”.

“La velocidad directa aumenta porque si se supone que es un catalizador positivo disminuiría la energía de activación “directa” y favorecerá esta reacción y viceversa. (Pero no inferirá en la efectividad de los choques)”.

“La velocidad directa aumenta porque aumenta el número de choques por unidad de tiempo y la velocidad indirecta disminuye”.

“La vd aumenta y la vi disminuye”.

El 9 % de los alumnos hace referencia a los “catalizadores negativos y positivos”. “Los catalizadores son sustancias que modifican la velocidad de reacción. Pueden ser positivos o negativos. Como hay un catalizador positivo y otro negativo, las vd y vi se mantienen en el equilibrio, ya que el catalizador positivo hace que la energía de activación sea menor, disminuye la vd y aumenta la vi, y el catalizador negativo produce el efecto contrario.”

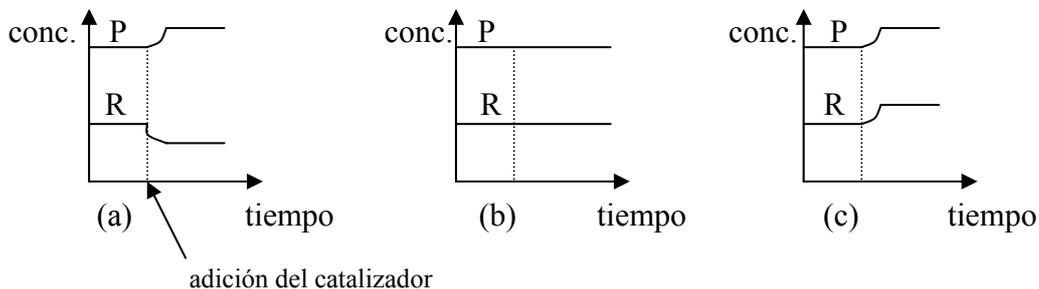
Tabla 7.25b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a Correcta	Cambia a Incorrecta
24	53	6	22	0

## Actividad 25

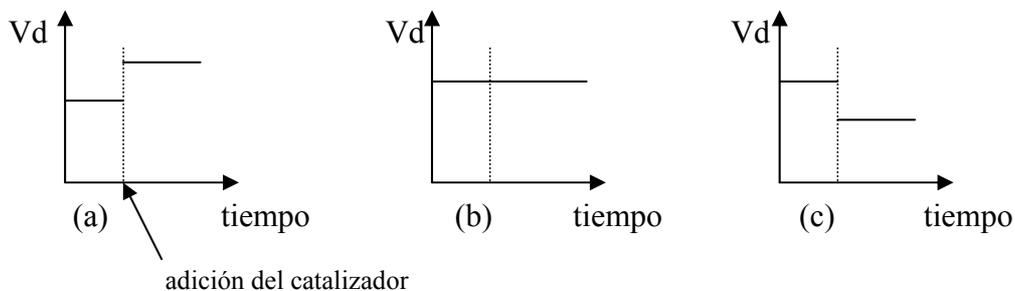
Los resultados obtenidos para las distintas cuestiones de la actividad 25 se presentan en la Tabla 7.26.a.

25) a1. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con las concentraciones de reactivos (R) y productos (P) en el equilibrio cuando se adiciona un catalizador a un sistema en equilibrio?

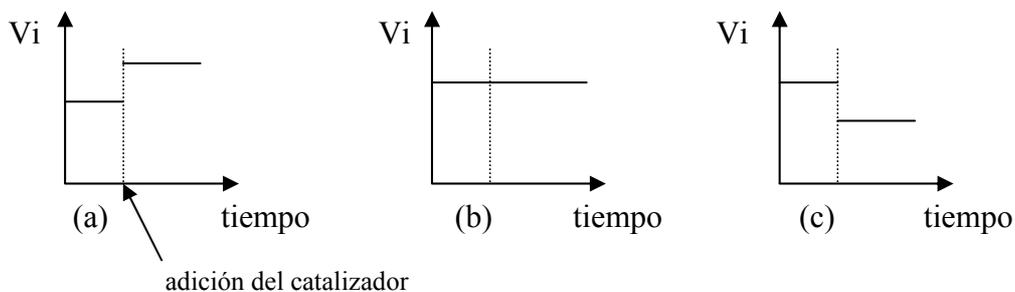


a2: ¿Con la adición del catalizador se obtiene una mayor proporción de productos?

b. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad directa cuando se adiciona un catalizador?



c. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad inversa cuando se adiciona un catalizador?



d. ¿Qué ocurre con  $K_c$  al adicionar un catalizador?

Tabla 7.26a: Porcentajes de respuestas para los distintos ítems de la actividad 25.

Activ.	Individual				Grupo pequeño			
	Correcta	Incorrec.	Incorrec.	No cont.	Correcta	Incorrec.	Incorrec.	No cont.
25 a2	(b) 47	(a) 41	(c) 12	0	(b) 66	(a) 22	(c) 3	9
25 b	(a) 88	(c) 3	-----	9	(a) 78	(c) 0	-----	22
25 c	(a) 56	(c) 28	-----	16	(a) 75	(c) 3	-----	22

Ejemplos de respuestas emitidas en la actividad 25 a:

. Respuesta a (aumenta la concentración de productos, disminuye la concentración de reactivos):

“El catalizador aumenta la cantidad de productos y por lo tanto disminuyen los reactivos”.

“Sí, porque se junta con los reactivos y se forman los productos”.

“Porque el catalizador crea una nueva situación de equilibrio en la que hay más productos, pero menos reactivos. Sí, (contestando si se obtiene mayor proporción de productos con el agregado del catalizador) porque se añade precisamente para esto”.

“El equilibrio se perturba, con lo que los productos crecerán y los reactivos disminuirán” (A 21).

Ejemplos de respuestas para la actividad 25b, sobre lo que ocurre con la velocidad directa:

. Respuesta c:

“Ya que la concentración de reactivos disminuirá más rápidamente y por ello vd disminuirá”.

. Respuesta que hace referencia al tipo de catalizador:

“a o c dependiendo si el catalizador es positivo o negativo”.

Ejemplos de respuesta para la actividad 25 c, sobre lo que ocurre con la velocidad inversa:

. Respuesta a (correcta):

“La a también ya que ésta también aumentará ya que hay más producto” (A 21).

. Respuesta c:

“Al añadir el catalizador la velocidad directa aumenta y por lo tanto la velocidad inversa disminuye”.

“El catalizador permite la reacción (la acelera)”.

“Se forma mayor cantidad de R, pero ese aumento se invierte en formar más producto, con lo que [R] y [P] permanecen iguales”.

“Como la vd aumenta, la vi ha de disminuir, con lo cual el gráfico que representa la presencia de un catalizador es el c”.

Tabla 7.26b: Influencia de la discusión en pequeño grupo en las respuestas iniciales.

Actividad	Mantiene Correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a Correcta	Cambia a Incorrecta
25 a2	44	16	22	9
25 b	75	0	3	0
25 c	50	3	22	0

Resultados obtenidos en la actividad 25 d, se interroga sobre ¿qué ocurre con  $K_c$ ?

Tabla 7.26c: Porcentajes de respuestas para la actividad 25 d.

Act.25 d	No altera $K_c$	$K_c$ aumenta	$K_c$ disminuye	No contesta
Individual	84	3	3	9
Grupo	75	0	0	25

Algunos ejemplos de respuestas son:

.  $K_c$  permanece constante:

“No varía ya que sólo depende de la temperatura”.

“Si  $T = \text{cte}$ ,  $K_c = \text{cte}$ . Aumenta proporcionalmente  $v_d$  y  $v_i$ , pero las concentraciones de reactivos y productos son las mismas”.

.  $K_c$  aumenta:

“Como la concentración de productos aumenta y la concentración de reactivos disminuye,  $K_c$  adquiere un valor mayor”.

.  $K_c$  disminuye:

“Ya que ésta depende de la concentración de productos y de reactivos”.

Tabla 7.26d: Influencia en las respuestas iniciales de la discusión en pequeño grupo

Actividad	Mantiene correcta	Mantiene Incorrecta	Cambia a Correcta	Cambia a Incorrecta
25 d	66	0	6	0

El tipo de representación utilizada en la actividad 24 favorece en los alumnos explicaciones con partículas y con el modelo de colisiones. La idea de que la adición de catalizador sólo favorece la reacción directa está muy extendida (40% en la actividad 25), debido a que está unida a la función que se le asigna al catalizador: “obtener más producto”. También influye la concepción abordada en las actividades anteriores, dado que asumen que si la velocidad directa aumenta la velocidad inversa debe disminuir. Se produce un efecto positivo en más del 20% de los alumnos como resultado de la discusión grupal.

## Actividad 26

26) Resume en oraciones cortas las principales características de un sistema en equilibrio químico.

A continuación se transcriben sólo algunas frases consideradas de interés:

“Coexistencia de átomos o moléculas de diferentes especies”.

“Las proporciones se mantienen constantes, aunque cambien o reaccionen las moléculas”.

“La  $[R]$  y  $[P]$  no varían con el tiempo;  $v_d = v_i$ ;  $\Delta G = 0$ ”.

“Sistema dinámico que tiende a restablecerse tras sufrir variaciones. Sistema químico de complejo estudio si no se tiene una pequeña base teórica”.

“El sistema no está inactivo, reactivos y productos se convierten los unos en los otros en igual medida de forma constante”.

“El sistema en equilibrio se desplaza en sentido de oponerse al cambio de temperatura, presión y volumen”.

“Es un sistema simultáneo y dinámico en el que ambas reacciones se dan a la vez (tanto reactivos como productos)”.

“El equilibrio se consigue cuando existen dos reacciones opuestas que tienen lugar simultáneamente a la misma velocidad. La temperatura es la variable fundamental que controla el equilibrio y es la única que hace variar el valor de  $K_c$ ”.

“Sistema con propiedades químicas semejantes, que se encuentran en equilibrio todas las partículas que lo constituyen”.

“La velocidad inversa y directa son iguales.  $K_c$  sólo varía con la temperatura. El equilibrio químico no siempre vuelve al estado inicial”.

“Llega un momento en que la  $v_d$  y la  $v_i$  se igualan.  $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ . La concentración de reactivos es igual a la concentración de productos. (cualquier variación desplaza el equilibrio para contrarrestar dicha acción y devolver el equilibrio químico - Le Chatelier)”.

“Es cuando un sistema no varía con la temperatura, macroscópicamente, un sistema en su conformación más estable, se dice que está en equilibrio”.

“La concentración de reactivos está compensada con la concentración de productos. Si se perturba un sistema vuelve al equilibrio. Todo tiende al estado de equilibrio” (A16).

“En un sistema en equilibrio la velocidad directa es igual a la velocidad inversa”.

“Es un equilibrio dinámico”.

“Se producen igual cantidad de reactivos y de productos”.

“ $K_c$  se mantiene constante”.

En la actividad 26, aunque no todas las frases fueron correctas, resultaron de interés por ser expresadas con las propias palabras de los alumnos. En estas frases se observa el esfuerzo de síntesis realizado por los estudiantes. También se aprecia que han interiorizado aspectos cualitativos del equilibrio químico, aspectos conceptuales además de los típicos algoritmos que se solicitan para la resolución de problemas numéricos.

### 7.3.3.4 Conclusiones sobre el análisis de las respuestas a los módulos

A continuación se resumen las principales concepciones alternativas y dificultades que presentaron los alumnos en la resolución individual de los tres módulos. También los aspectos que no tuvieron dificultades en contestar correctamente y las cuestiones que mostraron cambios significativos a partir de la discusión en grupo.

La idea compartimentada del equilibrio fue sostenida por un 10% de los alumnos, en la actividad 3, que presentaba el dibujo de los dos compartimentos, y fue corregida significativamente con la discusión grupal.

Dos tercios de los alumnos tendieron a representar con partículas a un sistema en equilibrio químico, con cantidades iguales a sus coeficientes estequiométricos (actividades 3 y 4). Esta concepción estequiométrica del equilibrio se mostró muy resistente a cambiar en la instancia grupal.

La asociación entre los coeficientes estequiométricos de la ecuación química ajustada y las cantidades presentes en una situación real, también se hizo notable en las

actividades 5 y 6 (traducidas de Nurrenbern y Pickering, 1987) sobre reacciones irreversibles.

En el Módulo 1, las actividades se mostraron eficaces en mejorar la comprensión del modelo cinético molecular para gases y el modelo de colisiones para la reacción química, como se observó en las actividades 1, 2 y 7. También se aprecia que los estudiantes aplicaron correctamente este modelo en la actividad 13 del Módulo 2.

En el Módulo 2, los gráficos mostraron su utilidad para diferenciar distintos momentos de la secuencia en que un sistema se aproxima al equilibrio, partiendo inicialmente sólo de una mezcla de reactivos. Aunque muchos alumnos tendieron a explicar la constancia de las concentraciones en el equilibrio con respuestas finalistas del tipo “para que  $K_c$  sea constante” y no desde el modelo del equilibrio dinámico.

En lo que se refiere a lo que le ocurre a la velocidad directa (actividad 12), un cuarto de los estudiantes mencionó que la velocidad directa aumenta (Concepción alternativa 1) y cerca del 15% que permanece constante, al aproximarse el sistema al equilibrio químico. También reconocieron gráficamente la igualdad y constancia de las velocidades directa e inversa en el equilibrio químico (actividad 14). La discusión en grupo produjo mejoras significativas en las respuestas en estas actividades.

Con respecto al concepto de equilibrio dinámico, y su interpretación a nivel de átomos y moléculas, se observó (en la actividad 13) que cerca de un 25% no cambió el número de los átomos en las moléculas o directamente no los numeró (30%) mostrando deficiencias en su interpretación del equilibrio químico a nivel microscópico.

En las actividades 16 y 17, cerca de la mitad de los estudiantes predijeron correctamente la evolución del sistema en equilibrio químico perturbado por distintos cambios (como una disminución de volumen o el agregado de más de uno de los reactivos) a partir de situaciones iniciales con partículas, y pudieron aplicar esta predicción en la selección de una situación microscópica adecuada. Aunque la mayoría no hizo manifiesto que aplicó el principio de Le Chatelier, no lo enunció o no lo utilizó en el análisis de las respuestas dadas.

Con respecto a la Concepción alternativa 2, aproximadamente un 15% del alumnado considera que el nuevo equilibrio tiene las mismas concentraciones que el equilibrio inicial (actividades 16 y 17); muchos asignan esa igualdad a la constancia de  $K_c$  a temperatura constante.

La actividad 18 les permitió diferenciar, a partir de la información dada en forma gráfica, entre el estado de equilibrio inicial, el estado perturbado y el estado de equilibrio final. Aunque, la mayoría de las explicaciones brindadas son incompletas o poco fundamentadas. Los estudiantes no partieron de enunciar el principio de Le Chatelier y la posterior aplicación del mismo a la situación planteada; tampoco partieron de un análisis de la ecuación de  $K_c$ . En las respuestas que hacen referencia a que al final queda parte del reactivo que se adicionó, se observa cierta confusión con el concepto de reactivo en exceso de una reacción que se completa.

Sólo un 10% de los alumnos parece adherirse a la concepción de que primero se debe completar la reacción directa para que comience la reacción inversa (actividad 19), es decir la imagen pendular el equilibrio.

La Concepción alternativa 5, la idea de que la constante de equilibrio no se modifica con los cambios de temperatura, es sostenida por cerca del 20 % de los estudiantes (actividad 20). Como ya se mencionó anteriormente, en una forma similar a lo que ocurrió en la actividad 19, se aprecia un menor número de alumnos con dificultades en la predicción de la evolución del equilibrio, comparando con los resultados que se obtuvieron en las entrevistas y cuestionarios, sabiendo que para los alumnos les resulta más difícil hacerlo ante cambios de temperatura. Esto puede deberse a la influencia de la información gráfica que se presenta.

En la actividad 21, cerca de la mitad de los estudiantes mantenían la idea de que si la velocidad directa aumentaba la inversa debía disminuir o viceversa (Concepción alternativa 4). A la mitad de ellos se le plantearon dudas en el momento grupal y corrigieron sus respuestas, aunque siguió siendo alto el porcentaje que mantuvo esta concepción alternativa. Lo mismo ocurrió, respecto a esta concepción en la actividad 23, a dos tercios de los estudiantes en el momento individual.

Durante el desarrollo de las actividades 21 y 22 se apreció un notable descenso de los alumnos que sostuvieron que las velocidades en el equilibrio inicial son iguales a las del equilibrio final logrado después de la perturbación (Concepción alternativa 3). Idea que fue sostenida inicialmente por más del 40% del alumnado. Las discusiones en grupo tuvieron un resultado positivo sobre este aspecto.

La Concepción alternativa 6, la idea de que la adición de catalizador sólo favorece la reacción directa, resultó estar muy extendida (40% en la actividad 25). De los fundamentos brindados por los alumnos pueden explicarse estos resultados teniendo en cuenta la función que le asignaron al catalizador, a modo de definición: “obtener más producto”. Se produjo un efecto positivo en más del 20% de los alumnos como resultado de la discusión grupal.

Las concepciones alternativas 4 y 6 se hallaron relacionadas en las explicaciones de los alumnos: si la velocidad directa aumenta con el catalizador, la inversa debe disminuir y, por lo tanto, se obtiene mayor cantidad de producto. La concepción 6 subyace en muchos alumnos que sostienen la concepción 4. La concepción 6 se mostró menos difícil de superar que la concepción 4, como producto de la representación con partículas mostrada y de la discusión en grupo pequeño.

En la actividad 8, las palabras que más asocian con “equilibrio” son estático, igualdad, estabilidad, constante, balanza. Los significados cotidianos de la palabra equilibrio se refieren a equilibrios estáticos, de igualdad entre sus partes. Por ello, el dibujo preferido fue el de una balanza, seguido por una ecuación química y el equilibrio hidrostático entre dos recipientes con un líquido. Esto permitiría especular que la ecuación química es percibida por muchos, no como una relación de interacción, sino como una descripción de partes o composición del sistema, esto se expresa, posteriormente, en la idea de que se logra el equilibrio cuando las cantidades de reactivos son iguales a las de producto o cuando las cantidades de reactivos y productos son iguales a sus respectivos coeficientes estequiométricos.

Siguiendo este razonamiento, el significado cotidiano del término equilibrio apoyaría el mantenimiento de las concepciones ligadas a la idea de igualdad y constancia (Concepciones 2, 3 y 5). Por otro lado, las imágenes de balanza, sube y baja, recipientes conectados, etc. apoyarían la concepción 4 y, por lo tanto, la concepción 6: si uno sube el otro baja, o un efecto se hace a costa del otro.

La última afirmación, que relaciona el significado de la palabra equilibrio (y las imágenes asociadas) con las concepciones 4 y 6, se ve profundizada con el lenguaje empleado al enunciar y aplicar el principio de Le Chatelier en la enseñanza: “se favorece una dirección, se desfavorece la otra”, “el sistema forma más producto a costa de quedar con menos reactivos”. Dado que los estudiantes en su mayoría no enuncian el principio, ni tratan de aplicarlo en una forma sistemática, se puede pensar (y se desprende de las respuestas escritas) que perduran en sus mentes frases como las citadas anteriormente.

Es muy amplia la variedad de términos que los alumnos asocian con la palabra modelo. La asocian fuertemente con ejemplos de modelos como el atómico, Bohr, Rutherford, etc. También presentan una fuerte relación con patrón, ejemplo, ley, prototipo, es decir con algo para imitar, con una situación ideal. Las definiciones dadas de modelo, que presentan también una gran variedad y riqueza, confirman las ideas que se desprenden de las asociaciones de palabras.

A modo de conclusión sobre el efecto de la discusión en pequeño grupo, se puede afirmar que los cambios en las respuestas de los estudiantes entre el momento individual y el momento grupal, indican que ante las cuestiones relacionadas con las concepciones alternativas más extendidas, el efecto de las discusiones fue escaso, no así en otras cuestiones “más sencillas” relacionadas quizás con faltas de atención o interpretación.

En general hubo un porcentaje menor de respuestas escritas como producto de la etapa grupal; por eso en muchas cuestiones el porcentaje de respuestas correctas es menor en lo grupal que en lo individual; a pesar de que analizando caso por caso, algunos cambiaron sus respuestas incorrectas por respuestas correctas como fruto del intercambio en grupo. Esto se debe a que, o bien, había un consenso entre los miembros del grupo y por ello optaban por la comodidad de no escribir de nuevo la respuesta inicial, o, por el contrario, surgían respuestas diferentes y no lograban un consenso sobre una respuesta en común. Ha influido también la falta de práctica en este tipo de trabajo en pequeño grupo y, quizás, actitudes de desvaloración del mismo y de su producción.

Los aportes del profesor en el tercer momento o puesta en común, procuraron sistemáticamente colaborar en la construcción de los cuatro modelos en que hace hincapié esta Propuesta Didáctica. También tuvo un efecto positivo en la toma de conciencia de las dificultades y concepciones que sostenían los estudiantes.

### 7.3.4 Resultados del cuestionario final: Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico

Finalizados los tres módulos de la Propuesta Didáctica se administró el Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico (TPEQ), como cuestionario final, a los dos grupos experimentales y a los dos grupos de control.

Como se especificó en el Capítulo 5 al referirse a las características de la enseñanza recibida por la camada de estudiantes del curso inmediato anterior, los estudiantes tratan el tema equilibrio químico en los dos últimos años de la educación secundaria, y en particular, en el último año reciben una preparación para el examen de ingreso a la universidad. Esta preparación se centra, fundamentalmente, en la resolución de problemas numéricos. En definitiva, los estudiantes de primer año de universidad, incluidos en esta etapa de investigación, habían sido evaluados sobre el equilibrio químico, algunos meses antes, en la prueba de Selectividad.

Tanto los grupos experimentales como los de control habían terminado de tratar el tema cuando se les administró el TPEQ. Como ya se mencionó habían recibido clases teóricas y de resolución de problemas y la mayoría había realizado la semana de laboratorio.

En el análisis de los resultados obtenidos se tuvieron en cuenta los logros y concepciones alternativas definidos en el estudio preliminar:

#### Logros:

1. Predicen correctamente el cambio de las concentraciones de reactivos y productos cuando el sistema se aproxima al equilibrio (ítem 1)
2. Consideran la constancia de las concentraciones en el equilibrio (ítem 3)
3. Escriben la ecuación de  $K$  para esta reacción (ítem 4)
4. Interpretan el significado de una constante química (ítem 6.1)
5. Admiten la igualdad de las velocidades de equilibrio alta o baja (ítem 5)
6. Mencionan el aspecto dinámico del equilibrio directa e inversa en el equilibrio (ítems 6.2, 11.1, 16.1, 22.1)
7. Conocen el enunciado del principio de Le Chatelier (ítem 7)
8. Aplican correctamente este principio en la evolución de las concentraciones del sistema perturbado (ítem 8, 13, 19)
9. Predicen la constancia de  $K$  ante modificaciones de concentración de un reactivo y del volumen del sistema a temperatura constante (ítem 12, 23)

#### Concepciones alternativas:

1. “La velocidad de la reacción directa se incrementa desde la mezcla de los reactivos hasta que el equilibrio se ha establecido” (ítem 2.1)
2. “Las concentraciones de todas las especies en distintas situaciones de equilibrio permanecen constantes” (ítems 9.2-9.4), (ítems 14.1-14.3)
3. “Para una reacción química, en distintas situaciones de equilibrio, las velocidades de reacción directa e inversa permanecen constantes” (ítems 11.2, 16.2, 22.2)
4. “Si la velocidad de reacción directa aumenta, la velocidad de la reacción inversa debe disminuir y viceversa, ante cambios en las condiciones del sistema en equilibrio” (ítems 10.2, 21.2, 15.1)

5. “La constante de equilibrio permanece inalterable ante cambios de la temperatura” (ítem 17)
6. “El catalizador actúa sólo en un sentido” “El catalizador decrece la velocidad inversa” (ítem 24.2)

### 7.3.4.1 Resultados de los grupos de control

Los principales logros y concepciones alternativas de los 49 estudiantes del curso de Licenciatura en Biología y de los 48 estudiantes de Licenciatura en Geología, se muestran en las Tablas 7.27 y 7.28.

Tabla 7.27: Porcentajes por grupo en logros. Grupos control.

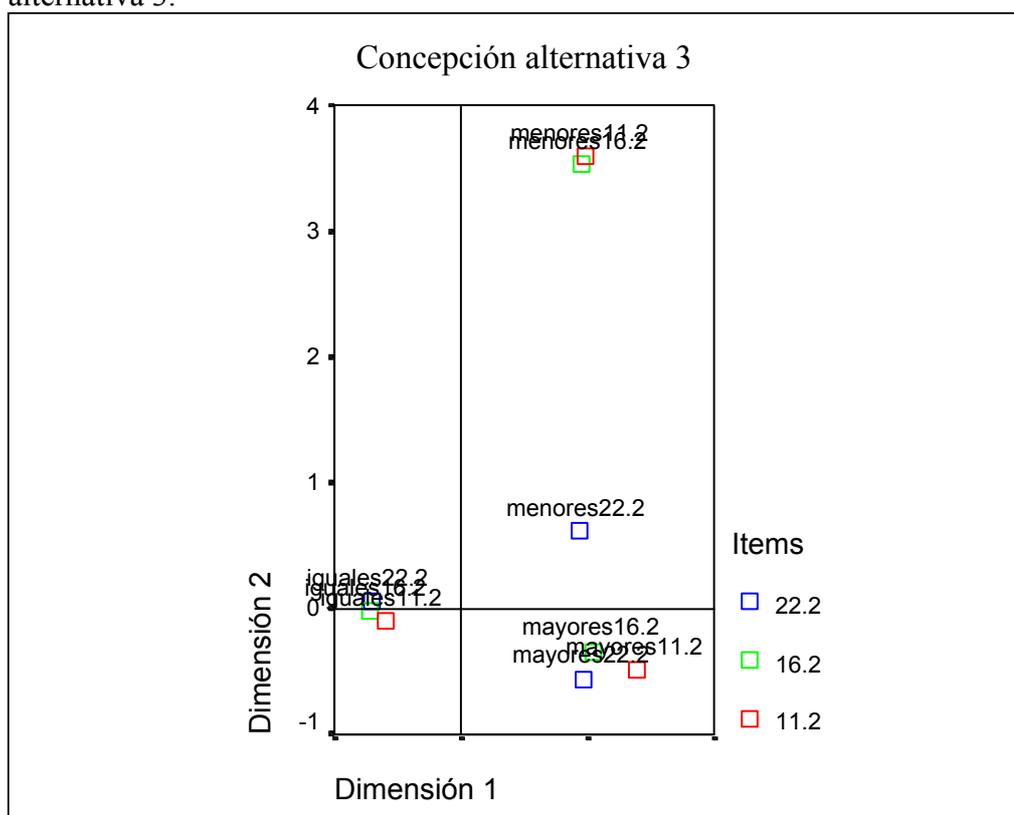
Logros	Biología N = 49	Geología N = 48	Diferencias estadísticas
1. Cambio concentraciones aproximación al equil.	89,1	81,3	$\chi^2 = 0,78$ (g.l. = 8) (p = 0,10) p > 0,05
2. Constancia de concentraciones en el equilibrio	91,8	91,7	
3. Escritura ecuación de $K_c$ para esta reacción	79,6	81,3	
4. Significado constante equilibrio alta o baja	88,8	76,0	
5. Aspecto dinámico del equilibrio	79,6	79,2	
6. Igualdad de velocidades en el equilibrio	84,7	81,3	
7. Enunciado del principio de Le Chatelier (LC)	87,8	91,7	
8. Aplicación LC cambio concentración y presión	60,8	53,2	
9. Constancia de $K_c$ en cambios a temperatura fija	65,3	66,7	



Se aprecia que todas las respuestas “iguales” se encuentran próximas y bien discriminadas por ambas dimensiones.

La Concepción alternativa 3 indica que los estudiantes afirman que las velocidades de reacción poseen el mismo valor en el equilibrio final, alcanzado después de una perturbación, que en el equilibrio de partida. Esta concepción se evalúa en 3 subítems (11.2, 16.2, 22.2). El análisis de correspondencias (Cuadro 7.5) permite visualizar que los estudiantes han seleccionado la categoría “igual” en estos subítems de una forma coherente y no como fruto del azar.

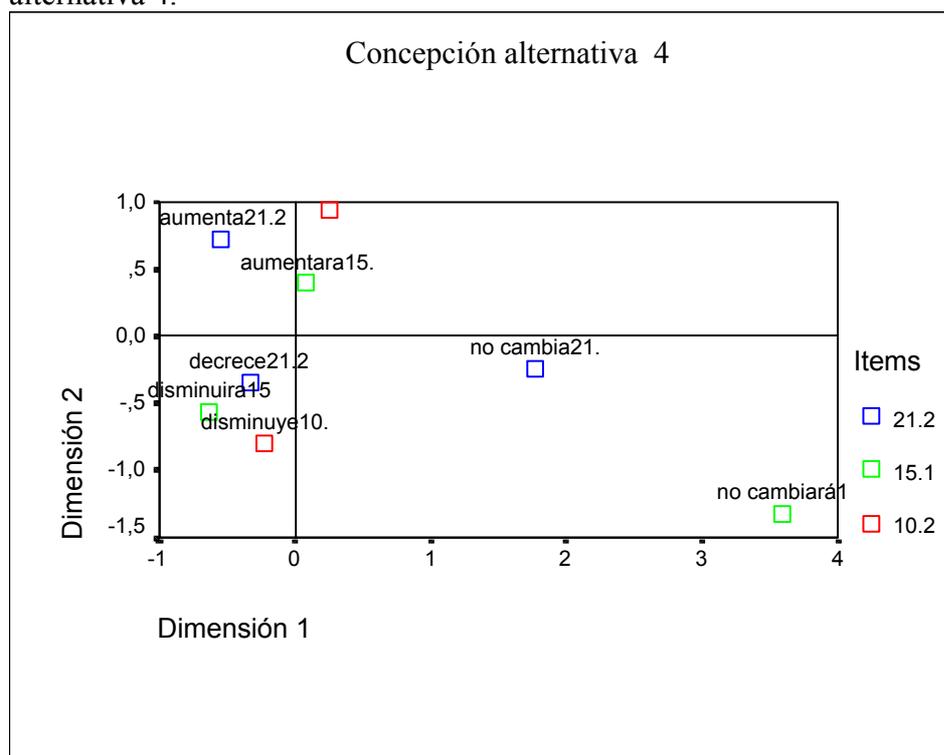
Cuadro 7.5: Gráfico resultante del análisis de correspondencias sobre la concepción alternativa 3.



Se aprecia que todas las respuestas “iguales” se encuentran muy próximas y bien discriminadas por ambas dimensiones.

Finalmente, la Concepción alternativa 4 indica que los estudiantes afirman que si la velocidad directa aumenta, como producto de la perturbación, la inversa debe decrecer (o viceversa). Esta concepción se evalúa en 3 subítems (10.2, 15.1, 21.2). El análisis de correspondencias (Cuadro 7.6) permite visualizar que los estudiantes han seleccionado la categoría “disminuye” o “decrece” (las tres perturbaciones implicaban el aumento de la velocidad directa) en estos subítems de una forma coherente y no como fruto del azar.

Cuadro 7.6: Gráfico resultante del análisis de correspondencias sobre la concepción alternativa 4.



Se aprecia que todas las respuestas “disminuye” se encuentran muy próximas y bien discriminadas por ambas dimensiones.

En definitiva, el análisis de correspondencia ha permitido verificar que los estudiantes contestan coherentemente, manteniendo una concepción alternativa, en varios ítems que la indagan a lo largo del TPEQ.

A continuación se realiza un análisis comparativo entre los resultados obtenidos en los cursos 98/99 y 99/00, para ambas carreras, en logros y concepciones alternativas (Tablas 7.29 y 7.30). Los resultados del curso 98/99 fueron presentados y discutidos en el estudio experimental preliminar (Capítulo 5).

Tabla 7.29: Porcentajes de logros UCM cursos 98/99 y 99/00.

Logros	Curso 98/99 N = 321	Curso 99/00 N = 97	Diferencias estadísticas
1. Cambio concentraciones aproximación al equil.	84,5	85.2	$\chi^2 = 2,12$ (g.l. = 8) (p = 0,98)  p > 0,05
2. Constancia de concentraciones en el equilibrio	95,0	91.8	
3. Escritura ecuación de $K_c$ para esta reacción	83,8	80.5	
4. Significado constante equilibrio alta o baja	86,3	82.4	
5. Aspecto dinámico del equilibrio	85,4	79.4	
6. Igualdad de velocidades en el equilibrio	91,9	83.0	
7. Enunciado del principio de Le Chatelier (LC)	96,3	89.8	
8. Aplicación LC cambio concentración y presión	72,4	57.0	
9. Constancia de $K_c$ en cambios a temperatura fija	75,7	66.0	

No se obtuvieron diferencias significativas en la prueba *Ji-Cuadrado* en tablas de contingencia, es decir, los logros resultaron independientes para estos grupos.

Tabla 7.30: Porcentajes en concepciones alternativas UCM cursos 98/99 y 99/00.

Concepción alternativa	Curso 98/99 N = 321	Curso 99/00 N = 97	Diferencias estadísticas
1. Velocidad directa aumenta hasta el equilibrio	24,9	41,3	$\chi^2 = 18,0$ (g.l. = 5) (p = 0,003) p < 0,01
2. Concentraciones ctes en distintas situaciones equil.	36,9	50,5	
3. Velocidades ctes en distintas situaciones de equil.	66,7	58,8	
4. Si v directa aumenta, v inversa disminuye	49,9	69,1	
5. Constancia de K ante cambios de temperatura	71,6	53,6	
6. El catalizador decrece la velocidad inversa	53,3	51,5	

Se obtuvieron diferencias significativas en la prueba *Ji-Cuadrado* en tablas de contingencia, aunque no se aprecia una tendencia a favor de uno de los cursos en particular.

Las tablas y cuadros anteriores permiten apreciar que no existen diferencias en los resultados obtenidos en el TPEQ entre los estudiantes, que cursan primer año de la licenciatura en Biología y de la licenciatura en Geología, de dos años consecutivos de la UCM. Estos estudiantes han recibido en la universidad el mismo tipo de enseñanza y cuentan con trayectorias educativas similares. También se aporta más evidencia, con el análisis de correspondencia, sobre la idoneidad del Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico para detectar concepciones alternativas.

#### 7.3.4.2 Resultados comparativos entre grupos de control y experimentales

##### a. Licenciatura en Biología

A continuación se comparan los resultados obtenidos por el grupo control y el grupo experimental de la Licenciatura en Biología en el TPEQ (Tabla 7.31). Interesan particularmente estos resultados dado que brindarán información sobre la efectividad de la propuesta didáctica en la superación de concepciones alternativas y en la construcción de modelos explicativos adecuados.

Tabla 7.31: Porcentajes de logros grupos Lic. Biología

Logros	Control N = 49	Experim. N = 34	Diferencias estadísticas
1. Cambio concentraciones aproximación al equil.	89,1	89,2	$\chi^2 = 0,64$ (g.l. = 8) (p = 1,0) p > 0,05
2. Constancia de concentraciones en el equilibrio	91,8	94,1	
3. Escritura ecuación de Kc para esta reacción	79,6	91,2	
4. Significado constante equilibrio alta o baja	88,8	94,1	
5. Aspecto dinámico del equilibrio	79,6	94,1	
6. Igualdad de velocidades en el equilibrio	84,7	95,6	
7. Enunciado del principio de Le Chatelier (LC)	87,8	91,2	
8. Aplicación LC cambio concentración y presión	60,8	73,2	
9. Constancia de Kc en cambios a temperatura fija	65,3	76,5	

Los alumnos contestan de la misma forma en distintas partes del test que evalúa el mismo aspecto. Por ejemplo, todos los alumnos de ambos grupos contestan bien sobre la igualdad de la velocidad directa y la velocidad inversa en el equilibrio en los cuatro subítems en que se pregunta (6.2, 11.1, 16.1, 22.1).

No se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas entre ambos grupos de alumnos en la prueba *Ji-Cuadrado*, esto está en concordancia con lo discutido en el Capítulo 5, dado que los logros de los alumnos en el TPEQ se refieren a los conocimientos directos, los que se enuncian reiteradamente al desarrollar el tema y que no involucran la aplicación profunda de modelos conceptuales más explicativos como los abordados en la propuesta didáctica.

Con respecto a las concepciones alternativas, éstas se compararon teniendo en cuenta el número de concepciones alternativas que sostuvo cada alumno (máximo 6 concepciones alternativas) y comparando ambos grupos en el porcentaje de cada una de las concepciones (Tabla 7.32). También se tuvo en cuenta el puntaje total obtenido en el test TPEQ, como máximo 56.

Tabla 7.32: Síntesis de los resultados obtenidos para Licenciatura en Biología.

Grupo	N	TPEQ			Número de concepciones alternativas		
		total	media	desv. estad.	media	desv. estad.	estad.
Grupo control	49	33,8	6,3	t = 7,0	3,3	1,2	t = 8,7
Grupo experimental	34	43,0	5,5	p<0,01	1,2	1,0	p<0,01

Se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas en el test t de Student para muestras independientes (Ferrán, 2001) y 81 grados de libertad, en el puntaje en el TPEQ y en el número de concepciones alternativas sostenidas por cada estudiante, claramente a favor del grupo experimental.

La Tabla 7.33 muestra los porcentajes que obtuvo cada uno de los grupos, control y experimental, en el sostenimiento de las seis concepciones alternativas halladas.

Tabla 7.33: Porcentajes en determinadas concepciones alternativas. Lic. en Biología.

Concepción alternativa	Control N = 49	Experim. N = 34
1. Velocidad directa aumenta hasta el equilibrio	40,8	17,6
2. Concentraciones ctes en distintas situaciones equil.	51,0	17,6
3. Velocidades ctes en distintas situaciones de equil.	61,2	17,6
4. Si v directa aumenta, v inversa disminuye	65,3	29,4
5. Constancia de K ante cambios de temperatura	55,1	26,5
6. El catalizador decrece la velocidad inversa	55,1	23,5

En este estudio interesa determinar si las diferencias a favor del grupo experimental son estadísticamente significativas. Por ello se procedió a realizar la prueba *Ji-Cuadrado*, para tablas de contingencia de 2 x 2 para dos variables dicotómicas, cuyos resultados se presentan en la Tabla 7.34. En este caso, el *p*-valor asociado al estadístico *Ji-Cuadrado* puede ser poco preciso, por ello se utiliza la corrección de Yates y, alternativamente, la prueba de la probabilidad exacta de Fischer (Ferrán, 2001).

Las dos variables a comparar son el tratamiento (grupo experimental y grupo control) y la presencia de una concepción alternativa en particular (presencia y no presencia). La hipótesis nula a contrastar es la independencia de estas dos variables. Es decir, que los dos tratamientos son homogéneos respecto a la presencia de la concepción alternativa, o que los tratamientos son independientes dado que la eficacia de los dos es la misma. Para un  $p < 0,05$  se rechazará la hipótesis nula, lo que indicaría que las diferencias entre lo observado y lo esperado son estadísticamente significativas. En este caso se aceptaría que dependiendo del tratamiento la probabilidad que aparezca la concepción alternativa es distinta.

Tabla 7.34: Número de estudiantes que sostienen concepciones alternativas, y diferencias estadísticas entre grupos control y experimental licenciatura en biología.

Concepción alternativa	Control N = 49	Experimental N = 34	Corrección de Yates	Probabilidad (g.l. = 1)	Probabilidad resultante
1	20	6	4,0	0,046	<0,05
2	25	6	8,2	0,003	<0,01
3	30	6	13,8	0,000	<0,01
4	32	10	9,0	0,003	<0,01
5	27	8	7,0	0,008	<0,01
6	27	6	10,2	0,001	<0,01

Los estudiantes del grupo experimental, de la Licenciatura en Biología, sostuvieron concepciones alternativas sobre el tema del equilibrio químico en una menor proporción que los estudiantes del grupo de control, esta diferencia resultó ser estadísticamente significativa. Los mismos p valores se obtuvieron de la prueba de la probabilidad exacta de Fischer, todas con  $p < 0,01$  exceptuando la concepción alternativa 1 con  $p < 0,05$ .

En la siguiente tabla (Tabla 7.35), se presenta el número de alumnos de cada grupo que mantuvieron una concepción alternativa, dos concepciones y sucesivamente, así también como, los que no sostuvieron concepciones.

Tabla 7.35: Número de alumnos por grupo que sostienen concepciones alternativas.

Nº de concepciones alternativas sostenidas	Control	Experimental
0	0	7
1	2	16
2	12	5
3	13	4
4	15	1
5	6	1
6	1	0

Se aprecia que 49 alumnos del grupo de control presentaron 161 concepciones alternativas (promedio 3,3) y los 34 alumnos del grupo experimental presentaron 47 (promedio 1,4). De los 16 alumnos del grupo experimental que sostuvieron sólo una concepción alternativa, dos sostuvieron la concepción 1, cuatro la concepción 2, cuatro la concepción 4, cuatro la concepción 5 y dos la concepción 6.

## b. Licenciatura en Geología

A continuación se presentan los datos comparativos para los alumnos de la Licenciatura en Geología: 48 del grupo control y 41 del grupo experimental. De la misma forma que se hizo con los alumnos de la Licenciatura en Biología, primero se comparan los logros (Tabla 7.36) y luego las concepciones alternativas (Tablas 7.37 y 7.38) tal como se determinan con el cuestionario final TPEQ.

Tabla 7.36: Porcentajes en logros para ambos grupos de la Licenciatura en Geología.

Logros	Control N = 48	Experim. N = 41	Diferencias estadísticas
1. Cambio concentraciones aproximación al equil.	81,3	82,1	$\chi^2 = 0,96$ (g.l. = 8) (p = 1,0) $p > 0,05$
2. Constancia de concentraciones en el equilibrio	91,7	92,7	
3. Escritura ecuación de $K_c$ para esta reacción	81,3	90,2	
4. Significado constante equilibrio alta o baja	76,0	89,0	
5. Aspecto dinámico del equilibrio	79,2	90,2	
6. Igualdad de velocidades en el equilibrio	81,3	93,9	
7. Enunciado del principio de Le Chatelier (LC)	91,7	95,1	
8. Aplicación LC cambio concentración y presión	53,2	65,9	
9. Constancia de $K_c$ en cambios a temperatura fija	66,7	84,1	

No se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas entre ambos grupos de alumnos en la prueba  $Ji$ -Cuadrado. Los alumnos contestan de la misma forma en distintas partes del test que evalúa el mismo aspecto; por ejemplo, todos los alumnos de ambos grupos contestan bien sobre la igualdad de la velocidad directa y la velocidad inversa en el equilibrio en los cuatro subítems en que se pregunta (6.2, 11.1, 16.1, 22.1).

Con respecto a las concepciones alternativas y procediendo de la misma forma que con los estudiantes de la Licenciatura en Biología, éstas se compararon teniendo en cuenta el número de concepciones alternativas que sostuvo cada alumno, para un máximo de 6 concepciones alternativas, (Tabla 7.37) y comparando ambos grupos en el porcentaje de cada una de las concepciones (Tabla 7.38).

Tabla 7.37: Síntesis de los resultados obtenidos para la Licenciatura en Geología.

Grupo	N	TPEQ			Número de concepciones alternativas		
		total	media	desv.	estad.	media	desv.
Grupo control	48	30,9	7,7	t = 6,9	3,2	1,5	t = 6,7
Grupo experimental	41	42,2	7,8	p < 0,01	1,4	1,0	p < 0,01

Se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas en el test t de Student para muestras independientes y 87 grados de libertad, en el puntaje en el TPEQ y en el número de concepciones alternativas.

En la Tabla 7.39 y en forma análoga al procedimiento seguido para los alumnos de Biología, se analizaron estadísticamente las diferencias obtenidas con la prueba  $Ji$ -Cuadrado, para tablas de contingencia de 2 x 2, incorporando la corrección de Yates y, alternativamente, la prueba de la probabilidad exacta de Fischer.

Tabla 7.38: Porcentajes en determinadas concepciones alternativas.

Concepción alternativa	Control N = 48	Experim. N = 41
1. Velocidad directa aumenta hasta el equilibrio	41,7	19,5
2. Concentraciones ctes en distintas situaciones equil.	50,0	17,1
3. Velocidades ctes en distintas situaciones de equil.	56,3	24,4
4. Si v directa aumenta, v inversa disminuye	72,9	31,7
5. Constancia de K ante cambios de temperatura	52,1	22,0
6. El catalizador decrece la velocidad inversa	47,9	12,2

Tabla 7.39: Número de estudiantes que sostienen concepciones alternativas, y diferencias estadísticas entre grupos control y experimental licenciatura en geología.

Concepción alternativa	Control N = 48	Experimental N = 41	Corrección de Yates	Probabilidad (g.l. = 1)	Probabilidad resultante
1	20	8	4,0	0,044	<0,05
2	24	7	9,2	0,002	<0,01
3	27	10	8,0	0,005	<0,01
4	35	13	13,5	0,000	<0,01
5	25	9	7,3	0,007	<0,01
6	23	5	11,5	0,001	<0,01

Los estudiantes del grupo experimental, de la Licenciatura en Geología, sostuvieron concepciones alternativas sobre el tema del equilibrio químico en una menor proporción que los estudiantes del grupo de control, esta diferencia resultó ser estadísticamente significativa. Los mismos p valores se obtuvieron de la prueba de la probabilidad exacta de Fischer, todas con  $p < 0,01$  exceptuando la concepción alternativa 1 con  $p < 0,05$ .

En la siguiente tabla (Tabla 7.40), se muestra el número de alumnos de cada grupo de la Licenciatura en Geología que mantuvieron ninguna concepción, una concepción, dos concepciones y así sucesivamente:

Tabla 7.40: Número de alumnos por grupo que sostienen concepciones alternativas.

Nº de concepciones alternativas sostenidas	Control	Experimen- tal
0	2	8
1	2	18
2	12	8
3	13	6
4	9	1
5	7	0
6	3	0

Los 48 alumnos del grupo de control presentaron 154 concepciones alternativas (promedio 3,2) y los 41 alumnos del grupo experimental presentaron 56 (promedio 1,4). De los 18 alumnos del grupo experimental que sostuvieron sólo una concepción alternativa, tres sostuvieron la concepción 1, cuatro la concepción 2, dos la tercera, cuatro la concepción 4, cinco la concepción 5.

Es interesante notar que en ambos grupos de control (uno de cada una de las carreras) se obtiene aproximadamente el mismo promedio de concepciones alternativas por alumno (promedio 3,2), lo mismo ocurre entre ambos grupos experimentales (promedio 1,4).

En ambos grupos experimentales, la concepción 4 fue la más extendida. Es preocupante que un 30% de los estudiantes mantengan esta concepción después de llevar adelante una propuesta de enseñanza dirigida a superar estas dificultades a través de la construcción de modelos alternativos más apropiados.

### 7.3.5 Resultados entrevistas finales

De acuerdo a la disponibilidad de los estudiantes de los grupos experimentales se realizaron 16 segundas entrevistas (6 del grupo de Biología y 10 del grupo de Geología) una vez finalizada la resolución de los tres módulos de la Propuesta Didáctica. El objetivo fundamental de esta segunda entrevista fue apreciar cambios en las concepciones de los estudiantes, especialmente en su imagen estequiométrica del equilibrio químico que, como ya se ha hecho mención, subyace en el origen de otras ideas erróneas sobre el equilibrio químico.

A continuación se presentan ejemplos de las transcripciones de las entrevistas finales. Estos alumnos muestran cambios en sus concepciones iniciales expresadas en la entrevista inicial:

Por ejemplo, el A15 que en la entrevista inicial había mantenido las siguientes ideas: (a) la concepción estequiométrica sobre la composición del equilibrio, (b) que el equilibrio era dinámico sólo ante una perturbación y (c) que no se alcanzaba el equilibrio si había un “reactivo limitante” visto como reacción irreversible, en la entrevista final muestra un conocimiento adecuado de los aspectos anteriores.

#### A15. Cuestión 6:

E (entrevistador): ¿Las concentraciones cambian o no cambian con el tiempo?

R: No, las concentraciones siguen iguales, si no hay ninguna perturbación o algo así al equilibrio.

E: ¿Has mantenido las concentraciones constantes?

R: Sí. Creo que lo he dibujado igual. Tengo 2 de hidrógeno, 3 de yodo y 4 de HI.

E: ¿Las concentraciones no cambian porque es la misma ecuación química, porque es la misma estequiometría?

R: Sí, se mantiene.

E: ¿Qué está pasando en el sistema?

R: Pues, la reacción se sigue produciendo pero a la vez que se va formando producto los productos se transforman en reactivos, entonces se van intercambiando las moléculas.

E: ¿Y con respecto a las velocidades?

R: Son constantes las dos, la directa y la inversa.

E: ¿Y entre sí cómo son?

R: Iguales, tienen que ser iguales.

E: ¿Existe alguna relación entre las cantidades que tienes presentes en el recipiente con los coeficientes estequiométricos?

R: Eh. No.

E: ¿Pero tiene que existir o no?

R: No, no tiene por que. Porque aquí sería de 1-1 a 2 y aquí hay 2 moléculas de hidrógeno y 3 de yodo, no se cumple.

E: ¿Pero se tiene que cumplir o no?

R: No.

En la Cuestión 11, A15 pone de manifiesto que utiliza el modelo de las colisiones donde relaciona concentraciones con velocidades:

Escribió: *“Al añadirse reactivo, se produce un desequilibrio y se tiene que alcanzar una segunda situación de equilibrio. La velocidad directa será diferente que en el estado de equilibrio 1. La velocidad inversa aumenta, porque se está formando mucho producto y parte de este producto se tiene que transformar en reactivo para alcanzar el equilibrio 2”.*

(...)

E: ¿Por qué no puede volver al mismo valor que antes?

R: Porque es otro equilibrio y las cantidades son distintas, hay más cantidad porque hay más reactivo. Tiene que variar.

E: ¿Qué va a pasar con la concentración de reactivo en el equilibrio final?

R: Aumentará. Un poco aumentará.

E: ¿Aumentará en la proporción de todo lo que le pusiste o menos?

R: No, menos. Porque se va a formar producto.

(...)

E: ¿Entonces por qué al final la velocidad directa no queda igual que al inicio?

R: Porque hay distintas concentraciones tiene que aumentar un poco más su valor porque hay más reactivo.

(...)

E: ¿Y qué pasa con las velocidades?

R: También tienen que ser constantes.

E: ¿Y con respecto a las velocidades iniciales?

R: Eh, aumentará, por eso tiene que aumentar ésta, no puede disminuir porque tiene que ser igual.

E: Aumenta porque también aumenta la concentración de productos. Otra pregunta: si tu agregas más reactivo aumenta la velocidad directa ¿de acuerdo al principio de Le Chatelier no tendría que disminuir la inversa?

R: No, no dice eso. Tiene que aumentar para que alcance el mismo valor que la directa.

El A12 sostuvo en la entrevista inicial las siguientes ideas: (a) que la composición del sistema en equilibrio debía corresponderse con los coeficientes estequiométricos de la ecuación química, (b) que tenía que juntarse cierta cantidad de producto para comenzar la reacción inversa y (c) que el equilibrio es un estado único, con concentraciones y velocidades constantes a las que se vuelve después de una perturbación. En la siguiente transcripción se aprecia cómo este alumno ha superado la primera de estas concepciones alternativas:

#### A12. Cuestión 9.

(...)

E: Bien, ¿en la parte 2 qué diferencia hay?

A: Que hay equilibrio. No hay reactivo limitante, porque al formarse C, C a su vez forma A y B.

E: Dibuja una posible situación final.

A: Pues habría de todo, habría de las tres especies.

E: A ver.

A: Habría de C, habría de A, habría de B (hace un dibujo con una molécula de cada especie).

E: ¿Una de cada una?

A: (piensa) Pues no sé, habría... en un principio habría dos moléculas de A y 3 de B. Podría quedar así por ejemplo (agrega otro circulito negro). Que estás formarán luego C (señalando una de A y una B) y estas se separasen (la de C).

E: En el equilibrio ¿qué cantidades tendrías presentes de cada una?

A: (silencio) Me van a quedar al final las mismas que hubiera tenido al principio, pero...

E: ¿Las mismas qué?

A: El mismo número de moléculas.

E: ¿De moléculas o de átomos?

A: De átomos.

E: ¿Por qué el recipiente está?

A: Está cerrado.

E: Ahora, ¿existe alguna relación entre las cantidades que están presentes en el equilibrio?

A:  $K_c$ .

E: Por ejemplo, ¿en el equilibrio siempre vas a tener presente igual número de moles de A que de B?

A: No, con tal que la proporción de la concentración de reactivo y producto sea siempre lo mismo, puede haber más moles de uno que de otro.

E: ¿Una vez que se ha alcanzado el equilibrio las concentraciones cambian con el tiempo?

A: No.

E: ¿En qué condiciones no cambian?

A: Cuando la temperatura permanezca constante.

En la siguiente transcripción, A12 muestra que relaciona correctamente concentraciones con velocidades de reacción y que no sostiene la idea del equilibrio único. Cuestión 23:

E: ¿Por qué la velocidad directa al final no es igual a la velocidad directa al inicio?

A: Porque al final hay más concentración de hidrógeno que al inicio.

E: ¿Y por qué la concentración de hidrógeno al final es más alta que al inicio?

A: Porque al añadirlo se forma más yoduro y al formarse más yoduro también se forma más hidrógeno.

E: ¿Si se agrega más hidrógeno el principio de Le Chatelier que te dice?

A: Que el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

E: ¿Para?

A: Para compensar.

E: ¿En qué medida? ¿Compensar qué?

A: La  $K_c$ , compensar las concentraciones.

E: La perturbación fue agregar más hidrógeno, entonces ¿compensa qué?

A: El aumento de hidrógeno.

E: ¿Compensarlo parcialmente o totalmente?

A: Casi, pero no del todo.

E: O sea parcialmente. ¿Y qué pasa con la velocidad inversa? ¿De qué depende la velocidad inversa?

A: De las concentraciones de yoduro. Al agregar más hidrógeno se formaría más yoduro y la velocidad también aumentaría, hasta estabilizarse y quedar igual que la otra en el equilibrio.

Finalmente al A12 se le solicita que realice una síntesis sobre las características de un sistema en equilibrio químico:

E: Por último, ¿cómo es un sistema en equilibrio? ¿cómo lo visualizas? ¿Qué imagen tienes ahora?

A: A nivel moléculas, a nivel microscópico está todo el rato moviéndose y variándose para permanecer en ese equilibrio, porque a nivel macroscópico no cambia o sea las concentraciones siguen siendo las mismas, sin embargo los átomos se están moviendo, el equilibrio está variando de un lado a otro para...

E: ¿En qué forma se esta moviendo?

A: Están uniéndose y desuniéndose.

E: ¿Y por qué no cambian las concentraciones?

A: Porque la velocidad de formación de los productos y la velocidad de formación de los reactivos es idéntica.

E: Si tu perturbas el sistema ¿qué característica tienen los sistemas en equilibrio?

A: Que tratan de compensar la perturbación.

E: ¿Compensar la perturbación o el efecto de la perturbación?

A: El efecto, con el efecto contrario y parcialmente.

El A39 mantuvo en la entrevista inicial las siguientes concepciones: (a) composición estequiométrica del sistema en equilibrio, (b) comportamiento pendular y (c) ecuación química igual a situación experimental.

#### A39 Cuestión 1:

(...)

E: ¿Por qué has dibujado 2, 2 y 2?

L: Pues he estado intentando hacerlo de forma que quede así.

E: ¿Tienen que estar en esta relación 1, 1 y 2 (como los coeficientes estequiométricos) o no?

L: Eh (piensa)... Esto es en el equilibrio... bueno, no sé.

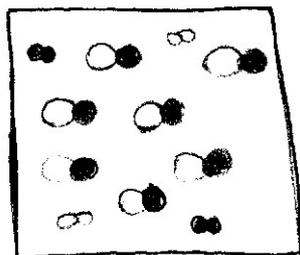
E: ¿Tienen que estar en relación a los coeficientes estequiométricos o no?

L: No es necesario ...

La alumna A41 evidenció dudas sobre la composición del sistema en equilibrio en la entrevista inicial, dado que no estaba segura si las especies estaban presentes en cantidades iguales a los coeficientes estequiométricos. También escribió la ecuación química igual a la situación experimental.

Con respecto a la superación de la concepción estequiométrica, A41 menciona en la Cuestión 1:

D: Pues yo he puesto que aquí esto representa un equilibrio (Dibujo), si  $K_c$  es muy alta es porque está muy desplazado hacia la derecha, o sea en el sentido en que se producen muchos productos. Entonces habrá gran cantidad de productos y poco reactivos.



E: ¿Las cantidades que están presentes guardan la relación 1, 1 y 2?  
D: No, yo no he puesto que guarde...  
E: ¿Puedes tener cantidades presentes en el equilibrio sin que guarden la relación de los coeficientes estequiométricos?  
D: Sí.  
E: ¿Qué es lo que relaciona las cantidades presentes en el equilibrio?  
D: La constante de equilibrio.  
E: ¿Esto lo aprendiste a lo largo de esta propuesta de enseñanza o lo sabías de antes?  
D: Yo creo que lo sabía, pero ya con esto... ya se me ha quedado bien en la cabeza.  
E: ¿Qué observarías en este sistema de equilibrio si lo miras después de un tiempo a temperatura constante?  
D: Pues que sigue igual, lo que pasa es que como es un equilibrio dinámico, puede que se hayan mezclado entre sí. Que sigue igual, que el equilibrio es el mismo, lo que pasa es que los átomos se han mezclado entre sí, pero guardan las mismas proporciones.  
E: ¿Las concentraciones cambiaron?  
D: No.  
E: ¿La reacción se sigue produciendo?  
D: Sí.  
E: ¿Y cómo puede ser que las reacciones se sigan produciendo y no cambien las concentraciones?  
D: Porque las velocidades son iguales (muy segura).

En la entrevista inicial A41 había sostenido que si la velocidad directa aumentaba ante una perturbación la inversa debía disminuir. En la entrevista final supera esta concepción:

#### A41. Parte C1 Test de Proposiciones:

E: (Va leyendo las proposiciones) (lo subrayado son las respuestas iniciales de D).  
D: Es que si aumenta la concentración de monóxido, pues para contrarrestarlo tendrá que reducirse la concentración, la concentración de  $\text{Cl}_2$  también tendrá que decrecer para que se forme el producto  $\text{NOCl}$ .  
E: ¿Por qué va a decrecer también la de cloro?  
D: Para que se formen los productos.  
(...)  
E: Cuando la concentración de  $\text{NO}$  es incrementada, la velocidad de reacción directa...  
D: Aumenta, para que se forme el producto. Porque aumenta la... porque empiezan a formarse los productos...  
E: ¿Cómo son las velocidades respecto a las concentraciones?  
D: A más concentración mayor la velocidad.  
E: ¿Qué modelo estás usando para explicar eso?  
D: Hay más número de choques.  
E: El modelo de las colisiones. ¿Por qué has puesto que aumentará la  $v_i$  en la 10.2?  
D: Porque si aumenta la directa tiene que aumentar la inversa.  
E: ¿Y qué va pasando con la concentración del producto?  
D: Como aumenta el producto pues aumenta la inversa para que aumenten los reactivos.  
(...)  
D: Esto está mal (por la 11.2) No serán iguales serán mayores. Pues por eso... porque tenemos más cantidad de productos, más cantidad de reactivos, y entonces hay más choques y aumenta. La constante de equilibrio sí será igual.

Por último, y a modo de cierre, se transcribe un fragmento de las entrevistas donde A41, junto con A42, evaluaron positivamente el trabajo realizado:

E: ¿Aprendieron algo con esta propuesta? (a M-A42- y a D-A41-)

D: Me sirvió para eso de las velocidades que no lo tenía nada claro, y exactamente cómo influye la temperatura, la presión y las concentraciones.

E: ¿Con respecto a la imagen que tienen ahora de un sistema en equilibrio qué pueden decir?

D: Pues que un equilibrio es un equilibrio, que aunque modifiques las condiciones tiende al equilibrio otra vez.

M: Tengo una visión más clara porque antes, yo pienso que para este tema tienes que saber cosas puntuales y antes si no las sabías pues en cuanto hacías una cosa mal ya todo lo tenías complicado.

E: ¿Ahora mejoró la imagen mental, el modelo, de un sistema en equilibrio?

D: Sí. Antes oías que está en equilibrio, muy bien las dos flechas y ya está. Y yo siempre eso de las flechas ponía una y no sabía por qué las dos.

E: ¿Ahora relacionan las cantidades presentes con la constante y no con los coeficientes en el equilibrio?

M: Sí.

D: Sí.

E: ¿Les sirvió entonces?

D, M: Sí.

En el cuadro siguiente (Cuadro 7.7) se observa la extensión en que se presenta la **concepción estequiométrica del equilibrio** en los alumnos entrevistados en las dos oportunidades, al inicio y al final de la Propuesta Didáctica. Como ya se ha mencionado, el grado de extensión de esta concepción alternativa es uno de los principales hallazgos de la presente investigación. Esta concepción sobre la composición del sistema en equilibrio químico está en el origen de otras respuestas que dan los estudiantes y, a su vez, aporta elementos para evaluar el tipo de enseñanza que han recibido los estudiantes.

Cuadro 7.7: Presencia de la concepción estequiométrica del equilibrio en las entrevistas, antes y después de la propuesta didáctica.

Alumnos	Nº	Entrevista Inicial	Entrevista final
Biología	12		
	13		
	14		
	15		
	16		
	17		
Geología	31		
	32		
	34		
	35		
	36		
	37		
	38		
	39		
	41		
	42		

- Totalmente
- Parcialmente
- No presente

Se verifica un efecto positivo de la Propuesta Didáctica sobre el sostenimiento de la concepción estequiométrica del equilibrio químico.

### 7.3.6 Resultados del Test de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica

Luego de la entrega, a los alumnos de los grupos experimentales, de los tests finales corregidos se les administró el test tipo Likert de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica (Anexo 5), para evaluar las opiniones de los estudiantes acerca del contenido, de la metodología y de su participación en ella.

En el encabezado del test se preguntaba sobre la asistencia a las 5 sesiones y si habían completado los tres módulos. Esto permitió descartar de la muestra considerada algunos alumnos que no habían asistido a ella, dado que se considera la experiencia de trabajo grupal como una vivencia insustituible. El número de test descartados fue menor al 5%.

Los resultados obtenidos en el test de actitudes mostraron una media de 3,9 (desviación estándar 0,4) para un máximo de 5. Los resultados agrupados por categorías se indican entre paréntesis, en la siguiente enumeración:

- a. Evaluación general del trabajo propio realizado (4,0)
- b. Evaluación de la contribución de las actividades al aprendizaje (3,6)
- c. Evaluación de la metodología de las sesiones
  - c.1 En general (4,0)
  - c.2 En los distintos momentos (4,1): individual (4,3), grupo pequeño (3,8), puesta en común (4,4)
- d. Evaluación sobre la participación propia en distintos momentos (4,0): individual (3,5), grupo pequeño (4,6), puesta en común (4,3)
- e. Evaluación del contenido de los módulos (4,1)
- f. Evaluación sobre el aprendizaje de modelos (4,0)
- g. Percepción de las dificultades propias y/o concepciones iniciales (3,6)
- h. Evaluación crítica de la enseñanza recibida con anterioridad (3,5)

Los estudiantes destacaron como positivo el trabajo realizado en general y, en particular, a la metodología de las sesiones con sus tres momentos (individual, grupo pequeño y puesta en común general). Con respecto a su participación durante la propuesta señalaron su compromiso en el grupo pequeño. También rescataron el contenido de los módulos en lo que se refiere a la presentación de las actividades y al uso de gráficos y representaciones con partículas.

En los siguientes ejemplos, donde los estudiantes mostraron los puntajes más altos, se aprecia que la mayoría de ellos estuvo muy en desacuerdo con estas afirmaciones negativas (se incluye entre paréntesis la categoría y el puntaje promedio): “mi participación a lo largo del trabajo fue escasa” (a; 4,4), “las puestas en común realizadas con el profesor no eran necesarias” (c.4; 4,6), “no participé activamente en las discusiones en el grupo” (d.2; 4,6) y “el contenido conceptual del material era inadecuado” (e; 4,4).

Por otra parte, las afirmaciones que recibieron los menores puntajes fueron: “las últimas actividades, aunque más difíciles, las trabajé mejor” (b; 3,3), “prefiero en la enseñanza más actividades de este tipo y menos ejercitación numérica” (b; 3,3), “se dispuso de tiempo suficiente para la discusión en pequeño grupo” (c.3, 3.0), “he comprobado que era poco lo que sabía o entendía del tema antes de ingresar en la universidad” (g; 2,6) y “un obstáculo pare el aprendizaje del equilibrio químico fue no haber observado alguno en las prácticas en la universidad” (h; 3,2). Posiblemente estas afirmaciones constituyen también las que presentaron mayor dificultades para su comprensión.

Los puntajes promedios en cada una de las afirmaciones clasificadas de acuerdo a los aspectos indagados descriptos anteriormente se muestran en la etapa siguiente (Capítulo 8), donde se realiza un análisis comparativo en los resultados obtenidos por alumnos de ambos países (España y Argentina).

## **7.4 Discusión**

A continuación se discuten dos aspectos centrales que surgen del análisis de los resultados obtenidos de la indagación, con distintos instrumentos, del conocimiento de los alumnos acerca del equilibrio químico. Estos aspectos son: (1) el análisis de las respuestas de los alumnos como modelos mentales y (2) la definición de modelos mentales sobre el equilibrio químico.

### **7.4.1 El análisis de las respuestas de los alumnos como modelos mentales**

Con las entrevistas, además de ampliar el conocimiento de los alumnos sobre el equilibrio químico, se intentó verificar las explicaciones, sobre el origen de las concepciones alternativas, emitidas en el análisis de los resultados obtenidos en la etapa experimental preliminar, en la que se utilizó el Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico. Efectivamente, dos de las concepciones más extendidas que surgieron de la administración del test, se refieren a la constancia de las concentraciones y de las velocidades en sucesivas situaciones de equilibrio que se alcanzan después de perturbaciones. De allí surgió la hipótesis explicativa de si algunos sujetos habían construido una imagen del equilibrio químico como un estado único, donde el sistema en equilibrio contrarresta totalmente el efecto de una perturbación, retornando al estado de equilibrio original con las mismas concentraciones y velocidades iniciales.

Esta concepción alternativa tenía su correlato en el enunciado expresado del principio de Le Chatelier. Para muchos este principio es enunciado como “la capacidad del sistema de compensar totalmente el efecto de una perturbación”. En las entrevistas realizadas este principio fue enunciado de una variedad muy diversa de formas, incluso aplicado en forma consecutiva, con lo cual se confundían el efecto de la perturbación con la perturbación misma.

Como ya se ha discutido previamente, la idea del equilibrio como un estado único puede estar sustentada por las imágenes que han construido los alumnos a partir de analogías físicas empleadas en la enseñanza y por la influencia de los significados que se dan al término equilibrio en el lenguaje cotidiano, como la idea de igualdad e equivalencia de los equilibrios mecánicos como en la balanza.

Pero, como mostraron las entrevistas, para muchos alumnos estas ideas de compensación total de la perturbación y estado único, provienen de asumir que la composición del sistema en equilibrio se corresponde con los coeficientes estequiométricos de la ecuación química. Así, para estos estudiantes, el sistema compensa totalmente los efectos de la perturbación para alcanzar nuevamente la composición “estequiométrica” del equilibrio. Estas ideas del equilibrio único y de la composición estequiométrica parecían subyacer detrás de muchas de las respuestas emitidas por los entrevistados.

Por otro lado, en las transcripciones de las entrevistas se encuentran suficientes ejemplos que permiten reconocer como modelos mentales a las representaciones internas de los sujetos. Dado que dichas representaciones cumplen con las características de los modelos mentales: son un tipo de representación analógica (preserva la estructura de lo que se supone representa), son provisionales (son dinámicas, se van adecuando), son contextuales (dependen de la situación, de la pregunta), son funcionales (cumplen para los individuos las funciones de los modelos: descriptivas, explicativas y predictivas).

A continuación se presentan ejemplos de transcripciones que proveen evidencia sobre estas cuatro características de los modelos mentales:

### **1) Naturaleza analógica**

Los resultados en las entrevistas y módulos han mostrado que los alumnos describen, explican y predicen el comportamiento de un sistema químico en equilibrio siguiendo una correspondencia estructural o analógica con la ecuación química. Así, se observó que:

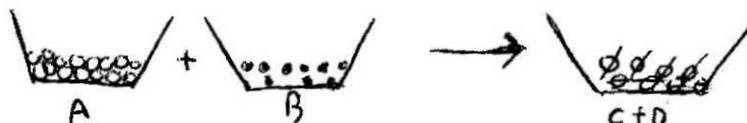
- Tienen una imagen compartimentada del sistema, donde los reactivos se ubican en un recipiente a la izquierda y los productos a la derecha.
- Las cantidades presentes en una situación experimental deben ser iguales o proporcionales a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química ajustada.
- Las flechas de la ecuación química representarían conductos reales que permitirían el paso o transferencia de materia para que el equilibrio se logre.

A continuación se brindan algunos ejemplos de respuestas analógicas, que se extraen del análisis de las entrevistas iniciales, que aportan evidencia sobre esta característica de las representaciones de los alumnos.

Por ejemplo, el A37 en la Cuestión 9, expresa la situación experimental en forma análoga a la ecuación química: compartimentada, composición igual a cantidades estequiométricas. También en la Cuestión 2, presenta al equilibrio como

compartimentado, y afirma que no hay reacción si no se abre la válvula que une los dos recipientes dibujados.

El A10 escribió la ecuación química genérica  $A + B + \dots \rightleftharpoons C + D + \dots$  y realizó un dibujo compartimentado donde reactivos y productos se encuentran en distintos recipientes separados por las flechas:



El A39 combina varias concepciones todas con un carácter analógico: ecuación química igual a situación experimental, composición igual a coeficientes estequiométricos, equilibrio igual a la mitad de los coeficientes, equilibrio compartimentado al considerar el reactivo en exceso, imagen macro de una molécula como una unidad discreta (un mol igual a una molécula), no equilibrio si hay reactivo limitante con respecto a la estequiometría de una reacción que se completa, comportamiento pendular para explicar la composición estequiométrica.

*El entrevistado A35 en la Cuestión 14, además de mantener la idea de la composición estequiométrica del sistema, transfiere propiedades macro a lo micro. Considera el volumen de las moléculas en forma analógica a las experiencias perceptibles.*

Los alumnos que mantienen la concepción pendular u oscilante del equilibrio sostienen que todo el reactivo se convierte en producto y, posteriormente, todo el producto en reactivo y así sucesivamente. Esta idea constituye una visión macroscópica y analógica del equilibrio. Por ejemplo, el A36 en la Cuestión 6 se adhiere a esta idea pendular del equilibrio químico.

En la Actividad 8 del módulo 1, las palabras que más asociaron con “equilibrio” fueron estático, igualdad, estabilidad, constante, balanza. Los significados cotidianos de la palabra equilibrio se refieren a equilibrios estáticos y de igualdad entre sus partes. Por ello los dibujos preferidos fueron: una balanza, una ecuación química y un equilibrio hidrostático entre dos recipientes con un líquido. Por ejemplo, el A12 se refirió al equilibrio como: “Cuando los componentes de un sistema se encuentran en iguales condiciones”. Otro alumno sostuvo: “Un sistema en el que las condiciones de los elementos son iguales ... y si se modifica uno de esos factores tiende a alcanzar de nuevo la condición inicial del sistema” (y dibujó un tubo en U con un líquido a igual nivel). Otro alumno, que había dibujado una balanza, escribió: “El equilibrio representa la estabilidad entre dos extremos”.

Estos equilibrios físicos se interpretan desde la analogía del equilibrio como igualdad de fuerzas, por ejemplo, un alumno escribió en la Actividad 8: “Estado en el que todas las fuerzas que actúan sobre un cuerpo se anulan”, en forma similar al modelo histórico centrado en las fuerzas abordado en el Capítulo 4.

## 2) Naturaleza situacional o contextual

Interesa evaluar cómo el enunciado de la cuestión influye en las respuestas de los alumnos. Por ejemplo, con respecto a la adhesión a la concepción compartimentada del equilibrio, se aprecia que la Cuestión 2 de las entrevistas favorece su aparición. En esta cuestión se presentan dos recipientes unidos por un conducto en el que se encuentra una válvula inicialmente cerrada, los reactivos se encuentran en el recipiente de la izquierda. Por el contrario, la Cuestión 3 que ya presenta el dibujo de un solo recipiente cerrado, o la Cuestión 6 en la que ya aparecen las partículas dibujadas en un solo recipiente representando una situación en equilibrio químico, no promueven una visión compartimentada del equilibrio. También la Cuestión 2 promueve el surgimiento de la idea pendular del equilibrio.

Por ejemplo, el A37 llega a sostener, en la Cuestión 2, que se tiene que abrir la válvula para que se produzca la reacción. Y, de una forma analógica con un sistema hidráulico, que se producirá la reacción inversa si la válvula sigue abierta. Esta cuestión fue empleada también como Actividad 3 del primer módulo de trabajo, en ella el A 20 afirma: “Si la válvula está cerrada queda igual. Dado que no se ha producido la separación”. También, en esta actividad, otro alumno sostiene que: “Aparecen los reactivos y los productos al ser un equilibrio. Por lo tanto pueden darse tanto el proceso directo como el indirecto al encontrarse la válvula abierta”. Estas respuestas aportan más evidencia sobre la naturaleza analógica de los modelos mentales de los estudiantes.

Algunos alumnos sostienen que no se alcanza el equilibrio si se mezclan los reactivos en cantidades tales que uno se encuentre en exceso con respecto al otro (como si fuera una reacción que se completa). Esta idea se presenta especialmente con la Cuestión 9, que indica, para la misma reacción, la ecuación química con una flecha y luego con dos flechas y menciona que se mezclan cantidades de reactivos en moles no iguales a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química.

La Cuestión 10, en la que aparece la ecuación química ajustada y la ecuación de  $K_c$  donde se han reemplazado los valores de las concentraciones en el equilibrio por los valores de los coeficientes estequiométricos, también favorece la aparición de la concepción estequiométrica del equilibrio. Por ejemplo, el A35 en esta cuestión se inclina hacia la idea de composición estequiométrica, al proceder por resolución mecánica, por costumbre de aplicar algoritmos, sin razonar conceptualmente.

El A6 en la Cuestión 3, que presenta la ecuación química ajustada para la síntesis del amoníaco, muestra una gran dependencia con la ecuación química y otros aspectos algorítmicos de la resolución de problemas, con una débil representación interna o microscópica del sistema químico.

En general, parecería que cuando el enunciado de la cuestión incluye la ecuación química ajustada, favorecería que los alumnos adopten ideas analógicas como las tres mencionadas en el punto anterior. Especialmente, que admitan que en el equilibrio las sustancias están presentes en cantidades iguales o proporcionales a los coeficientes estequiométricos.

La dependencia de las respuestas de los alumnos con la ecuación química que representa simbólicamente la reacción química correspondiente, es un indicador de la naturaleza situacional de los modelos mentales, de cómo se adecuan al contexto de la pregunta. A muchos se les pide que representen un sistema en equilibrio químico y recurren espontáneamente a una ecuación química ajustada con doble flecha.

Del análisis global de las entrevistas surgió la pregunta: ¿La presencia o no de la ecuación química en el enunciado de la cuestión es la variable que determina que los entrevistados incurran en una concepción estequiométrica de la composición del equilibrio?

Para contestar esta pregunta se analizó las respuestas dadas por los alumnos a la Cuestión 7: “Representa y dibuja un equilibrio químico”, cuyo enunciado no contiene la ecuación química de una reacción, a diferencia por ejemplo, de las cuestiones 1, 2 y 3 (Ver Anexo 4) que sí la incluyen. A continuación se sintetizan las respuestas brindadas a esta cuestión:

. El A9 escribió, al responder la Cuestión 7, una ecuación química ácido-base ajustada y representó con un dibujo con cantidades presentes iguales a las estequiométricas. En el transcurso de la entrevista no tenía claro si bastaba con la ecuación química para calcular el valor de la constante de equilibrio.

. El A10 escribió la ecuación química genérica  $A + B + \dots \rightleftharpoons C + D + \dots$  y realizó un dibujo compartimentado donde reactivos y productos se encuentran en distintos recipientes separados por las flechas. En la entrevista aceptó que en el equilibrio tienen que estar presentes todas las especies y, aunque al comienzo dudó si éstas tienen que estar presentes en cantidades iguales a un mol, no mantuvo la composición estequiométrica.

. El A13 escribió la ecuación  $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$  y dibujó las especies como moleculares en un recipiente, como si fueran gases, en cantidad igual a los coeficientes estequiométricos.

(...)

E: ¿Y siempre hay dos de agua?

J: Si existiesen cuatro de agua pues en el equilibrio habrían dos iones sodio, dos  $\text{H}_3\text{O}^+$  y dos de sosa.

. El A19 escribió la ecuación  $\text{H}_2 + \text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$  y sostuvo la idea de que las concentraciones deben ser iguales entre sí; dibujó como gases dos de cada una de las especies en un recipiente.

(...)

A: Pues en el dibujo serían otras dos de hidrogeno, otras dos moléculas y dos átomos de oxígeno.

E: ¿O sea las cantidades presentes en el equilibrio químico estarían dadas por los coeficientes estequiométricos de la ecuación química?

A: No, pues si, en este caso si, pero tampoco tienen por qué. Lo que yo entiendo es que los coeficientes son como las proporciones en las que están las especies, que es de 2 a 1...

. El A23 no representó una ecuación química, en su lugar dibujo un gráfico velocidad versus tiempo, donde la velocidad directa disminuye y la inversa aumenta hasta que se igualan y permanecen constantes. Sin embargo, en la entrevista dudó sobre

la composición del sistema, no tuvo claro si se corresponde o no con los coeficientes estequiométricos.

En definitiva, al analizar las respuestas dadas a la Cuestión 7, se aprecia que la mayoría de los alumnos que contestaron esta cuestión en la que no figura en su enunciado la ecuación química, recurrieron espontáneamente a una para representarlo y sostuvieron la idea estequiométrica de la composición del equilibrio. Esto permitiría afirmar que la idea estequiométrica de la composición de un sistema químico es un esquema más estable que podría constituir una teoría de dominio en la química.

### 3) Naturaleza dinámica de los modelos mentales

La dinámica de los modelos mentales, se puso de manifiesto continuamente durante las entrevistas, los modelos se fueron adecuando a medida que a los entrevistados se les generaron inconsistencias. Lo mismo ocurrió con la discusión en pequeño grupo en la contestación de los módulos de actividades. Como ya se mencionó, el efecto de la discusión en pequeño grupo fue notorio en cuestiones “más sencillas” relacionadas quizás con faltas de atención o interpretación, en cuestiones que no habían sido pensadas o explicitadas antes; en cambio, ante las cuestiones relacionadas con las concepciones alternativas más extendidas, el efecto de las discusiones fue menor.

El entrevistado A33, en la Cuestión 2, acomodó su concepción estequiométrica, a la idea de que deben coexistir todas las especies en el equilibrio. Durante su argumentación perfeccionó o adecuó sus modelos mentales.

(...)

E: ¿Y puede quedar así dos de yodo, dos de hidrógeno y cuatro de HI?

M: No, porque si tienes dos de HI ya no te quedan reactivos.

E: Pero tu has dicho 2, 2 y 4.

M: Serían 2, 2 y 6, no 2, 2 y 4.

E: ¿Por qué?

M: Pues por la regla estequiométrica ésta. Si tienes 2 de yodo y 2 de hidrógeno se forman dos veces HI, si partes de una situación inicial de 2, pues serían 4 de HI.

E: ¿Entonces sí podrías tener 2, 2 y 4?

M: Yo creo que más bien tendríamos 1, 1 y 3. Porque la reacción está en equilibrio tienen que estar todas las sustancias presentes, no tiene que estar solo el HI.

Al entrevistado A21 en la Cuestión 15, la idea de composición estequiométrica no lo convence, o presiente que no es correcta y recurre a la dicotomía ideal versus real (ver Apartado 7.3.2.1). En ella lo ideal corresponde a una situación donde las cantidades presentes son iguales a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química (el modelo) y lo real, es la situación experimental, situación donde participan muchas partículas.

También el A31 en la Cuestión 3, consideró como situación ideal a la que es igual a composición estequiométrica. Una perturbación, por ejemplo un cambio de la temperatura, puede justificar que la constante de equilibrio sea muy baja o muy alta y que, por tanto, la composición cambie de la estequiométrica o “ideal”.

(...)

E: La pregunta es ¿las concentraciones presentes en el equilibrio están dadas por los coeficientes estequiométricos?

P: Sí.

E: Entonces todas las constantes de equilibrio serían medianas, no tendrías reacciones con constantes altas o bajas.

P: Pero, como tu has dicho antes, aquí interviene la temperatura, ¿no?

El entrevistado A2, en la Cuestión 1, fue modificando sus modelos mentales, dado que los percibió como incompletos. Tomó elementos de la teoría, como algunas proposiciones aisladas. Supo formular la ecuación de  $K_c$  correctamente, pero su imagen de un sistema en equilibrio químico estuvo muy asociada a la ecuación química.

La concepción pendular surge como respuesta a una pregunta en la que tratan de acomodar sus modelos mentales a ciertas contradicciones que se les presentan por sostener imágenes estequiométricas de la composición del sistema. Por ejemplo cuando se les solicita que interpreten la reacción en equilibrio químico:  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ , al sostener que en una situación de equilibrio están presentes un mol de cada reactivo y dos moles de producto, y ante la pregunta del entrevistador sobre cómo se formaron esos dos moles de yoduro (a partir de los moles de reactivos y por lo tanto no podrían estar presentes los cuatro moles), estos alumnos explican esta contradicción con la idea pendular del equilibrio: “primero se forman los dos moles de HI y luego esos dos moles forman uno de hidrógeno y uno de yodo y así sucesivamente”. En algunas ocasiones esta idea proviene de dificultades en la interpretación de la ecuación química, por ejemplo cuando consideran los coeficientes como número de moléculas presentes y, por ello, nunca podrían estar los reactivos y los productos juntos.

El A21, al ser entrevistado sobre la Cuestión C4 del cuestionario final, recurrió a la categoría de catalizador negativo y positivo, para hacer frente a la contradicción que se le plantea sobre la función de un catalizador en una situación de equilibrio químico y su idea de que produce una mayor concentración de producto.

El A38 para mantener su concepción estática del equilibrio (Cuestión 9) recurrió a una interpretación macroscópica de las velocidades de reacción. Otros, que tampoco asumieron el modelo de las colisiones, afirmaron que si la velocidad directa aumenta la velocidad indirecta disminuye ante una perturbación, por ejemplo el A10 ante la Cuestión 11.

Por último, otro ejemplo de cómo los estudiantes modifican sus respuestas para dar cuenta a las contradicciones que surgen, se observó en el caso de algunos que recurrieron al modelo de equilibrio preexistente como imagen de la aproximación del sistema al equilibrio, donde aplicaron argumentos tipo Le Chatelier a la situación inicial (de no equilibrio), para explicar que la  $K_c$  pueda tener un valor muy alto, en el marco de su idea estequiométrica de composición del equilibrio.

#### 4) Naturaleza funcional

Como ya se mencionó los modelos mentales cumplen para los individuos las funciones de los modelos (descriptivas, explicativas y predictivas) sobre cómo funcionan las cosas y los sistemas. Las personas ponen a prueba el modelo y lo modifican con el fin de llegar a una funcionalidad que los satisfaga.

Los modelos mentales son representaciones dinámicas que son manipuladas mentalmente para proveer explicaciones causales. Los estudiantes basan sus inferencias en la causalidad, generalmente lineal. Por ejemplo, la siguiente secuencia causal lineal, se escuchó con frecuencia: “Con la aportación de calor, aumenta de temperatura, aumenta de velocidad directa, disminuye la velocidad inversa”. Otro tipo de causalidad está ligada a que una causa “directa” puede producir el efecto contrario o efecto “inverso”; de una manera similar a la aplicación del principio de acción y reacción: “la velocidad directa aumenta (la causa), la velocidad inversa disminuye (el efecto)”.

Algunos entrevistados llegaron a la idea del equilibrio químico como un estado único (las perturbaciones son contrarrestadas totalmente) porque concibieron al equilibrio químico como una situación estequiométrica; es decir, aseguran que se retorna al equilibrio inicial porque el sistema tiene que alcanzar nuevamente la composición estequiométrica original. Por ejemplo, el A29 en la Cuestión 1 declaró que se compensa totalmente la perturbación para volver a la composición estequiométrica. El “destino” o función del sistema es mantenerse en “equilibrio”.

En la actividad 25 del tercer módulo, muchos estudiantes sostuvieron la idea de que el agregado de catalizador sólo favorece la reacción directa y justificaron su respuesta indicando que la función de un catalizador es “obtener más producto”.

En definitiva, las explicaciones recurren a un pensamiento causal y finalista, en lugar de recurrir a un pensamiento legal, basado en leyes y teorías, por ejemplo, en la teoría cinética de los gases y en la teoría de las colisiones.

Ya se ha abordado el hecho de que los modelos mentales pueden ser parcialmente analógicos y parcialmente proposicionales. Las personas pueden manejar definiciones y relaciones matemáticas, las que no siempre pueden interpretar a la luz de un modelo. Por ello a veces recurren a información verbal como el principio de Le Chatelier o a la formulación de la ecuación química de una forma dogmática.

#### **7.4.2 Modelos mentales sobre el equilibrio químico**

De las respuestas de los alumnos, fundamentalmente en las entrevistas y de las otras fuentes de información mencionadas anteriormente, se pueden inferir los siguientes modelos mentales:

*Equilibrio estequiométrico:* “El equilibrio se alcanza cuando las concentraciones de las especies son iguales (o proporcionales) al valor de sus coeficientes estequiométricos”. “El equilibrio se restablece luego de una perturbación alcanzando nuevamente las cantidades estequiométricas”.

*Equilibrio único:* “Después de una perturbación el sistema logra otro estado de equilibrio igual al equilibrio inicial” “Alcanza la misma situación de equilibrio con concentraciones de las especies y velocidades iguales al equilibrio inicial” “El sistema compensa totalmente el efecto de una perturbación”.

*Equilibrio igualdad:* “El equilibrio se alcanza cuando la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos”.

*Equilibrio estático:* “Cuando se alcanza el equilibrio químico las concentraciones no cambian y las reacciones no se siguen produciendo” “El equilibrio se concibe sin cambios, tal como se percibe”.

*Equilibrio compartimentado:* “Los reactivos se hallan en un recipiente y los productos en otro”. “Los reactivos en el lado izquierdo y los productos en el lado derecho”. “Se puede manipular cada lado de la ecuación en forma independiente del otro”.

*Equilibrio pendular:* “Primero debe completarse la reacción directa para que comience la reacción inversa”. “Primero un mol de hidrógeno y un mol de yodo forman dos moles de yoduro de hidrógeno y luego esos dos moles vuelven a formar un mol y un mol y así sucesivamente”.

*Equilibrio mecánico:* “La reacción inversa comienza cuando se ha acumulado una cierta cantidad de productos”. “Si la velocidad directa aumenta la inversa debe disminuir”. “El equilibrio es como una balanza de platillos”.

*Equilibrio perturbado:* “Un sistema en equilibrio químico puede tener una constante de equilibrio muy alta porque el sistema está perturbado y desplazado hacia los productos de acuerdo al principio de Le Chatelier”.

*Equilibrio preexistente:* “Se puede aplicar el principio de Le Chatelier a la situación inicial (de no equilibrio)”. “En la aproximación al equilibrio se parte de un equilibrio químico preexistente que es perturbado”.

No todos estos modelos mentales tendrían el mismo nivel de generalización, algunos pueden explicarse por la presencia de otros. Por ejemplo, en las entrevistas realizadas se puso de manifiesto que el modelo estequiométrico subyace, directa o indirectamente, en la mayor parte de los demás modelos. Este aspecto, que está relacionado con la pregunta qué hay detrás de los modelos mentales identificados para el equilibrio químico, se abordará en el próximo capítulo, cuando se disponga de los resultados obtenidos con alumnos argentinos.

## 7.5 Conclusiones

En esta etapa de la investigación se ha trabajado con cuatro grupos de alumnos de la Universidad Complutense de Madrid que partieron con similares condiciones iniciales y trayectorias educativas previas. Para cada carrera (Biología y Geología) se eligió un grupo de control y otro experimental con el que se llevó adelante la Propuesta Didáctica y también las entrevistas finales. Todos los grupos de alumnos completaron el cuestionario inicial y el cuestionario final que consistió en el Test de Proposiciones

sobre el Equilibrio Químico, y una muestra numerosa de ellos participó en las entrevistas iniciales.

La realización de las entrevistas y el análisis de sus resultados fueron los hechos más enriquecedores en esta etapa. Se discutieron algunos antecedentes del uso de entrevistas en la enseñanza de las ciencias y sus aspectos metodológicos. La concreción de un guión para las entrevistas constituyó un logro importante. Las entrevistas fueron de tipo clínico, semiestructuradas y trataron sobre ejemplos. A cada sujeto se le suministró sucesivamente dos cuestiones y tiempo para pensarlas; la primera cuestión exploró la imagen que poseen los estudiantes sobre un sistema en equilibrio químico (origen, características, condiciones, composición) que, como ya se mencionó, no es la cuestión más indagada en las investigaciones. Las investigaciones se han concentrado, generalmente, en la segunda cuestión: las predicciones de los estudiantes sobre la evolución de un sistema en equilibrio ante una perturbación.

Las respuestas escritas en los espacios dedicados a las respuestas individuales en los tres módulos de actividades, junto con las modificaciones que introdujeron en el espacio destinado a las conclusiones grupales, también aportaron información muy interesante.

A continuación se enumeran las principales conclusiones de esta etapa y la medida en que se han cumplido los objetivos propuestos en la introducción de este capítulo.

### **1. Los resultados de las entrevistas iniciales y de la resolución de los módulos confirmaron la presencia de las seis concepciones alternativas definidas en el estudio experimental preliminar.**

El análisis de las entrevistas permitió la identificación de las concepciones alternativas y la determinación del grado de extensión de las mismas. Todas estas concepciones, sostenidas por varios estudiantes, fueron ejemplificadas a través de numerosos fragmentos de las transcripciones realizadas y con los dibujos hechos por los entrevistados.

De los resultados obtenidos en las entrevistas iniciales (Tablas 7.3 y 7.4) se aprecia que la Concepción alternativa 1 (CA 1) fue sostenida, en alguna medida, por el 19% de los entrevistados, la CA 2 por el 27%, la CA 3 por el 38%, la CA 4 por el 28%, la CA 5 por el 20% y la CA 6 por el 43%.

De los resultados obtenidos de la resolución individual de los módulos de enseñanza se desprende que la CA 1 es sostenida por 24% de los alumnos (actividad 12), la CA 2 por el 15% (actividades 16 y 17); la CA 3 por un 44% (actividad 21a), la CA 4 por el 47% y 66% (actividades 21b y 23), la CA 5 por el 20% (actividad 20) y la CA 6 por el 40% (actividad 25).

En definitiva, los resultados obtenidos en las entrevistas iniciales y en la resolución de los módulos confirman el sostenimiento de las seis concepciones alternativas identificadas con el test TPEQ.

## **2. La Propuesta Didáctica desarrollada en esta investigación fue un recurso eficaz en la enseñanza del equilibrio químico dado que los estudiantes que participaron en ella mostraron cambios significativos en sus concepciones originales y en la organización de su conocimiento.**

El análisis comparativo de las respuestas dadas por los alumnos en las entrevistas iniciales y en las entrevistas finales, permitió descubrir cómo los estudiantes habían superado la mayoría de sus ideas erróneas relacionadas con los aspectos relevantes de la temática. Por ejemplo, la concepción estequiométrica de la composición de un sistema en equilibrio químico se encontró, en las entrevistas iniciales, en 15 de los 16 alumnos; en cambio, en las entrevistas finales, esta concepción estaba presente parcialmente en sólo cinco de los entrevistados en las dos oportunidades (Cuadro 7.7). Estas mejoras se debieron a cambios en la organización del conocimiento de los estudiantes, que se pusieron de manifiesto en explicaciones que se apoyaban en los modelos intermediarios abordados en la Propuesta Didáctica. A modo de ejemplo, en las transcripciones de la segunda entrevista se aprecia que el estudiante A15 utiliza el modelo de las colisiones, donde relaciona explícitamente concentraciones con velocidades, para predecir lo que le ocurrirá al sistema ante una perturbación.

El análisis de los resultados del cuestionario final TPEQ mostró, para ambas carreras, que se encontraron diferencias estadísticamente significativas en el sostenimiento de concepciones alternativas entre el grupo de control y el grupo experimental (Tablas 7.32-7.35 y 7.37-7.40). Estas diferencias se debieron al tratamiento: a la participación y realización de la Propuesta Didáctica basada en modelos. En este sentido, se cumplió uno de los principales objetivos del trabajo realizado y se **contrastó la Hipótesis I formulada en la introducción de este capítulo.**

En definitiva, la secuencia de actividades, y su presentación a través de representaciones con partículas y gráficos lineales, mostraron su utilidad en la construcción de los cuatro modelos intermediarios a los que apuntaba la propuesta de enseñanza. La aplicación de los mismos permitió superar muchas concepciones alternativas.

## **3. Por las características de los módulos de enseñanza, los estudiantes evaluaron positivamente la Propuesta Didáctica, destacaron su participación activa en ella y reconocieron haber aprendido.**

Como se mostró en el Apartado 7.3.6, donde se analizaron los resultados obtenidos en el Test de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica, las opiniones de los alumnos fueron muy positivas, con un puntaje promedio de 4 para un máximo de 5. Los estudiantes de los grupos experimentales emitieron opiniones favorables sobre el trabajo realizado en general y, en particular, sobre la metodología de las sesiones con sus tres momentos (individual, grupo pequeño y puesta en común general). Con respecto a su participación durante la propuesta señalaron su compromiso en el grupo pequeño. También rescataron el contenido de los módulos en lo que se refiere a la presentación de las actividades y al uso de gráficos y representaciones con partículas.

Desde lo afectivo, el material de trabajo predispuso positivamente a los estudiantes, por ser “atractivo a la vista”, sobre todo por la inclusión de imágenes y

gráficos. También porque el material les resultó interesante, dado que percibieron que trataba de cuestiones sencillas y básicas del fenómeno que, sin embargo, no conocían o les despertaban dudas e inquietudes.

#### **4. Las respuestas dadas por los estudiantes en las entrevistas y módulos permitieron verificar las explicaciones que se formularon sobre el origen de las seis concepciones alternativas encontradas en el estudio preliminar.**

Se han cumplido los objetivos planteados para la realización de las entrevistas, en lo que se refiere a lograr la profundización de los hallazgos surgidos en la etapa experimental preliminar de esta investigación y a la verificación de las explicaciones tentativas formuladas sobre el origen de las concepciones alternativas.

A continuación se hacen explícitos, para cada una de las concepciones alternativas, los argumentos que permiten afirmar que se verifican las explicaciones sobre el origen de las mismas.

*1. Los estudiantes sostendrían que la velocidad de la reacción directa se incrementa desde la mezcla de los reactivos hasta que se logra el equilibrio (Concepción alternativa 1) porque no relacionan las concentraciones con las velocidades de reacción. Seguramente carecen de una imagen microscópica del proceso, como el modelo de las colisiones.*

Tanto en las entrevistas como en los módulos, los estudiantes mostraron dificultades para referirse a explicaciones a nivel atómico - molecular de los fenómenos. Por ejemplo, las transcripciones de la Cuestión 5, que indaga a través de gráficos lo que ocurre con la velocidad directa en función del tiempo y solicita explicaciones, mostraron que los entrevistados no utilizan en forma espontánea el modelo de las colisiones.

Las respuestas ofrecidas en la Actividad 12 del segundo Módulo de la PD, denotan que persisten algunas dificultades en la aplicación del modelo de las colisiones para interpretar lo que ocurre con la velocidad de formación de los productos.

*2. Los estudiantes afirmarían que las concentraciones en la nueva situación de equilibrio son iguales a las iniciales (Concepción alternativa 2), dado que consideran que deben volver a ser iguales entre sí o iguales a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química, y/o porque la constante de equilibrio no cambia.*

Resultó sorprendente, tratándose de alumnos universitarios, el hallazgo de la cantidad de alumnos que sostienen la concepción estequiométrica sobre la composición de un sistema en equilibrio químico (los reactivos y productos se encuentran en cantidades iguales o proporcionales a sus coeficientes estequiométricos de la ecuación química), la persistencia de esta idea, y también el grado en que esta concepción explica otras concepciones alternativas.

Por ejemplo en las entrevistas, ante esta problemática, el A34 explica "...porque la relación estequiométrica sigue siendo igual por más que haya más partículas". El A38 dice "... se forma HI hasta que las dos partes estén equilibradas: que haya la misma

cantidad de productos que de reactivos” . El A40 afirma que las concentraciones son las mismas porque la constante de equilibrio no cambió.

En las Actividades 16 y 17 de los módulos, aproximadamente un 15% del alumnado considera que el nuevo equilibrio tiene las mismas concentraciones que el equilibrio inicial; muchos de ellos asignan esa igualdad a la constancia de  $K_c$  a temperatura constante. Algunos ejemplos de justificaciones son: “La situación de equilibrio se vuelve a alcanzar al cabo de un tiempo de reacción y esta situación de equilibrio es siempre la misma”, “Ya que al ser la  $K_c$  constante, puesto que la temperatura es igual, sigue con la misma posición de equilibrio”.

**3.** *Los estudiantes afirmarían que las velocidades en la nueva situación de equilibrio son iguales a las iniciales (Concepción alternativa 3) dado que aplican un razonamiento de causalidad lineal, donde consideran el efecto en un sólo sentido ignorando el efecto recíproco simultáneo. Parecería que los alumnos no aplican el modelo de las colisiones (imagen microscópica del sistema).*

En las entrevistas, el alumno A8 por ejemplo, afirma que las velocidades finales deberían ser iguales que al principio porque las concentraciones cambian ante una perturbación pero luego “deben volver al estado inicial”. Con argumentos similares el A18 sostiene que “cuando se ha conseguido el equilibrio, entonces ya no hay más moléculas de más, las velocidades se van a igualar”, anteriormente sostuvo que el sistema compensa totalmente una perturbación “porque es un equilibrio, compensa todo”. El A40 también lo atribuye a que el sistema compensa totalmente la perturbación porque está en equilibrio.

En la actividad 22 de los módulos, un 10% de los estudiantes mantienen el mismo valor para las velocidades de reacción por más que al sistema se le aporte calor. Uno de ellos justifica: “En cada comunicación de calor la velocidad aumenta, pero siempre vuelve a estabilizarse al valor inicial cuando alcanza el equilibrio”.

**4.** *Los estudiantes mantendrían invariable la constante de equilibrio ante cambios de la temperatura (Concepción alternativa 5) porque no distinguen claramente qué cambia y qué se conserva en el equilibrio químico. También porque sostienen la concepción alternativa 2: si los valores de las concentraciones en el equilibrio son siempre los mismos también será igual su relación en la constante de equilibrio.*

Los alumnos asocian al equilibrio con algo estable, estático, constante, situación de igualdad (Actividad 8). Para muchos una vez alcanzado el equilibrio todo permanece constante desconociendo las condiciones que lo definen, como ser un sistema cerrado a temperatura constante.

Por ejemplo, en las respuestas del A40 se trasluce la idea de que las concentraciones en el equilibrio 1 son iguales a las del equilibrio 2 alcanzado luego de una perturbación porque  $K_c$  es constante y viceversa. Por su parte, el A39 sostiene que la constante de equilibrio no varía porque se tiene que seguir manteniendo la proporción estequiométrica.

**5.** *Los estudiantes concebirían al equilibrio como un estado único (Concepciones alternativas 2, 3, 5), porque asocian el concepto equilibrio con igualdad, o porque*

*aplican de una forma incorrecta el principio de Le Chatelier asumiendo que el sistema contrarresta totalmente el efecto de cualquier perturbación.*

Muchos alumnos sostienen, tanto en las entrevistas como en los módulos, que las concentraciones y las velocidades en el equilibrio 2, alcanzado después de la perturbación, son iguales al equilibrio 1 o inicial. Como ya se mencionó, esta idea está relacionada con el alto porcentaje de alumnos que asocian al equilibrio con una situación de igualdad, con la imagen de una balanza de brazos iguales.

Los entrevistados A18, A19, A28, A29, A34, A36 sostienen que ante una perturbación el sistema tiende al equilibrio contrarrestando totalmente la perturbación.

También, teniendo en cuenta el origen de la CA 2, la idea del estado único podría ser explicada por la muy extendida concepción estequiométrica del equilibrio químico: el sistema tiene que volver a una composición tal que estén presentes todas las especies en cantidades iguales o proporcionales a sus coeficientes estequiométricos.

*6. Los estudiantes afirmarían que si la velocidad directa aumenta ante una perturbación del equilibrio la velocidad inversa debe disminuir (Concepción alternativa 4) porque estarían aplicando en forma mecánica el principio de Le Chatelier a las velocidades. Estarían confundiendo extensión con rapidez.*

En las entrevistas, A16 afirma "...si la velocidad directa disminuye, la velocidad inversa debe aumentar, pero no entiendo bien por qué". El alumno A40 sostiene, aplicando el principio de Le Chatelier, que "...si aumenta esta concentración la reacción se desplaza hacia la derecha y entonces la velocidad directa tiene que ser más rápida". En esta línea argumental, A10 declara: "... No, si aumenta X se favorece la reacción directa entonces se desfavorece la reacción inversa, entonces la velocidad disminuiría".

En la Actividad 21 de los módulos varios alumnos que indicaron que la  $v_d$  aumenta y que la  $v_i$  disminuye, lo atribuyeron a que con la  $v_i$  ocurre siempre lo contrario que con la  $v_d$ : "Es la inversa de la directa", "Porque es la contraria a la directa".

*7. Los estudiantes creerían que la función del catalizador en un sistema en equilibrio químico es obtener mayor cantidad de producto, por eso afirman que el catalizador en un sistema en equilibrio químico aumenta la velocidad directa y disminuye la velocidad inversa (Concepción alternativa 6).*

Por ejemplo, en las entrevistas, el alumno A20 afirma sobre el efecto del catalizador al sistema en equilibrio químico: "...simplemente se producen más productos generalmente, pues se fuerza la reacción hacia un lado". Por su parte, el A21 destaca: "Lo que sí va a cambiar es que si tenemos un catalizador positivo se favorecerá que se forme más producto".

En la actividad 25 de los módulos, un 40% sostuvo la idea de que el agregado de catalizador sólo favorece la reacción directa. En las justificaciones asignaron al catalizador la función de, a modo de definición: "obtener más producto". Las concepciones alternativas 4 y 6 se hallaron relacionadas en las explicaciones de los

alumnos: si la velocidad directa aumenta con el catalizador, la inversa debe disminuir y, por lo tanto, se obtiene mayor cantidad de producto.

En definitiva, los datos anteriores han permitido verificar las explicaciones que se formularon sobre el origen de las seis concepciones alternativas encontradas en el estudio preliminar.

### **5. A partir de las respuestas de los alumnos se pudieron identificar modelos mentales sobre el equilibrio químico.**

Las respuestas y dibujos presentados por los entrevistados permitieron su análisis desde la consideración de modelos mentales y teorías de dominio. Así, se definió un conjunto de modelos mentales (Apartado 7.4.2) y se comprobó que la imagen estequiométrica de la composición de un sistema en equilibrio químico está muy difundida y presenta un carácter más general y estable dado que es utilizada en la explicación de otros modelos de los alumnos. Las entrevistas estuvieron orientadas a favorecer la explicitación de las tres funciones que cumplen los modelos, es decir, la descripción, la explicación y la predicción.

En la discusión previa se presentaron los argumentos y ejemplos que permitieron considerar a las representaciones de los alumnos como modelos mentales, en lo que se refiere a su naturaleza analógica, contextual, dinámica y funcional (Apartado 7.4.1). Otros dos aspectos metodológicos también contribuyeron en la detección de modelos mentales: la solicitud permanente a los alumnos para que representaran mediante dibujos sus ideas y la búsqueda de acuerdo entre el entrevistador y el entrevistado, cuando el primero sintetizaba, o ponía en palabras, el modelo que presumiblemente sostenía el alumno.

Se ha demostrado cómo la imagen de la composición estequiométrica de un sistema en equilibrio químico subyace, directa o indirectamente, en la mayor parte de los demás modelos mentales de los estudiantes. Esta imagen, se mostró bastante independiente del contexto de la pregunta dado que surgió igual aunque la pregunta o cuestión no incluyera la ecuación química en su enunciado. Estos hallazgos llevaron a considerar a la idea de la composición estequiométrica del equilibrio químico como una teoría de dominio, como un modelo con un mayor nivel de generalidad y estabilidad. Para varios entrevistados las contradicciones que surgieron de aplicar esta teoría, fueron explicadas en que esta teoría es el “caso ideal” y que en la práctica, los casos reales, puede no cumplirse.

Se ha comprobado que los alumnos interpretan al sistema en equilibrio químico desde una forma analógica a la ecuación química. Para una reacción que se completa, la ecuación química, no nos indica las sustancias que van a estar presentes en una situación experimental en particular; por ejemplo, puede que uno de los reactivos sea limitante, y cuando se completa la reacción sólo se hallen productos y el reactivo en exceso. En cambio, para una reacción reversible, que alcanza el equilibrio químico, la ecuación química nos indica las especies presentes (todas) y la interacción que se produce entre ellas, pero no nos indica la composición del sistema.

En definitiva, los argumentos anteriores han permitido inferir la presencia de modelos mentales sobre el equilibrio químico en los alumnos.

Respecto a la metodología con la que se llevó a cabo la PD, se observa que el momento de discusión en grupo pequeño contribuyó a dinamizar las sesiones y fomentar la participación de los estudiantes. También contribuyó en la construcción del conocimiento, con la toma de conciencia de las propias ideas y de ideas diferentes a las propias. En los registros se puede apreciar claramente cómo los estudiantes cambiaron sus ideas iniciales ante los casos “más sencillos” o relacionados con la falta de atención o descuido. En cambio, cuando la idea estaba relacionada con alguna concepción alternativa bien definida se observaron, en general, pocos cambios como producto de la discusión entre pares. Muchas de estas concepciones sí se fueron superando a medida que se avanzó en la secuencia de actividades y en los módulos.

El diseño llevado adelante permitió evaluar el conocimiento de los alumnos en varias instancias y con distintos instrumentos, incluso en diferentes momentos de cada una de esas instancias. En este sentido, se observó que muchos alumnos mantuvieron sus concepciones de una forma bastante coherente en distintos momentos del trabajo: durante la entrevista inicial, durante el desarrollo de la propuesta de enseñanza y en el cuestionario final; incluso algunos las mantuvieron en la entrevista final.

Teniendo en cuenta la enseñanza de los tres niveles de representación de la materia propuesta para la química por Johnstone (1982): nivel macroscópico (experimental), nivel microscópico (iones, átomos y moléculas) y nivel simbólico (ecuaciones y símbolos), de las entrevistas se desprende que un 83% de los estudiantes presentan confusiones o dudas en relacionar correctamente estos tres niveles, especialmente al aplicar la ecuación química en el estudio del equilibrio químico. El hincapié que se ha realizado en la enseñanza del nivel simbólico, sin establecer adecuadas conexiones con los otros dos niveles, ha favorecido y acentuado el establecimiento de estas concepciones alternativas.

En forma análoga, ante la pregunta cuándo el producto empieza a formar reactivo, las respuestas que indican que se necesita juntar una cierta cantidad producto, se deben generalmente a la no distinción entre mol y molécula. En suma, aparecieron dificultades al intentar relacionar correctamente la ecuación química (nivel simbólico), el mol o gramos (nivel macroscópico) y los átomos y moléculas (nivel submicroscópico).

Las características de la enseñanza que reciben estos estudiantes en la universidad (clases teóricas expositivas, clases prácticas de problemas algorítmicos, y laboratorios como recetas y frecuentemente desfasados temporalmente con las clases de problemas y teóricas) no han permitido a los estudiantes superar estos modos de razonar, si es que no los han generado o reforzado.

Los resultados y conclusiones de esta etapa se verificarán en la etapa siguiente, donde se llevará adelante un diseño experimental similar pero con alumnos argentinos de la Universidad Nacional del Comahue.

## CAPÍTULO 8

### DESARROLLO DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA CON ALUMNOS ARGENTINOS

#### 8.1 Introducción

En este capítulo se presenta la investigación realizada en torno a la evaluación de la ejecución de la Propuesta Didáctica con alumnos argentinos. Con nuevos instrumentos se intenta profundizar el análisis del conocimiento alcanzado por los estudiantes después del proceso de enseñanza - aprendizaje del tema del equilibrio químico y, en particular para el grupo experimental, se procura evaluar la integración de los cuatro modelos enseñados durante el desarrollo de la Propuesta Didáctica.

Los apartados que complementan la introducción de este capítulo son:

- . Metodología
- . Resultados
- . Discusión
- . Conclusiones

##### 8.1.1 Preguntas que se plantea este estudio

¿En qué medida el cuestionario final, las entrevistas y la resolución de los módulos confirman la presencia de las concepciones alternativas encontradas en el análisis de los resultados hallados en el estudio preliminar y en el estudio con alumnos españoles?

¿Qué eficacia muestra la Propuesta Didáctica para superar las concepciones alternativas sostenidas por alumnos de la Universidad Nacional del Comahue?

¿En qué grado los cuatro modelos intermediarios enseñados en la Propuesta Didáctica se integran en un modelo único para el equilibrio químico, que cumple las funciones características de los modelos?

¿Qué diferencias se observan entre los alumnos del grupo experimental y el grupo control en la organización del conocimiento sobre el equilibrio químico?

¿Cómo evalúan los estudiantes a la Propuesta Didáctica y su participación en ella?

¿Cómo influye el tamaño de los grupos en el sostenimiento de actitudes positivas hacia la propuesta de enseñanza y su participación en ella?

¿En qué medida las respuestas de los alumnos pueden interpretarse desde la perspectiva de los modelos mentales, las teorías de dominio y las teorías implícitas?

### **8.1.2 Objetivos que se persiguen**

1. Confirmar la presencia de las concepciones alternativas definidas en el estudio experimental preliminar y corroboradas en el estudio anterior con alumnos españoles.
2. Evaluar la eficacia de la Propuesta Didáctica a través de analizar los resultados obtenidos en los cuestionarios y entrevistas finales.
3. Determinar las diferencias entre los alumnos del grupo experimental y del grupo control en la organización del conocimiento sobre el equilibrio químico y en el grado en que integran los cuatro modelos intermediarios enseñados.
4. Indagar las actitudes de los estudiantes acerca del contenido y metodología de la Propuesta Didáctica, así como su participación y aprendizaje en ella.
5. Comparar las actitudes hacia la propuesta de trabajo con las manifestadas en el estudio anterior con grupos numerosos de alumnos españoles.
6. Analizar las respuestas de los alumnos desde la perspectiva de los modelos mentales, las teorías de dominio y las teorías implícitas.

### **8.1.3 Hipótesis a contrastar**

A la luz de los objetivos planteados para esta etapa de la investigación se emiten las siguientes hipótesis:

- I. La Propuesta Didáctica desarrollada en esta investigación es un recurso eficaz en la enseñanza del equilibrio químico, dado que los estudiantes que participan en ella muestran cambios significativos en sus concepciones originales debidos a la aplicación de los modelos enseñados.
- II. Se observan diferencias a favor del grupo experimental en la organización del conocimiento sobre el equilibrio químico y en el grado en que integran los cuatro modelos intermediarios enseñados.
- III. Por tratarse de un grupo reducido de alumnos, lo que favorece la relación docente – alumno, las actitudes y predisposición de los estudiantes de la UNC hacia la propuesta y metodología de trabajo utilizadas son mejores que las obtenidas en el estudio anterior con grupos numerosos.

## 8.2 Metodología

### 8.2.1 Diseño de investigación

En esta etapa de investigación se planteó, para alumnos argentinos, un diseño de investigación similar al llevado a cabo en la etapa anterior con alumnos españoles. Los instrumentos utilizados y la propuesta de enseñanza fue la misma. Aunque, se agregaron dos instrumentos nuevos: (a) un test inicial de razonamiento para garantizar iguales puntos de partida y (b) un test final de asociaciones de palabras para profundizar el estudio de los aprendizajes logrados. Esto se debió al hecho de que en esta etapa las muestras son poco numerosas. El primer test permitirá aumentar los criterios de control sobre la homogeneidad inicial de los grupos de control y experimental. A su vez, los dos grupos considerados permiten la administración del segundo test, cuyos procedimientos de aplicación y análisis resultarían complejos en grupos muy numerosos.

El nuevo diseño de investigación se muestra en el Cuadro 8.1:

Cuadro 8.1: Diseño de investigación.

<p><b>Administración de los instrumentos iniciales</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>. Cuestionario inicial</li><li>. Test TOLT</li><li>. Entrevistas iniciales</li></ul> <p><b>Desarrollo de la Propuesta Didáctica (sólo grupo experimental)</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>. Módulo 1</li><li>. Módulo 2</li><li>. Módulo 3</li></ul> <p><b>Administración de los instrumentos finales</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>. Cuestionario final TPEQ</li><li>. Entrevistas finales (grupo experimental)</li><li>. Test de asociaciones de palabras TAP</li><li>. Test de actitudes hacia la PD (grupo experimental)</li></ul>
-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

### 8.2.2 Muestras

Las muestras están formadas por estudiantes de primer año de dos asignaturas distintas de química general de las carreras de la Licenciatura en Biología e Ingeniería respectivamente, de la Universidad Nacional del Comahue, sede San Carlos de Bariloche. De acuerdo a los resultados obtenidos en los instrumentos iniciales se seleccionará uno de estos dos grupos como grupo de control y el otro como grupo experimental.

- Grupo 1: integrado por 18 estudiantes de la asignatura Química General e Inorgánica de la carrera de Ingeniería.
- Grupo 2: conformado por 22 estudiantes de la asignatura Química General de la carrera de Licenciatura en Biología.

Cuando se administraron los instrumentos iniciales (cuestionario inicial, test Tolt y entrevistas), todos los estudiantes de la UNC habían recibido una enseñanza similar, basada en la misma bibliografía y en clases teóricas, de problemas y laboratorios, que abarcaron los aspectos iniciales y generales del equilibrio químico sin profundizar demasiado en el equilibrio ácido-base o en equilibrios de solubilidad.

Estos alumnos, si bien han tenido química en la escuela media, algunos durante cinco años con una carga horaria de dos horas semanales, no han abordado en ese nivel educativo el tema equilibrio químico. Para ingresar a la universidad no han tenido que hacer un examen, como ocurre con la Selectividad en España, ni tuvieron, como los alumnos de la UBA, un curso anual de química general en el Ciclo Básico Común (CBC). Aunque pudieron realizar un curso de nivelación durante los dos meses previos al comienzo del curso, cuya asistencia era optativa. En este curso de nivelación se abordaron temas de carácter operativo como la formulación de compuestos, las cantidades químicas, la estequiometría y las disoluciones. Un 80% de los alumnos considerados en estas muestras realizaron el curso y un 50% aprobó el examen del mismo (no eliminatorio para ingresar a la universidad).

Ambas asignaturas tienen una carga horaria semanal de 6 horas, 3 de teoría y 3 de práctica. De las clases de práctica, el 60% se dedican a la resolución de ejercicios en el aula y un 40% a experiencias de laboratorio. En particular estos alumnos habían llevado adelante una práctica de laboratorio sobre el equilibrio químico, consistente en dos partes; en la primera parte tuvieron que predecir y comprobar los factores que afectan el equilibrio del cloruro de cobalto, y en la segunda, calcular la constante de equilibrio de una solución de ácido acético a partir de la medición del pH.

Estos alumnos habían aprobado dos exámenes parciales escritos sobre temas anteriores, el tema equilibrio químico es evaluado en el tercer y último parcial. Las cátedras están conformadas por un profesor a cargo y un auxiliar. El profesor se encarga de los aspectos teóricos y el auxiliar de las prácticas. Todos los docentes involucrados llevan años realizando esas tareas en estas asignaturas.

### **8.2.3 Instrumentos**

#### **I. Cuestionario inicial**

Se empleó el mismo Cuestionario inicial (Anexo 3) que en el estudio anterior con alumnos de la UCM; por ello, las características de este cuestionario pueden consultarse en el apartado Instrumentos del Capítulo 7.

## II. Test TOLT

Chandran, Treagust y Tobin (1987), en su estudio sobre la influencia de distintos factores cognitivos en el éxito del aprendizaje de contenidos de química, encontraron que la habilidad de razonamiento formal y el conocimiento previo influyen significativamente. En la presente investigación el conocimiento previo se evalúa con el Cuestionario inicial y las habilidades de razonamiento abstracto se indagan con el test TOLT, ambos instrumentos ayudan a la verificación de similares puntos de partida entre el grupo de control y el grupo experimental.

El TOLT (Test of Logical Thinking) validado por Tobin y Capie (1981) consiste en 10 ítems que tratan sobre 5 esquemas de pensamiento: razonamiento proporcional, control de variables, razonamiento correlacional, razonamiento probabilístico y razonamiento combinatorio (ver Cuadro 8.2). Se utilizó una copia del test traducida al castellano que fue enviada por los autores. En cada uno de los 10 ítems se debe elegir una respuesta y una razón para la misma, esta última permite evaluar el razonamiento seguido por el sujeto en su elección. Se considera el ítem correcto cuando se contesta bien ambos (respuesta y razón) y se le otorga 1 punto, por lo tanto, el máximo puntaje es 10 y el mínimo es 0. Además dispone de tiempos y normas de administración.

Cuadro 8.2: Ejemplo de ítem test TOLT.

<p>Problema 1: Jugo de naranja 1</p> <p>Cuatro naranjas grandes se exprimen para hacer seis vasos de jugo ¿qué cantidad de jugo puede obtenerse de seis naranjas grandes?</p> <p>a) siete vasos b) ocho vasos c) nueve vasos d) diez vasos e) otro</p> <p>Explicación de la respuesta</p> <ol style="list-style-type: none"><li>1. El número de vasos comparado con el número de naranjas siempre estará en una relación de tres a dos.</li><li>2. Con más naranjas la diferencia será menor.</li><li>3. La diferencia entre los números siempre será de dos.</li><li>4. Con cuatro naranjas la diferencia era de dos, con seis naranjas la diferencia sería de dos más.</li><li>5. No hay manera de predecir la cantidad de vasos de jugo.</li></ol>
-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Este test ha sido utilizado para evaluar la influencia del pensamiento formal en el aprendizaje de contenidos de distintas áreas, entre ellas la química, por ejemplo Gabel et al (1987) y Chandran et al (1987). Coincidentemente, Gabel (1993) empleó un test similar (GALT), para comparar habilidades de aprendizaje entre grupos de control y experimental, con el objeto de considerarlos equivalentes ante una intervención didáctica que empleaba representaciones microscópicas.

Para Pozo y otros (1991) muchas concepciones alternativas que sostienen los estudiantes en temas científicos pueden interpretarse desde la falta de habilidades de pensamiento formal como el razonamiento proporcional. Estos autores afirman, teniendo en cuenta la influencia de los factores contextuales, como la naturaleza del contenido abordado, que las habilidades metódicas recogidas bajo el paraguas del pensamiento formal serían una condición necesaria pero no suficiente para resolver tareas científicas, ya que requerirían además conocimientos específicos sobre el área.

En particular sobre el equilibrio químico, Shayer y Adey (1981) sostienen que un alumno que no ha alcanzado un nivel de pensamiento formal avanzado sería incapaz de entender que el equilibrio químico es un proceso dinámico: suma de dos procesos que ocurren en sentidos opuestos. Esto da importancia a la necesidad de diagnosticar este factor cognitivo.

### **III. Entrevistas**

Los fundamentos y metodología de las entrevistas pueden consultarse en el capítulo anterior (Apartado 7.2.3). Las cuestiones empleadas en estas entrevistas semiestructuradas se encuentran en el Anexo 4.

En esta etapa, se seleccionaron alumnos de rendimiento medio entre los que se presentaron voluntarios para ser entrevistados. En total se llevaron adelante entrevistas a 7 estudiantes, 4 de la Licenciatura en Biología y 3 del ciclo básico de Ingeniería.

### **IV. Test de Proposiciones sobre el equilibrio químico**

Las características del Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico TPEQ (Anexo 1) fueron explicadas en el Capítulo 5, cuando se abordaron los instrumentos utilizados en el estudio experimental preliminar.

### **V. Test de Asociaciones de Palabras TAP**

La administración de un test de asociaciones de palabras (TAP) persigue los objetivos de profundizar el análisis del conocimiento alcanzado por los estudiantes después de que el tema del equilibrio químico fuese abordado y, en particular para el grupo experimental, el objetivo de evaluar la integración de los modelos abordados.

En esta etapa de investigación interesa determinar en qué medida los cuatro modelos intermediarios enseñados se integran en un modelo único para el equilibrio químico, que cumpla las funciones características de los modelos, es decir, que tenga una utilidad descriptiva, explicativa y predictiva. Este grado de integración podría analizarse a partir de indagar las relaciones conceptuales que establecen los estudiantes con los conceptos relevantes de los modelos intermediarios enseñados.

Con el test de proposiciones sobre el equilibrio químico, TPEQ, se valora la aplicación de este modelo objetivo de la Propuesta Didáctica en la predicción de las situaciones planteadas. En los grupos experimentales españoles se comprobó, a través del TPEQ, que la PD resultó efectiva para superar concepciones alternativas. Por su parte, con las entrevistas se profundizó el estudio preliminar con la evaluación de las explicaciones de los alumnos; por ejemplo, si hacían uso o no del modelo de las colisiones para predecir situaciones con velocidades de reacción, etc. De las entrevistas finales se observa cómo los estudiantes aplican sistemática y coherentemente los modelos enseñados, lo que nos permitiría corroborar si los estudiantes han construido teorías más cercanas al conocimiento científico o compatibles con él. Por ello, resultaría oportuno complementar los resultados que brindan las entrevistas finales,

fundamentalmente cualitativos, con algún otro instrumento que permita reafirmar cuantitativamente las conclusiones obtenidas.

Ese instrumento debería permitir obtener una medida cuantitativa, de cada estudiante y de cada grupo, de la estructura cognitiva en esta temática. Es decir, el instrumento debería explorar la medida en que los conceptos abordados en la secuencia de modelos están relacionados en una red (network) que los vincula. Finalmente, se podrán comparar las estructuras grupales resultantes para los grupos de control y experimental.

En esta línea, los tests de asociaciones de palabras (TAP) constituyen una herramienta muy útil para investigar la estructura cognitiva individual o grupal. Ofrecen una imagen de los conceptos, y de las relaciones entre ellos, que se establecen en la mente del estudiante. Permiten penetrar, en alguna medida, en la “caja negra” de la mente y, con ello, ir más allá del plano de las conjeturas sobre el producto de la enseñanza.

Además de los tests de asociaciones de palabras existen otros métodos para exteriorizar y evaluar la estructura cognitiva, por ejemplo: los tests de clasificaciones libre y la elaboración de mapas conceptuales. Los TAP han sido utilizados por muchos investigadores en Didáctica de las Ciencias, especialmente durante la década de los 80, y en la actualidad han sido rescatados por su utilidad y por la riqueza de la información obtenida a partir de ellos (Bahar, Johnstone y Sutcliffe, 1999).

La suposición que subyace en esta metodología es que el orden de las respuestas recuperadas de la memoria a largo plazo refleja, al menos, una parte significativa de la estructura que se establece entre conceptos (Shavelson, 1972).

Aprender es un proceso de reconstrucción de la información recibida, donde el conocimiento existente da sentido a la nueva información. En el aprendizaje de la química la información está provista, fundamentalmente, por los materiales de enseñanza y por el profesor. Si la nueva información no es relacionada con el conocimiento previo, ésta es almacenada en forma aislada y resulta más difícil su recuperación de la memoria de largo plazo, o es recuperada de una forma mecánica carente de sentido. Este conocimiento fragmentado consume más piezas de información tanto en la memoria a largo plazo como en la memoria de trabajo, pudiendo saturar esta última y haciendo menos efectivo el aprendizaje (Johnstone, 1997).

En temas de química los TAP han sido utilizados por varios investigadores (ej: Johnstone y Moynihan, 1984; Cachapuz y Maskill, 1987) y, en particular, sobre el equilibrio químico por Gussarsky y Gorodetsky (1988); Cachapuz y Maskill (1989). También sobre el equilibrio químico Gorodetsky y Gussarsky (1986) emplearon un test de clasificación libre y Wilson (1994) mapas conceptuales. Los conceptos utilizados por las distintas investigaciones como palabras estímulos para la temática equilibrio químico se presentan en la Tabla 8.1.

Tabla 8.1: Conceptos estímulos relacionados con la temática equilibrio químico utilizados en distintas investigaciones.

Investigación	Gorodetski y Hoz	Gorodetsky y Gussarsky	Cachapuz y Maskill	Gussarsky y Gorodetsky	Cachapuz y Maskill	Cachapuz y Maskill	Gussarsky y Gorodetsky	Wilson	Raviolo
Año	1985	1986	1987	1988	1989	1989	1990	1994	2000
Tema	Equilibrio qco	Equilibrio qco	Cinética qca	Equilibrio qco	Equilibrio qco	Ppio. Le Chat.	Equilibrio qco	Equilibrio qco	Equilibrio qco
Tipo	TCL	TCL	TAP	TAP	TAP	TAP	TAP libre	MC	TAP
n° conceptos	21	18	14	18	6	5	2	24	18
Conceptos estímulos	Equilibrio Le Chatelier Constante eq. Iones Solubilidad Conc. iones Prod. solub. Conc. H <sup>+</sup> pH Conc. reactivo Temperatura Buffer pOH Ácido Base HCl OHNa Sal Solvente Sal poco solub Fosfato de Na	E. activación Dinámico Reversibilidad Temperatura Prod. solub. Estático Le Chatelier Constante eq. K Ka Catalizador Concentración [H <sup>+</sup> ] Equilibrio Equilibrio qco Precipitación A + B $\rightleftharpoons$ C R + Q $\rightleftharpoons$ P	Ácido Área Colisión Concentración Calor Velocidad Reacción Tamaño Solución Rapidez Superficie Temperatura Tiempo Volumen	E. activación Dinámico Reversibilidad Temperatura Prod. solub. Estático Le Chatelier Constante eq. K Ka Catalizador Concentración [H <sup>+</sup> ] Equilibrio Equilibrio qco Precipitación A + B $\rightleftharpoons$ C R + Q $\rightleftharpoons$ P	Presión Temperatura Equilibrio Velocidad Concentración Reversible	Presión Temperatura Equilibrio Velocidad $\Delta H$	Equilibrio Equilibrio qco	Equilibrio qco Estado cte Volumen Constante eq Iones P. de vapor Dinámico Ppio. Le Chat Presión Moléculas Fase gaseosa Dirección Solubilidad Condensación Temperatura Cambio fase Endotérmica Reversibilidad Reactivos Evaporación Exotérmico Concentración Producto Ecuación	Reacción qca Ecuación qca Coef. estequ. A + B $\rightleftharpoons$ C R + Q $\rightleftharpoons$ P Vel. reacción Catalizador Colisiones Reversible Equilibrio qco Compos. Cte Dinámico Cte. equilibrio Ppio. Le Chat. Concentración Presión Temperatura $\Delta H_r$

Referencias: TAP: Test de asociaciones de palabras; TCL: Test de clasificación libre; MC: mapas conceptuales

## V.1. Procedimiento de administración del TAP

El TAP utilizado está formado por 18 palabras estímulo (key words, stimulus words) que involucran a los conceptos principales del tema, abordados en los cuatro modelos intermediarios enseñados.

Las palabras estímulo son: reacción química,  $A + B \rightarrow C$ ,  $R + Q \rightleftharpoons P$ , ecuación química, coeficientes estequiométricos, reversible,  $\Delta H^{\circ}_r$ , colisiones, velocidades de reacción, equilibrio químico, dinámico, composición constante, constante de equilibrio, principio de Le Chatelier, concentración, presión, volumen, temperatura, catalizador. En la selección de estas palabras estímulo también se tuvo en cuenta las palabras empleadas en las investigaciones citadas en la bibliografía que, junto con las principales relaciones que se establecen entre estos 18 conceptos expresadas en una mapa conceptual, se presentan en una red en el Cuadro 8.3.

Una vez definidas las palabras estímulo, se elaboró un cuadernillo para cada uno de los estudiantes, con una introducción y consigna (ver Cuadro 8.4) y 18 páginas, cada una de ellas encabezada con una palabra estímulo (ver Cuadro 8.5). Para evitar encadenamientos entre las palabras estímulos, las 18 páginas se distribuyen en cada cuadernillo al azar. También, en cada página y para minimizar el efecto encadenamiento que puede producir la última respuesta anotada, se repite 10 veces a lo largo de la hoja la palabra estímulo correspondiente. Esto impide que la última respuesta a una palabra estímulo se convierta en sí en estímulo.

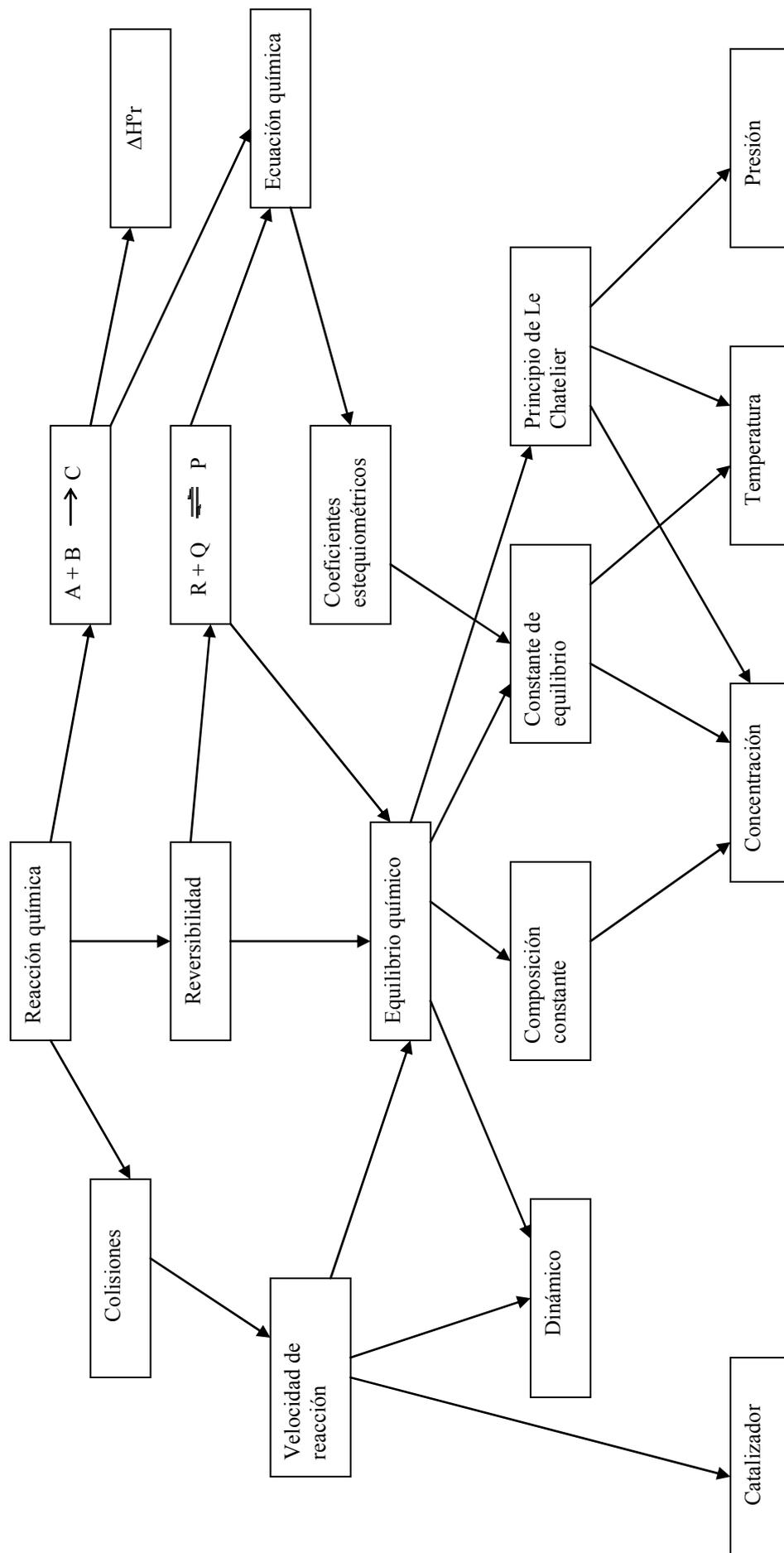
Para cada palabra estímulo, el alumno tiene que escribir palabras, en los lugares disponibles, que considere más cercanamente asociadas a esa palabra estímulo. Y para ello dispone de aproximadamente 40 segundos para cada palabra estímulo.

El TAP fue administrado en ambos grupos (experimental y control) al finalizar el tema y luego de que los estudiantes fueran evaluados con exámenes parciales que se basaron en la resolución de problemas y ejercicios.

Cuadro 8.4: Introducción del Test de Asociaciones de Palabras utilizado.

Nombre:	Curso:	Fecha:
<b>Test de asociaciones de palabras sobre el equilibrio químico</b>		
A continuación se presenta, para el tema equilibrio químico, una serie de palabras o conceptos, uno por página. Usted tiene que escribir las palabras o conceptos que más fuertemente asocie o relacione con éstas.		
Por ejemplo, para el tema <i>el átomo</i> , usted puede asociar a la palabra <i>estructura atómica</i> con las siguientes diez palabras:		
Estructura atómica		
Estructura atómica:	átomo	
Estructura atómica:	electrones	
Estructura atómica:	protones	
Estructura atómica:	neutrones	
Estructura atómica:	núcleo	
Estructura atómica:	orbitales	
Estructura atómica:	números cuánticos	
Estructura atómica:	niveles de energía	
Estructura atómica:	configuraciones electrónicas	
Estructura atómica:	principio de exclusión de Pauli	

Cuadro 8.3: Red de conceptos abarcados en el TAP y algunas de sus relaciones principales.



Cuadro 8.5: Ejemplo de del página del TAP utilizado.

Reacción Química
Reacción química:

## VI. Test de actitudes hacia la Propuesta Didáctica

De la misma forma que se llevó a cabo en el estudio anterior con alumnos españoles (Apartado 7.3.6), se administró al grupo experimental el test tipo Likert de actitudes hacia la Propuesta Didáctica, para recoger la valoración que hacen los alumnos de ella, para evaluar sus opiniones acerca del contenido y metodología de la misma y su participación en ella.

El Test de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica, consta de 47 afirmaciones y puede consultarse en el Anexo 5. En esta oportunidad se incluirá una comparación entre los resultados obtenidos con alumnos de los dos países.

## 8.3 Resultados

En este apartado se presentan los resultados obtenidos con los distintos instrumentos de acuerdo al siguiente orden: cuestionario inicial, entrevistas iniciales, módulos de actividades, cuestionario final, entrevistas finales, test de asociaciones de palabras y test de actitudes. Finalmente se muestran los resultados de un análisis multivariable llevado a cabo sobre la efectividad de la Propuesta Didáctica.

### 8.3.1 Resultados de los tests iniciales

Los resultados obtenidos con las edades y en los dos cuestionarios iniciales se muestran en la Tabla 8.2. Estos datos permitieron definir el grupo experimental y el grupo de control.

Tabla 8.2: Valores promedios en edad, Tolt y Cuestionario inicial.

Grupo	N	Edad			Tolt			Cuestionario inicial		
		med.	desv.	estad.	med.	desv.	estad.	med.	desv.	estad.
Control	18	19,5	0,9	t = 0,4	5,8	2,4	t = 1,6	5,1	1,3	t = 0,9
Experim.	22	19,8	2,8	p>0,05	4,6	2,3	p>0,05	5,5	1,7	p>0,05

Estos datos informan sobre el punto de partida de ambos grupos. No se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas en el test t de Student de comparación de medias para muestras independientes (Ferrán, 2001), en las edades, en el TOLT y en el cuestionario inicial, para 38 grados de libertad. Ambos grupos tienen similares edades promedios aunque el grupo experimental es más heterogéneo en edades por la presencia de un alumno de 24 y otro de 29 años.

Por las posibilidades del investigador de poder acceder a los estudiantes para llevar adelante la Propuesta Didáctica, y teniendo en cuenta que se encontraban en similares condiciones iniciales, se seleccionó como grupo experimental al curso de la Licenciatura en Biología, constituido por 22 alumnos, con un promedio de edad de 19,8 años, cuestionario inicial: 5,5 y tolt: 4,6; ambos datos promedios sobre un máximo de 10.

De esta manera, el grupo control quedó constituido por 18 alumnos del ciclo básico de Ingeniería, con características similares al grupo experimental: promedio de edad 19,5 años, cuestionario inicial 5,1 y tolt 5,8. Este grupo recibió una enseñanza frecuente para este nivel universitario consistente en clases teóricas expositivas, clases de problemas y laboratorios.

### 8.3.2 Resultados de las entrevistas iniciales

#### 8.3.2.1 Resumen sintético de las entrevistas

A continuación se describe una síntesis de los resultados obtenidos en las entrevistas iniciales a alumnos de ambos grupos: Licenciatura en Biología (4) e Ingeniería (3). De la misma forma que se hizo en el capítulo anterior, se analizan las entrevistas desde dos aspectos centrales: (a) Imagen del sistema en equilibrio y (b) Imagen de la respuesta de un sistema en equilibrio ante una perturbación.

Los fundamentos y metodología de las entrevistas fueron discutidos en el Capítulo 7. Se emplearon las mismas cuestiones para las entrevistas del Anexo 4. De las planillas de análisis de las entrevistas transcritas se induce, para estos 7 entrevistados, las siguientes observaciones:

#### a) Imagen del sistema en equilibrio

La mayoría representa al sistema gaseoso en un recipiente cerrado, aunque la mitad de ellos duda sobre la coexistencia de todas las especies en el equilibrio. Esto está

ligado a que todos los entrevistados tienen problemas en admitir que se alcanza igual el equilibrio, aún cuando en las cantidades iniciales algún reactivo está como limitante (desde el punto de vista de una reacción irreversible).

Todos los alumnos sostienen, en alguna medida, que las cantidades presentes en el sistema en equilibrio químico son iguales, o proporcionales, a los coeficientes estequiométricos. También, con respecto a la composición del equilibrio, aproximadamente la mitad entiende que en el equilibrio la cantidad de producto tiene que ser igual, o aproximadamente igual, a la de reactivo.

La influencia de la ecuación química en las explicaciones de los alumnos también se aprecia en que la mitad consideró a reactivos y productos por separado, en una imagen compartimentada del equilibrio. Y, en igual proporción los entrevistados, mantenían que una vez formado todo el producto, se empiezan a formar los reactivos, y una vez formados todos los reactivos empiezan a formarse los productos y así sucesivamente, es decir, una imagen pendular del equilibrio. En esta línea, dos entrevistados afirmaron que debía juntarse cierta cantidad de producto para que empezara la reacción inversa.

Aunque la mayor parte de los enunciados de las cuestiones utilizadas en las entrevistas incluían la ecuación química ajustada y con doble flecha, dos entrevistados emplearon en sus argumentos ecuaciones químicas cuyos coeficientes correspondían a distintas situaciones experimentales; es decir, colocaban como coeficientes, el número de moléculas que habían representado en el dibujo.

Una vez alcanzado el equilibrio, dos entrevistados no consideraban la constancia de las concentraciones en el sistema a temperatura constante y sin perturbar. Todos afirmaron que el equilibrio era dinámico, aunque les costó explicar correctamente este hecho, en especial referirse a la conservación del número de moléculas de cada especie y al intercambio permanente de los átomos que componen esas moléculas.

Los estudiantes no tuvieron dificultades en escribir correctamente la ecuación de la constante de equilibrio, aunque uno afirmó que las concentraciones involucradas en la ecuación eran concentraciones iniciales y no las de equilibrio. Algunos presentaron dificultades en interpretar lo que significaba una constante de equilibrio alta o baja, a la luz de sus ideas estequiométricas sobre la composición de la mezcla. La mitad no tenía claro la dependencia exclusiva del valor de  $K_c$  con la temperatura.

A la mayoría les costó explicar cómo se alcanza el equilibrio si se parte de una mezcla de reactivos. Uno afirmó que la concentración de reactivos aumentaba y dos sostuvieron que la velocidad directa aumentaba, a medida que el sistema se aproxima al equilibrio. Aunque todos afirmaron que la velocidad directa e inversa son iguales en equilibrio. Tres entrevistados emplearon argumentos cercanos al principio de Le Chatelier para interpretar la aproximación al equilibrio y dos hicieron explícito que ya había un equilibrio preexistente (trataban a la situación de partida como a un sistema en equilibrio) a pesar de que se indicaba que se partía sólo de reactivos.

## b) Imagen de la respuesta de un sistema en equilibrio ante una perturbación

La mayor parte de los entrevistados predicen parcialmente bien cómo va a evolucionar el sistema en equilibrio perturbado; aunque, por ejemplo, tienen dificultades en predecir qué va a ocurrir con las concentraciones de todas las especies cuando se agrega más de uno de los reactivos.

Utilizan razonamientos tipo principio de Le Chatelier, aunque no todos los alumnos lo mencionan explícitamente, dan enunciados personales del principio. Muchos sostienen que el sistema va a compensar totalmente el efecto de la perturbación.

Casi todos afirman que luego de la perturbación se va a alcanzar otro estado de equilibrio. Uno afirma explícitamente que se vuelve al mismo equilibrio que se tenía anteriormente y otro que el nuevo equilibrio se alcanza cuando la concentración de reactivos es igual a la de productos. Dos mantuvieron que las concentraciones en equilibrio inicial van a ser las mismas que en el equilibrio final. Y, en general, dudan sobre el hecho si el sistema vuelve a una composición con cantidades iguales a los coeficientes estequiométricos.

Más dificultades se observaron al considerar la evolución de las velocidades de reacción. Más de la mitad aseguró que las velocidades en el equilibrio inicial eran iguales a las del equilibrio final. Aunque sólo tres entrevistados aceptaron considerar al equilibrio como un estado único. Dos sostuvieron que si la velocidad directa aumentaba la inversa tenía que disminuir, ante una perturbación ante la cual aumentaban inicialmente las dos.

Los dos entrevistados sobre situaciones en que se aportaba calor al sistema, admitieron correctamente que la constante de equilibrio se modificaba. Por otro lado, sólo tres de los entrevistados utilizaron parcialmente argumentos próximos al modelo de colisiones, haciendo referencia a la dependencia, con la temperatura y la concentración, del número de choques entre las moléculas.

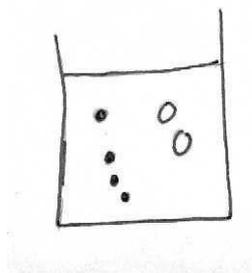
La mitad sostuvo la idea de que la adición de un catalizador a un sistema cerrado en equilibrio produce un aumento en la cantidad de producto, es decir, que sólo favorece la reacción directa. Dos dijeron que el catalizador no cambia las velocidades. Pocos mencionaron el efecto sobre la energía de activación y uno confundió espontáneamente energía de reacción con energía de activación.

### 8.3.2.2 Ejemplos y análisis de las entrevistas iniciales

La relación entre la idea pendular y la idea estequiométrica del equilibrio puede apreciarse en el siguiente fragmento de la entrevista con el estudiante **A45**, para el equilibrio del dióxido de nitrógeno:  $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$  (Cuestión 14).

(...)

E (Entrevistador): A ver, ¿si inicialmente se ponen sólo dos moles de reactivo cómo queda el equilibrio final? Dibújalo.



E: ¿Estás dibujando dos moléculas como dos moles?

R: Sí.

E: ¿Qué obtendrías al final?

R: (silencio) Si dos moles serían 4 partículas, obtendría 2.

E: ¿Ahora cómo se formaron esos dos de producto?

R: Y a partir del dióxido de nitrógeno... lo que pasa es que como hay un equilibrio, en realidad, o sea, los átomos y las... o sea hay una formación y una... sería como. O sea vuelve, porque uno diría acá se va todo para... pero como está en un sistema cerrado, en realidad, al estar en equilibrio es como que se forma y se desforma, y se desarma. Reactivos y productos es como que ...

E: ¿Pero existirían todas al mismo tiempo? Porque según la estequiometría estas dos se forman a partir de estas cuatro.

R: Sí, pero se alcanzó el equilibrio en realidad. Al alcanzar el equilibrio es como que..., ¿no es que hay como una estabilidad del sistema? y bueno. Al principio había cero, yo tendría que dibujar uno que fuera cuatro y nada y después...

E: ¿Y después estas dos se formaron a partir de estas cuatro?

R: Sí.

E: ¿Entonces si se ponen estas 2 estas 4 ya no las tendrías que dibujar?

R: Bueno, imagínate que dibujé dos pero después van a aparecer estas dos más, en un momento, cuando alcance el equilibrio, porque...

E: ¿Decís que se va de estas 4 a estas 2 y de estas 2 a estas 4, y así?

R: Claro, eso es lo que yo digo.

E: ¿Entonces no existirían las seis al mismo tiempo?

R: Uhm. (duda) En ese caso. Claro entonces. No estoy muy segura. Si digo que alcanza el equilibrio, yo tenía 2 y 0, se empieza a formar producto, llega un momento que alcanza el equilibrio lo que hace que esto vuelva a ...

E: ¿Cómo que va de un lado al otro?

R: Claro. Eso es lo que yo entiendo del equilibrio. Entonces en un momento debería pasar de que tenga el doble de esto que de esto y viceversa, y esto la mitad.

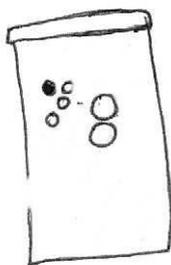
También el alumno **A47**, para la síntesis del amoníaco (Cuestión 3), termina negando la coexistencia de todas las especies en el equilibrio para sostener su idea estequiométrica de la composición del equilibrio:

(...)

E: Volvamos, ¿qué hay presente en el sistema en equilibrio y en qué cantidad?

A: Cada una de nitrógeno, tres de hidrógeno, que me van a producir dos moléculas de amoníaco.

E: (señalando el dibujo) ¿Pero estas dos partículas de amoníaco se formaron a partir de éstas?



A: Y estás a su vez se formaron a partir de estas.

E: Pero ¿qué es lo que hay presente en un momento cualquiera?

A: Esto o esto o ambos.

E: ¿Pero estos se forman a partir de aquellos? No podrían estar presente ambos.

A: Me confundo (se ríe)... Encima son los dos gaseosos. Se va a ver homogéneo. Esto en total va a ser el amoníaco. A eso voy. Voy a tener nitrógeno e hidrógeno presentes en las moléculas de amoníaco, por separado no. No voy a tener partículas separadas, aisladas. Solamente en el caso en que no logren combinarse.

El entrevistado **A48**, en la Cuestión 21, se apoya en la noción de equilibrio dinámico, para sostener la concepción pendular y que no se logra el equilibrio si se parte de un reactivo en cantidad limitante con respecto a la reacción irreversible. Por ejemplo, ante la cuestión si se alcanza el equilibrio si se mezclan inicialmente un mol de hidrógeno con 0,5 mol de yodo para formar yoduro de hidrógeno:

(...)

E: ¿Qué quería decir equilibrio dinámico?

C: Se llegaba a un equilibrio pero las partículas seguían en movimiento reaccionando en una dirección y en otra.

E: Al final ¿se alcanza o no el equilibrio si se colocan 0,5 y 1?

C: (silencio corto) No.

E: ¿Las cantidades presentes en el equilibrio tienen que ser proporcionales a los coeficientes estequiométricos? Por ejemplo ¿tiene que haber igual cantidad de yodo que de hidrógeno y el doble de yoduro de hidrógeno?

C: (piensa) En el equilibrio puede ser que ... hay un momento en que no.

E: ¿Si hubiéramos partido de un mol de yodo y un mol de hidrógeno qué habría en el equilibrio?

C: En el equilibrio, primero esto, después esto, después esto (señalando los recipientes)... va y viene, va y viene constantemente. O sea, no pueden estar esas dos cosas al mismo tiempo porque si no estoy poniendo uno de estos y esto.

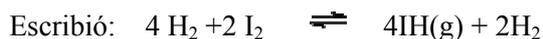


E: ¿O sea estarían los reactivos y los productos?

C: Claro pero no pueden estar al mismo tiempo. Si el reactivo se transforma en producto no puede ser...

Además de mantener la idea de compartimentos distintos para los reactivos y para los productos, el alumno **A48** también considera a la ecuación química como una descripción de las cantidades presentes en la situación experimental, dado que escribe:

(...)



C: En el recipiente puse 4 de  $\text{H}_2$  y 2 de  $\text{I}_2$  y forman 4 de  $\text{HI}$  pero me sobran 2 de  $\text{H}_2$ . Pero después se revierte la reacción.

E: ¿Pero cuál es el sistema en equilibrio este recipiente o este?

C: Sería... en realidad el equilibrio... acá es cuando ya reaccionó en esta dirección pero ya ahí empieza a volver.

E: ¿Sería un intermedio de las dos o las dos juntas?

C: Sería un intermedio de las dos el equilibrio, pero siempre me va a sobrar algo que no está reaccionando.

E: ¿Qué hay en el sistema en equilibrio?

C: En el equilibrio hay igual cantidad de..., igual proporción de ... de partículas que están reaccionando, es dinámico.

El estudiante **A46**, en la Cuestión 17, utiliza la noción de reacción reversible para mantener constante las concentraciones de las especies ante el agregado de más de uno de los reactivos a un sistema en equilibrio a temperatura constante. Para el caso particular de agregar más hidrógeno al equilibrio entre el nitrógeno, hidrógeno y amoníaco, sostiene:

(...)

E: En ese nuevo equilibrio ¿cómo es la concentración de amoníaco con respecto al primer equilibrio?

L: Mayor.

E: ¿Y la concentración de nitrógeno?

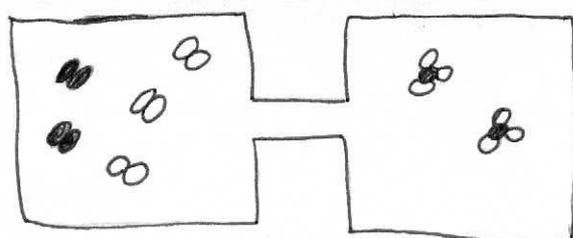
L: La concentración de nitrógeno es igual.

E: ¿Y cómo se formó ese amoníaco?

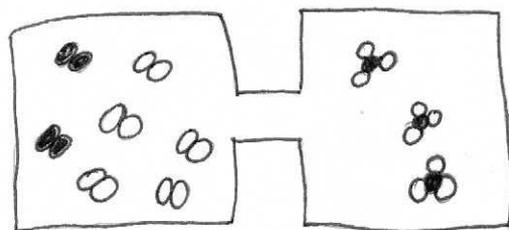
L: No, no, en realidad, hay que modificarlo.

E: ¿Cómo sería?

L: Tendría que tener, creo, que dos moles, o tres moles, hay que hacerlo estequiométricamente.



Antes



E: ¿Pero sería mayor, menor o igual que en el equilibrio inicial?

L: Mayor.

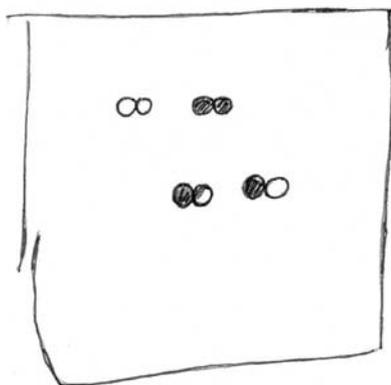
E: ¿De dónde lo sacaste?

L: De acá (del amoníaco).  
 E: ¿No dijiste que la cantidad de amoníaco aumentaba?  
 L: Sí. (se ríe)  
 E: ¿Y cómo se formó ese amoníaco?  
 L: Bueno. Es que le agregué hidrógeno. Y el hidrógeno reacciona con el nitrógeno y forma más amoníaco.  
 E: ¿Entonces qué pasa con la concentración de nitrógeno?  
 L: En realidad es igual la concentración ¿o no?  
 E: ¿No te estarás refiriendo al número de átomos de nitrógeno que hay en el recipiente cerrado? El número de átomos de nitrógeno sí es el mismo.  
 L: El número de átomos sí es el mismo, pero en número de moléculas no.  
 E: ¿Aumenta o disminuye?  
 L: No, aumenta.  
 E: ¿Y cómo aumenta?  
 L: Y sí, la saco de acá, de los productos, si tengo nitrógeno.  
 E: ¿O sea volvería cómo estaba antes?  
 L: Sí.  
 E: ¿O sea que el nuevo equilibrio volvería a estar con las mismas concentraciones que el inicial?  
 L: Sí.  
 E: ¿Y qué ocurre con las velocidades de reacción? Antes tenías un equilibrio en que las velocidades inversa y directa eran iguales.  
 L: La velocidad, si la temperatura es constante, es igual.  
 E: ¿El equilibrio sería un estado que al ser perturbado vuelve al equilibrio con las mismas concentraciones y las mismas velocidades?  
 L: Sí.  
 E: ¿Es como un estado único para esta reacción química?  
 L: Sí.

El entrevistado **A49**, en la Cuestión 7, apoya la concepción estequiométrica del equilibrio basándose en que es una reacción reversible y que debe mantener la constante de equilibrio:

(...)

E: Si se tiene esta ecuación  $I_2(g) + H_2(g) = 2HI(g)$  ahora son gases en un recipiente. ¿Qué verías en el recipiente en el equilibrio?



A: Esto me muestra la relación que hay entre cantidades, pero no... Pero yo no voy a ver una partícula de esto, una de esto y ... Vería dos blancas...  
 E: ¿Verías nada más que cuatro moléculas?  
 A: Sí, en el supuesto caso en que pudiéramos...  
 E: ¿Y si fueran más?

A: Vería esa relación.  
 E: ¿Siempre esa proporción?  
 A: Claro.  
 E: ¿Por ejemplo podrías tener 2 moles, 2 moles y 4 moles?  
 A: Claro.  
 E: ¿Pero esos 4 moles se formaron a partir de esos 2 moles y 2 moles?  
 A: ...Sí, es una constante, de equilibrio.  
 E: ¿Pero si se tienen 2 moles de HI se formaron a partir de uno de yodo y uno de hidrógeno, que ya no van a estar?  
 A: Claro, pero si no, no se podría ver esto como un equilibrio. Sería directamente una reacción directa. O sea, no sería reversible, sería...  
 E: ¿Entonces qué es lo que se tiene en ese sistema en equilibrio? Si se pone inicialmente un mol de yodo y un mol de hidrógeno ¿qué se vería en el equilibrio?  
 A: Si se pone uno y uno, no sé, sería un dinamismo entre..., si se encuentran las moléculas.

Más adelante, en la misma cuestión, este entrevistado, para mantener su concepción estequiométrica del equilibrio, ante una pregunta que le impone un conflicto (¿qué significa una constante de equilibrio muy alta?), recurre a considerar a la situación inicial como un equilibrio preexistente, que es perturbado:

(...)  
 E: ¿Sí la  $K_c$  es muy alta qué indicaría?  
 A: Que tengo mayor cantidad de producto. Más productos que reactivos.  
 E: Por ejemplo, pueden haber 10 de productos y 1 y 1 de reactivos, sin que se conserve la relación estequiométrica ¿puede estar en equilibrio?  
 A: (silencio corto) Sí, si altero esto..., podría ser aumentando la temperatura. Si es una reacción que la favorece la temperatura, si aumento la temperatura voy a tener más producto.  
 E: Entonces si aumenta la temperatura ¿ahí sí vas a poder tener esa relación de productos?  
 A: Sí, si a la reacción la favorece la temperatura.

### 8.3.2.3 Conclusiones sobre los resultados obtenidos en las entrevistas iniciales

En este capítulo, los resultados obtenidos de las entrevistas iniciales fueron presentados a partir de una síntesis de las mismas realizada para cada una de las dos situaciones indagadas: (a) imagen del sistema en equilibrio y (b) respuesta ante una perturbación.

Se comprueba que, las mismas concepciones, que fueron definidas previamente para alumnos españoles, son sostenidas, en alguna medida, por los 7 entrevistados argentinos. Estas concepciones son:

- No recipiente cerrado
- Compartimentación del equilibrio
- No coexistencia de todas las especies en el equilibrio químico
- La velocidad directa aumenta en la aproximación al equilibrio
- Acumulación de producto para que inicie la reacción inversa
- Comportamiento pendular
- Composición del sistema igual a los coeficientes estequiométricos
- Concentración de productos igual a concentración de reactivos

- No equilibrio si existe “reactivo limitante”
- En el equilibrio no se produce más la reacción
- Existencia de un “equilibrio previo” en la aproximación al equilibrio
- Ecuación química igual a la situación en particular dibujada
- El sistema en equilibrio contrarresta totalmente la perturbación
- Concentración del equilibrio 1 igual a la concentración del equilibrio 2
- Velocidad del equilibrio 1 igual a la velocidad del equilibrio 2
- Velocidad directa aumenta, velocidad indirecta disminuye y viceversa
- $K_1$  igual a  $K_2$  cuando cambia la temperatura del sistema
- El equilibrio químico como un estado único
- El catalizador favorece sólo reacción directa.

### 8.3.3 Resultados de los módulos de actividades

A continuación se muestran los resultados obtenidos por el grupo experimental (N = 22) en el análisis de los tres módulos de trabajo de la Propuesta Didáctica.

De la misma forma que en el capítulo anterior con alumnos de la UCM, en la presentación de estos resultados se incluyó, en primer lugar, el enunciado de la actividad; luego una tabla con los porcentajes de las distintas respuestas dadas, tanto en el momento individual como en el momento en grupo pequeño. Luego se añadieron algunas transcripciones interesantes y representativas de las respuestas de los alumnos; y por último, otra tabla donde se muestra la influencia de la discusión en pequeño grupo sobre las respuestas iniciales; es decir, el porcentaje de alumnos que mantuvieron o cambiaron sus respuestas, ya sean correctas o incorrectas, por efecto de la discusión en grupo.

Por la extensión que ocupa la información mencionada en el párrafo anterior, y teniendo en cuenta que su lectura puede resultar tediosa, después de haberla hecho en el capítulo precedente (Apartado 7.3.3), en los siguientes apartados sólo se incluye una síntesis de los resultados obtenidos en el análisis de los módulos para el caso de la UNC. En esta síntesis se destacan aspectos interesantes o que difieren de los encontrados con alumnos españoles.

#### 8.3.3.1 Primera parte: Módulo 1

La mayoría de estudiantes no presentaron dificultades en la Actividad 1, cuyo propósito es contribuir a diferenciar los conceptos cantidad (masa y volumen) y concentración.

En la actividad 2 tampoco se observaron grandes dificultades. Esta actividad promueve la construcción del modelo cinético molecular, a través de la comprensión de la influencia de la concentración y de la temperatura sobre el número de choques por unidad de tiempo. Pocos alumnos atribuyeron un mayor número de choques a la cantidad de partículas presentes y no a la concentración. Un 10 % de los alumnos

consideraron que entre las partículas del gas habían fuerzas o interacciones; sin embargo, ninguno afirmó que había aire, idea previa muy frecuente.

En estas dos primeras actividades, las respuestas incorrectas expresadas en el momento individual fueron corregidas significativamente con la discusión en grupo.

Las Actividades 3 y 4 buscan profundizar la discusión sobre características de un sistema en equilibrio químico, en especial sobre su composición. La Actividad 3 se propone indagar cuántos alumnos sostienen una imagen compartimentada del equilibrio químico; es decir, que consideran a los reactivos en un recipiente (generalmente el de la izquierda) y a los productos en otro recipiente (el de la derecha). Esta concepción la sostuvo un 27 % de los alumnos, pero curiosamente, un 55 % escribía a la especie producto de la reacción como  $2\text{IH}$ , es decir agregando el coeficiente estequiométrico. En este caso todos los alumnos que sostuvieron la concepción compartimentada del equilibrio también sostenían la idea estequiométrica.

Esta idea estequiométrica sobre la composición de un sistema en equilibrio químico se vio confirmada en la Actividad 4 con un 77% de los alumnos. Dado el grado de extensión de esta idea, la discusión en grupo no se mostró eficaz en superarla.

Algunas explicaciones manifestadas por los estudiantes fueron: “Porque la relación estequiométrica es así, y el sistema está en equilibrio”; “Se mantiene el equilibrio estequiométrico”, confirmando esta respuesta en lo grupal afirmando “La cantidad de moléculas o elementos no cambian sino que se recombinan bajo reglas de fórmula”; “Porque puse lo que indica la reacción estequiométrica en equilibrio”.

En definitiva, en estas actividades, donde el enunciado de la cuestión incluye la ecuación química, un alto porcentaje de alumnos dibujó a la mezcla en el equilibrio en cantidades iguales o proporcionales a los coeficientes estequiométricos.

A los estudiantes les resultó más sencillo asociar correctamente el nivel simbólico con el nivel submicroscópico en la Actividad 5, que el nivel submicroscópico con el nivel simbólico en la Actividad 6. Aunque en ambas tendieron a considerar a los coeficientes estequiométricos como las cantidades presentes en el sistema, por ejemplo el 22% eligió la opción d en la Actividad 5, coincidente con el lado derecho de la ecuación química ( $2\text{SO}_3$ ). Justificaron de la siguiente manera: “Porque quedan 2 moléculas de  $\text{SO}_3$ ”, “Dos átomos de azufre gaseoso se unen con 3 átomos de  $\text{O}_2$  (g) para formar 2 moléculas de  $\text{SO}_3(\text{g})$ ”. Esta idea fue corregida por sólo el 13% con la discusión en el grupo de pares.

En la Actividad 6 un 50% eligió como ecuación química a la opción d ( $3\text{X} + 8\text{Y} + 3\text{XY}_2 + 2\text{Y}$ ) coincidente con el número de partículas representadas en el dibujo. Afirieron: “Porque voy contando las X e Y de la reacción”; “Se forman 3 moléculas de  $\text{XY}_2$  y 2 moléculas de Y que no reaccionan”.

En forma similar a los resultados obtenidos por Nurrenbern y Pickering (1987), estos alumnos asocian una situación experimental con la ecuación química, para muchos la cantidad de moles presentes al final de una reacción química tiene que ser igual al coeficiente estequiométrico del producto. Muchos de ellos suelen escribir la

ecuación química contando el número de partículas totales de cada una de las especies que aparecen en una representación con partículas.

En la Actividad 7, el 90% de los estudiantes no tuvieron problemas en relacionar la concentración de reactivos y la temperatura como factores que van a influir en la velocidad inicial de formación de productos.

Al igual que con los alumnos españoles en la Actividad 8, las tres palabras que más asociaron con la palabra “equilibrio” son “estático”, “igualdad” y “estabilidad” y los dos dibujos asociados al equilibrio más frecuentes fueron la balanza y la ecuación química con doble flecha.

En definitiva, en las ocho actividades del Módulo 1 se distinguieron las mismas tendencias en las respuestas, tanto individuales como grupales, entre alumnos de los dos países.

### 8.3.3.2 Segunda parte: Módulo 2

En la Actividad 9 los alumnos interpretaron correctamente (a partir de representaciones con partículas) lo que ocurre al aproximarse al equilibrio con las concentraciones de una mezcla que parte de reactivos solos, y la constancia de las concentraciones en el equilibrio químico, aunque no brindaron espontáneamente explicaciones, sobre por qué se alcanzó el equilibrio, utilizando las velocidades de reacción.

En forma similar a lo ocurrido con alumnos españoles, en las explicaciones brindadas por los estudiantes sobre las razones de por qué permanecen las concentraciones constantes, se observa que utilizan argumentos finalistas del tipo: “Las concentraciones de productos y reactivos cambian para mantener  $K_c$  constante proporcionalmente”; “La concentración de reactivos y productos cambian para mantener  $K_c$  constante”.

En las Actividades 10 y 11 más del 90% de los estudiantes no presentaron grandes dificultades en elegir el gráfico correcto correspondiente a lo que le sucede a la concentración de reactivo y de producto cuando el sistema se aproxima al equilibrio.

Mayores dificultades se presentaron en la misma situación en lo que se refiere a lo que le ocurre a la velocidad directa (Actividad 12): cerca de un 24% afirmó que la velocidad directa aumenta o permanece constante al aproximarse el sistema al equilibrio químico. Los que mencionaron que permanece constante generalmente se refirieron a la situación de equilibrio no a la aproximación: “La velocidad directa e inversa se igualan y permanecen constantes cuando el sistema alcanza el equilibrio”, en cambio los que mencionan que aumenta justificaron con argumentos del tipo: “Porque cuando la reacción se aproxima al equilibrio la  $v_d$  es mayor que la  $v_i$ , los reactivos se consumen más rápido para formar productos”. La discusión grupal produjo mejoras considerables en estas cuestiones que emplean gráficos lineales.

En la Actividad 13 se vuelve a indagar cómo relacionan el nivel submicroscópico con el nivel simbólico al solicitarles que escriban la ecuación química correspondiente,

a partir de una imagen con partículas. A esta altura, y como producto de los aprendizajes ocurridos en el Módulo 1, el 64% de los estudiantes escribieron correctamente la ecuación química a partir de una representación con moléculas, aunque sólo el 23% incluyó los estados de agregación en la ecuación y un 14% utilizó las cantidades presentes como coeficientes estequiométricos.

En esta actividad, la numeración de los átomos permite apreciar si consideran al equilibrio químico como un equilibrio dinámico, donde la reacción se sigue produciendo pero sin modificar las concentraciones de las especies: “Se mantiene el número de moléculas, cambia las posiciones de los átomos”. Un 41% no cambió el número de los átomos en las moléculas o directamente no las numeró y un 36% no mantuvo constantes las concentraciones de las especies. La discusión en grupo influyó positivamente en las respuestas dado que un 27% cambia a correcta como producto del trabajo en grupo.

En la Actividad 14, el 55% de los estudiantes representó la disminución de la velocidad directa y el aumento de la velocidad inversa, lo que estaría indicando que no han realizado una lectura profunda de la consigna que solicita en el equilibrio y no en la aproximación al mismo. Otra razón podría encontrarse en una tendencia a realizar el mismo tipo de curva para estas representaciones gráficas, que en realidad se correspondería a concentraciones versus tiempo, dado que las velocidades se tendrían que igualar en el equilibrio: las curvas se encontrarían en una misma recta.

En la Actividad 15, los estudiantes asociaron a la palabra “modelo” fundamentalmente con las palabras “representación”, “ejemplo”, “prototipo”, “explicación”. Algunas explicaciones estuvieron cercanas a la idea errónea de que los modelos son “copias” de la realidad: “Algo que debe ser imitado, que debe seguir ciertas pautas”, “Algo para copiar”, “Es algo que nos da un patrón a seguir”.

En las Actividades 16 y 17, cerca de la mitad de los estudiantes predijeron correctamente la evolución del sistema en equilibrio químico perturbado por distintos cambios, como una disminución de volumen o el agregado de más de uno de los reactivos, y pudieron aplicar esta predicción en la selección de una situación molecular adecuada. Aunque la mayoría no hizo explícito que aplicó el principio de Le Chatelier, no lo enunciaron ni lo utilizaron al analizar las respuestas dadas. Tampoco emplearon otro tipo de análisis como la utilización de la ecuación de  $K_c$  en función del número de moles y volumen total o la ecuación de  $K_p$  en función de las fracciones molares y de la presión total. Se observaron mejoras con la discusión en grupo.

En la Actividad 16, el 40% no conservó el número de átomos en el recipiente cerrado y un 10% dibujó el mismo número de moléculas de cada especie que las iniciales. En la Actividad 17, aproximadamente un 18% considera que el nuevo equilibrio tiene las mismas concentraciones que el equilibrio inicial; muchos de ellos asignan esa igualdad a la constancia de  $K_c$  a temperatura constante: “Porque  $K_c$  es la misma”, “La proporción de elementos que se conforman sigue siendo la misma, el esquema no debería cambiar”. La discusión grupal sirvió para que un 31% corrigiera sus respuestas iniciales y, por ejemplo, fijara su atención en la constancia de  $K_c$ , que no había sido explicitada con el valor correspondiente en la respuesta individual

### 8.3.3.3 Tercera parte: Módulo 3

La Actividad 18 les permite distinguir en un gráfico concentración versus tiempo el estado de equilibrio inicial, el estado perturbado y el estado de equilibrio final. Un 82% contestó correctamente: “Porque al agregar hidrógeno a los reactivos el sistema tiende a un nuevo equilibrio en el cual la concentración de  $H_2$  es mayor que antes”, “La reacción se desplaza hacia los productos para que  $K_c$  se mantenga constante al aumentar  $[H]$ ”. Un 9% brindó una explicación incompleta o poco fundamentada: “Dado que el sistema tiende a compensar el equilibrio, parte del hidrógeno se convierte en producto y el resto permanece como  $H_2$ ”. La mayoría no partió de enunciar el principio de Le Chatelier y la posterior aplicación del mismo a la situación planteada; tampoco utilizaron un análisis de la ecuación de  $K_c$ . En las respuestas que hacen referencia a que al final queda parte del reactivo que se adicionó, se observó cierta confusión con el concepto de reactivo en exceso de una reacción que se completa: “... que queda reactivo del añadido sin reaccionar”.

En la Actividad 19, que fue contestada correctamente por el 91% de los estudiantes, sólo un 5 % de los alumnos pareció asumir la concepción de que primero se debe completar la reacción directa para que comience la reacción inversa. Los estudiantes no contemplaron a la concepción pendular del equilibrio químico cuando la cuestión presenta el proceso en un gráfico lineal concentración versus tiempo.

En estas últimas actividades el porcentaje de respuestas incorrectas es bajo, con respecto al porcentaje que se obtendría si uno les pregunta en forma verbal, dada la influencia del contacto con la información en forma gráfica; es decir, les resulta más fácil reconocer la respuesta correcta en comparación a las otras opciones. Esto se confirma por el tipo de justificaciones que dan. La discusión en grupo contribuye a completar las respuestas individuales y también contribuye a ampliar las respuestas puramente descriptivas en respuestas más explicativas, con una mayor profundización conceptual.

Un 64% contestó correctamente la Actividad 20 haciendo referencia a que es exotérmica. La idea de que la constante de equilibrio no se modifica con los cambios de temperatura fue sostenida por el 9% (20% de los alumnos en el caso de la UCM). En una forma similar a lo que ocurrió en la Actividad 19, se aprecia un menor número de alumnos con dificultades en la predicción de la evolución del equilibrio, comparando con los resultados que se obtuvieron en las entrevistas y cuestionarios, sabiendo que para los alumnos les resulta más difícil hacerlo ante cambios de temperatura. Esto se debió a la influencia de la información gráfica que se presentó y al trabajo previo con los módulos.

En la Actividad 21, un 68% predijo correctamente lo que ocurre con la velocidad directa, aunque un 32% sostuvo que tendría el mismo valor en el equilibrio final, alcanzado después de la perturbación, que en el equilibrio inicial: “La velocidad aumenta con la adición de X para formar más productos hasta que llega a un equilibrio y vuelve a su constante anterior”, “Aumenta la velocidad de reacción al aumentar el número de átomos hasta encontrar el equilibrio”, “Al agregar reactivo la  $v_d$  aumenta y luego desciende a su valor anterior ya que regresa a la estabilidad”. Un 18% de fallos se corrige con la discusión en grupo.

Con respecto a lo que le ocurre a la velocidad inversa, el 68% contestó correctamente, un 27% sostuvo que tiene el mismo valor en el equilibrio final que en el inicial: “Se encuentra en equilibrio y las velocidades son iguales” y un 20% hizo referencia a que disminuía: “Al aumentar reactivos, la  $v_d$  aumenta y la  $v_i$  disminuye primero y se equilibra luego”. En sus explicaciones muchos hicieron referencia a un mayor número de colisiones, es decir a la relación entre concentración y velocidad de reacción.

Desde la Actividad 21.a hasta la 22, pasando por la Actividad 21.b, se aprecia un notable descenso (32, 27, 9% respectivamente) de los alumnos que sostienen que las velocidades en el equilibrio inicial son iguales a las del equilibrio final, logrado después de la perturbación. Las discusiones en grupo han tenido un resultado positivo sobre este aspecto.

En la Actividad 21, el 20% mantuvo la idea de que si la velocidad directa aumentaba la inversa debía disminuir o viceversa (el 33% en alumnos de la UCM). Con la discusión grupal se les generaron dudas y algunos corrigieron sus respuestas. Presentadas ambas velocidades en un mismo gráfico lineal (Actividad 23), el número de alumnos que adoptan esta concepción aumentó al 55% (66% UCM), y en este caso la discusión en grupo modificó a correctas el 13% de las respuestas. Algunos argumentos fueron: “Porque al dar calor está aumentando la  $v_i$  y la  $v_d$  disminuyendo”, “Porque el proceso es exotérmico al aumentar la temperatura  $v_d$  disminuirá y aumentará la  $v_i$ , alcanzando luego un nuevo equilibrio mayor que el anterior”.

El tipo de representación utilizada en la Actividad 24 para visualizar la acción de un catalizador en un sistema en equilibrio químico favoreció en los alumnos el surgimiento de explicaciones con partículas y con el modelo de colisiones: “Porque aumenta la probabilidad de encuentro en la formación de productos y en la separación del mismo”.

La idea de que el agregado de catalizador sólo favorece la reacción directa se presentó en el 14% de los alumnos (en la UCM estuvo más extendida un 40%), dado que es la función hipotética que se le asigna al catalizador, “obtener más producto”: “Con la adición de un catalizador se mejoran las condiciones de rendimiento para que los reactivos generen productos por lo que la concentración de productos aumentará”. Sobre esta idea influye la concepción abordada en las actividades anteriores, pues asumen que si la  $v_d$  aumenta la  $v_i$  debe disminuir. Se produjo un efecto positivo como resultado de la discusión grupal.

A diferencia de lo que ocurrió con alumnos de la UCM, ningún estudiante hizo referencia a los “catalizadores negativos y positivos”, dado que no se trató en la enseñanza. Un solo alumno mencionó que  $K_c$  aumenta con el agregado del catalizador.

De la misma forma que con los alumnos de los grupos experimentales españoles, con los estudiantes argentinos se distinguió, gradualmente a lo largo de las actividades y de las sesiones, un mayor uso de los modelos presentados en los argumentos brindados en sus respuestas y una superación, no siempre total, de las concepciones alternativas detectadas.

En definitiva, se observaron, en general, las mismas tendencias en las respuestas, tanto individuales como grupales, entre alumnos de los dos países, también se presentaron claras coincidencias en las palabras que asociaron con los términos “equilibrio” y “modelo”. Sin embargo, se detectaron menores porcentajes en el sostenimiento de concepciones alternativas en el caso de la UNC con respecto a los obtenidos con alumnos de la UCM. Dado que se trata de las mismas actividades y metodología, estas diferencias se deben al mejor intercambio docente alumno y seguimiento que pudo realizar el coordinador, al tratarse de una clase no numerosa. En ambos países, el efecto de la discusión en pequeño grupo se mostró poco eficaz en el caso de cuestiones relacionadas con las concepciones alternativas más extendidas, no así en otras cuestiones “más sencillas” relacionadas quizás con faltas de atención o interpretación.

### 8.3.4 Resultados del Cuestionario Final: TPEQ

Finalizados los tres módulos de la Propuesta Didáctica se administró, como cuestionario final, el Test de Propositiones sobre el Equilibrio Químico (TPEQ) a los dos grupos (experimental y control).

Tanto el grupo experimental como el de control habían terminado de tratar el tema cuando se les administró el TPEQ. Como ya se mencionó habían recibido clases teóricas y de resolución de problemas y habían realizado una práctica de laboratorio sobre el tema. Incluso los alumnos del grupo de control habían tenido una evaluación parcial que incluyó el tema del equilibrio químico.

En el análisis de los resultados obtenidos se tuvieron en cuenta los logros y concepciones alternativas definidos en el estudio preliminar (Apartado 5.3.1):

#### Logros

1. Predicen correctamente el cambio de las concentraciones de reactivos y productos cuando el sistema se aproxima al equilibrio (ítem 1)
2. Consideran la constancia de las concentraciones en el equilibrio (ítem 3)
3. Escriben la ecuación de  $K$  para esta reacción (ítem 4)
4. Interpretan el significado de una constante de equilibrio alta o baja (ítem 5)
5. Mencionan el aspecto dinámico del equilibrio químico (ítem 6.1)
6. Admiten la igualdad de las velocidades directa e inversa en el equilibrio (ítems 6.2, 11.1, 16.1, 22.1)
7. Conocen el enunciado del principio de Le Chatelier (ítem7)
8. Aplican correctamente este principio en la evolución de las concentraciones del sistema perturbado (ítem 8, 13, 19)
9. Predicen la constancia de  $K$  ante modificaciones de concentración de un reactivo y del volumen del sistema a temperatura constante (ítem 12, 23)

Los porcentajes obtenidos en los principales logros de los 18 estudiantes del curso de Ingeniería y de los 22 estudiantes de Licenciatura en Biología, se muestran en la Tablas 8.3.

Tabla 8.3: Porcentajes de respuestas correctas para ambos grupos.

Logros	Control N = 18	Experimental N = 22	Diferencias estadísticas
1. Cambio concentraciones aproximación al equil.	77,8	90,9	$\chi^2 = 0,64$ (g.l. = 8) $p > 0,05$
2. Constancia de concentraciones en el equilibrio	94,4	100	
3. Escritura ecuación de $K_c$ para esta reacción	77,8	90,9	
4. Significado constante equilibrio alta o baja	77,8	81,8	
5. Aspecto dinámico del equilibrio	94,4	100	
6. Igualdad de velocidades en el equilibrio	100	100	
7. Enunciado del principio de Le Chatelier (LC)	88,9	86,4	
8. Aplicación LC cambio concentración y presión	66,7	77,3	
9. Constancia de $K_c$ en cambios a temperatura fija	66,7	77,3	

Los alumnos contestan de la misma forma en distintas partes del test que evalúa el mismo aspecto. Por ejemplo, todos los alumnos de ambos grupos contestan bien sobre la igualdad de la velocidad directa y la velocidad inversa en el equilibrio en los cuatro subítems en que se pregunta (6.2, 11.1, 16.1, 22.1). No se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas entre ambos grupos de alumnos en la prueba *Ji-Cuadrado*.

Como ya se ha discutido, el hecho de resaltar los logros de los alumnos pone en evidencia la confiabilidad del instrumento utilizado. El hecho de que los estudiantes no eligen al azar sus respuestas se comprueba observando que, en general, van eligiendo correctamente las opciones y presentan dificultades sólo en determinados ítems.

### Concepciones alternativas

1. “La velocidad de la reacción directa se incrementa desde la mezcla de los reactivos hasta que el equilibrio se ha establecido” (ítem 2.1)
2. “Las concentraciones de todas las especies en distintas situaciones de equilibrio permanecen constantes” (ítems 9.2-9.4), (ítems 14.1-14.3)
3. “Para una reacción química, en distintas situaciones de equilibrio, las velocidades de reacción directa e inversa permanecen constantes” (ítems 11.2, 16.2, 22.2)
4. “Si la velocidad de reacción directa aumenta, la velocidad de la reacción inversa debe disminuir y viceversa, ante cambios en las condiciones del sistema en equilibrio” (ítems 10.2, 21.2, 15.1)
5. “La constante de equilibrio permanece inalterable ante cambios de la temperatura” (ítem 17)
6. “El catalizador actúa sólo en un sentido” “El catalizador decrece la velocidad inversa” (ítem 24.2)

De la misma forma que en el capítulo anterior, las concepciones alternativas se compararon teniendo en cuenta el número de concepciones alternativas que sostuvo cada alumno (máximo 6 concepciones alternativas) y comparando ambos grupos en el porcentaje de cada una de las concepciones.

En la Tabla 8.4 se presentan los resultados promedios en el total de respuestas correctas en el Test de Proposiciones sobre un total de 56 opciones y en el número de concepciones alternativas mantenidas en cada grupo (máximo 6).

Tabla 8.4: Síntesis de los resultados obtenidos para estudiantes de la UNC.

Grupo	N	TPEQ			Número de concepciones alternativas		
		total	media	desv.	estad.	media	desv.
Grupo control	18	38,8	5,6	t = 5,1	2,9	1,3	t = 6,9
Grupo experimental	22	47,7	5,5	p<0,01	0,8	1,0	p<0,01

Se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas, a favor del grupo experimental, en el test  $t$  de Student de comparación de medias para muestras independientes, en el puntaje en el TPEQ y en el número de concepciones alternativas, para 38 grados de libertad. Los resultados obtenidos por grupo en cada una de las concepciones alternativas se muestran en la siguiente tabla:

Tabla 8.5: Porcentajes en determinadas concepciones alternativas UNC.

Concepción alternativa	Control N = 18	Experimental N = 22
1. Velocidad directa aumenta hasta el equilibrio	50,0	13,6
2. Concentraciones ctes en distintas situaciones equil.	33,3	4,5
3. Velocidades ctes en distintas situaciones de equil.	44,4	9,1
4. Si $v$ directa aumenta, $v$ inversa disminuye	72,2	31,8
5. Constancia de $K$ ante cambios de temperatura	50,0	13,6
6. El catalizador decrece la velocidad inversa	44,4	4,5

Como ya se mencionó, la concepción 4 fue analizada teniendo en cuenta en conjunto los subítems 10.1 y 10.2, 15.1 y 15.2, 21.1 y 21.2. Se consideró la presencia de la concepción cuando se atribuían respuestas cruzadas a cada par de subítems, es decir cuando los estudiantes afirmaban que una aumentaba y la otra decrecía o viceversa. Se atribuyó la presencia de esa concepción cuando aparecía en dos o más pares de subítems.

Igualmente para la concepción alternativa 2 (ítems: 9.2, 9.3, 9.4, 14.1, 14.2, 14.3) y la concepción 3 (ítems: 11.2, 16.2 y 22.2) se atribuyó la presencia de esa concepción cuando aparecía en dos o más subítems.

Para analizar la presencia de las distintas concepciones alternativas en cada uno de los grupos, se procedió estadísticamente a realizar la prueba  $Ji$ -Cuadrado, para tablas de contingencia de  $2 \times 2$  para dos variables dicotómicas. En este caso, el  $p$ -valor asociado al estadístico  $Ji$ -Cuadrado puede ser poco preciso, por ello, se utiliza la corrección de Yates y, alternativamente, la prueba de la probabilidad exacta de Fischer (Ferrán, 2001).

Las dos variables a comparar son el tratamiento (grupo experimental y grupo control) y la presencia de una concepción alternativa en particular (presencia y no presencia). La hipótesis nula a contrastar es la independencia de estas dos variables. Es decir, que los dos tratamientos son homogéneos respecto a la presencia de la concepción alternativa, o que los tratamientos son independientes dado que la eficacia de los dos es la misma. Para un  $p < 0,05$  se rechazará la hipótesis nula, lo que indicaría que las diferencias entre lo observado y lo esperado son estadísticamente significativas. En este caso se aceptaría que dependiendo del tratamiento la probabilidad que aparezca la concepción alternativa es distinta.

Tabla 8.6: Número de estudiantes que sostienen concepciones alternativas, y diferencias estadísticas entre grupos control y experimental.

Concepción alternativa	Control N = 18	Experimental N = 22	Corrección de Yates	Probabilidad (g.l. = 1)
1	9	3	4,6	<0,05
2	6	1	3,9	<0,05
3	8	2	4,8	<0,05
4	13	7	4,9	<0,05
5	9	3	4,6	<0,05
6	8	1	6,9	<0,01

Se aprecian diferencias estadísticamente significativas entre los dos grupos (control y experimental) en el sostenimiento de todas las concepciones alternativas, a favor del grupo experimental. Los mismas  $p$  se obtuvieron de la prueba de la probabilidad exacta de Fischer, todas menores a 0,05 exceptuando la concepción alternativa 6 con  $p < 0,01$ .

En la Tabla 8.7, se aprecia el número de alumnos de cada grupo que mantuvieron ninguna concepción, una concepción, dos concepciones y así sucesivamente:

Tabla 8.7: Número de alumnos por grupo que sostienen concepciones alternativas.

Nº de concepciones alternativas sostenidas	Control	Experimental
0	1	11
1	1	7
2	3	3
3	8	1
4	3	0
5	2	0

De esta tabla se desprende que los 18 alumnos del grupo de control presentaron 53 concepciones alternativas (promedio 2,9 cada uno) y los 22 alumnos del grupo experimental presentaron 17 (promedio 0,8 cada uno).

De los 7 alumnos del grupo experimental que sostuvieron sólo una concepción alternativa, uno sostuvo la concepción 5, uno la concepción 1 y cinco la concepción 4. Es decir, que en cinco alumnos del grupo experimental se aprecia como único error relevante la elección de la opción incorrecta en dos o más subítems de los tres relacionados con esta concepción.

### 8.3.5 Resultados entrevistas finales

A continuación se presentan los resultados obtenidos en las entrevistas finales, realizadas a los 4 alumnos del grupo experimental que fueron entrevistados inicialmente. Estos resultados se presentan, para las dos situaciones abordadas en las entrevistas, destacando para cada entrevistado, primero, una síntesis de las dificultades

observadas en la entrevista inicial y, segundo, la medida en que el estudiante superó esas dificultades en la entrevista final, acompañado por transcripciones de la misma.

### a) Imagen del sistema en equilibrio

El estudiante **A43** había sostenido en las entrevistas iniciales que debía juntarse cierta cantidad de productos para que empiece la reacción inversa. También había mantenido dudas sobre la composición del sistema en equilibrio (igualdad de concentraciones de reactivos y productos, composición estequiométrica, reactivo limitante). En la entrevista final superó esas concepciones, solamente mantuvo algunas dudas sobre si la velocidad directa aumentaba o disminuía al aproximarse el sistema al equilibrio partiendo de reactivos.

Cuestión 1: *Explica qué representa:*  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$  *También dibújalo.*

(...)

E (Entrevistador): ¿Qué va pasando con las velocidades?

J: Esta velocidad a medida que pasa el tiempo va disminuyendo y esta va aumentando. Eso es lo que quería decir.

E: Pero dijiste que la velocidad directa va aumentando... Entonces ¿por qué se alcanza el equilibrio?

J: La velocidad directa va disminuyendo, la inversa va aumentando, hasta que se igualan.

E: Si se ponen cuatro moles de yodo y un mol de hidrógeno ¿se alcanza el equilibrio?

J: Sí.

E: ¿De qué depende la constante de equilibrio de esta reacción?

J: De las concentraciones, a ver ... y de la temperatura.

E: Una vez que se alcanza el equilibrio ¿se sigue produciendo la reacción?

J: Sí, porque es dinámico.

E: ¿Y qué verías?

J: Se mantendrían constantes las concentraciones en el equilibrio.

E: ¿Y cómo es que se sigue produciendo la reacción y las concentraciones se mantienen constantes?

J: Porque es un equilibrio dinámico.

E: ¿Cómo lo explicarías usando los términos átomos y moléculas?

J: O sea. Están reaccionando continuamente, las moléculas de productos se siguen transformando en reactivos.

En la primera entrevista, la alumna **A44** imaginó al sistema en equilibrio como compartimentado, con una composición igual a los coeficientes estequiométricos. También afirmó que la velocidad directa aumenta al aproximarse el sistema al equilibrio partiendo de reactivos. En la entrevista final no se observó la presencia de ninguna concepción alternativa.

Cuestión 16: *Si se mezcla 1 mol de dióxido de nitrógeno con 1 mol de tetraóxido de dinitrógeno a T constante. ¿Qué ocurre? Dibuja y explica.*  $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

(...)

E: ¿En las cantidades presentes tiene que haber el doble de dióxido que de tetraóxido?

A: No, necesariamente.

E: ¿Qué significa la doble flecha?

A: Significa que la reacción es reversible.

E: Si se pone sólo dióxido de nitrógeno ¿por qué se alcanza el equilibrio?

A: Supuestamente por la reacción se van a producir producto, se va a formar producto, entonces al mismo tiempo que el reactivo está formando producto, como es una reacción que se puede revertir, ese producto va a formar reactivos. Se alcanza el equilibrio porque las velocidades se equiparan de la dos.

E: Al principio ¿qué pasa con la concentración de dióxido?

A: Al principio, con el tiempo comienza a disminuir y la concentración de productos empieza a aumentar...

E: ¿Entonces qué pasa con la velocidad directa?

A: Disminuye de reactivos a productos y aumenta de productos a reactivos, hasta que se alcanza el equilibrio, o sea hasta que las velocidades se igualan.

E: ¿Si se ponen 6 moles del reactivo y uno de producto se alcanza el equilibrio igual?

A: Sí, siempre.

E: ¿Entonces no habría reactivo limitante en el equilibrio?

A: No.

E: Una vez que se alcanzó el equilibrio ¿qué pasa con las cantidades presentes?

A: No varían las concentraciones.

E: ¿Se sigue produciendo la reacción?

A: Siempre.

E: ¿Y cómo uno se daría cuenta?

A: Se puede probar que los compuestos varían pero los elementos... o sea la composición de los elementos... de las moléculas van a cambiar.

E: ¿Cambiará el número de moléculas que se tienen de cada una de las especies?

A: No, no. No cambia, sino la disposición.

E: ¿Este átomo de oxígeno puede ahora estar en otra molécula?

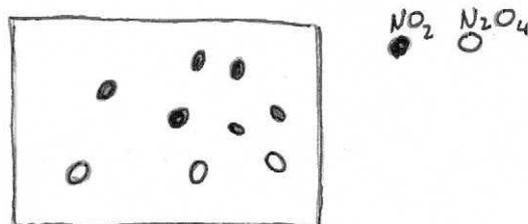
A: Sí, sí.

E: ¿Cómo se llama este tipo de equilibrio?

A: Dinámico.

El estudiante **A46** en su primera entrevista sostuvo las siguientes concepciones alternativas: equilibrio compartimentado y composición estequiométrica. También mantuvo dudas sobre de qué depende el valor de la constante de equilibrio. En la entrevista final se apreció cómo, partiendo de algunas dudas sobre la composición estequiométrica del sistema, se fue corrigiendo para dar lugar a una respuesta correcta.

Cuestión 20: *Explica y dibuja el siguiente equilibrio químico*  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$   
*Kc muy alta*



E: ¿Pero pusiste cuatro de dióxido y dos de tetraóxido?

L: Claro porque cada dos se forma uno.

E: ¿Las cantidades presentes tienen que ver con los coeficientes estequiométricos?

L: No. Bueno, pero puse... Puedo tener más moléculas porque igual se van a seguir formando, o sea esto está todo el tiempo formándose.

E: A ver, seguí dibujando moléculas.

L: Y puedo tener seis y tres.

E: ¿Con ese dibujo  $K_c$  no es muy alta?

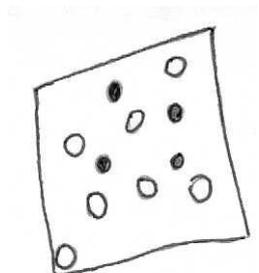
L: Bueno. No. Está mal, está mal.

E: ¿Las cantidades presentes están dados por los coeficientes estequiométricos o por  $K_c$ ?

L: No, no son iguales a los coeficientes estequiométricos.

E: Entonces dibuja acá abajo una situación que represente al sistema con una  $K_c$  muy alta.

L: (hace el dibujo 2) Vería muchas moléculas de productos y pocas de reactivo.



E: ¿Entonces por qué hiciste el dibujo primero?

L: Lo que pasa es que yo lo hago así para entenderlo, que son cada dos moléculas una. Pero igual ya sé que no tiene que ver.

E: ¿Las cantidades presentes en un experimento son necesariamente las cantidades estequiométricas?

L: No.

E: ¿Entonces para qué sirve la relación estequiométrica?

L: Y para saber cómo es... cuántas moléculas voy a necesitar para formar...

E: Si inicialmente se mezclan 6 de reactivo y 1 de producto, en vez de dos y uno, ¿se alcanza el equilibrio?

L: Sí.

E: ¿De qué depende el valor de  $K_c$ ?

L: Depende de la temperatura.

La estudiante **A45** en la entrevista inicial había manifestado las siguientes concepciones alternativas: composición estequiométrica, reactivo limitante, velocidad directa aumenta, equilibrio preexistente y comportamiento pendular. En la entrevista final se aprecia que las superó y que ha logrado una comprensión acabada del tema.

Cuestión 3: Si  $\bullet$  representa un átomo de nitrógeno y  $\circ$  representa un átomo de hidrógeno, representar una situación en equilibrio químico correspondiente a la siguiente reacción química:  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

(...)

R: Bueno, puse que como está en equilibrio, primero la velocidad directa e inversa son iguales, y representé a todas las especies, pero no son los coeficientes estequiométricos, o sea está en la relación que hay. Y las concentraciones dependen de  $K_c$ , acá sería una  $K_c$  alta porque hay bastante cantidad de productos.

E: A ver ¿estás diciendo que las cantidades presentes no son iguales a los coeficientes estequiométricos?

R: No, y está dado por  $K$ .

E: ¿Y  $K$  de qué depende?

R: De las concentraciones.

E: Pero el valor de  $K$  ¿de qué depende?

R: Eh. Y depende de ..., y depende de la temperatura y... depende de las concentraciones también. Uhm... de la temperatura nada más.

E: Si se agregan inicialmente sólo los reactivos ¿por qué se alcanza el equilibrio?

R: Bueno, yo agrego nitrógeno e hidrógeno y entonces empiezan a formar el producto. Y el equilibrio se alcanza cuando a igual velocidad se forma producto y a igual velocidad se descompone el producto para formar reactivo. Entonces como las velocidades son iguales se alcanza el equilibrio. Eso se mantiene constante hasta que se produce una perturbación.

E: ¿Qué pasa con la concentración de reactivos?

R: Disminuye a medida que se forma producto y la de producto aumenta hasta un cierto punto cuando después...

E: ¿Y la velocidad directa entonces?

R: La velocidad directa disminuye y la inversa aumenta, hasta que se alcanza el equilibrio y las dos son iguales.

E: En realidad al revés, las velocidades se igualan y por eso se alcanza el equilibrio.

R: Claro, el equilibrio se alcanza porque se igualan las velocidades.

E: ¿Cambian las concentraciones en el equilibrio?

R: No.

E: ¿Se sigue produciendo la reacción?

R: Sí.

E: ¿Y cómo puede ser que se siga produciendo la reacción y no cambien las concentraciones?

R: La reacción se produce en los dos sentidos, por eso. Lo que veo es que hay cambios de... en los átomos digamos. Porque es un equilibrio dinámico.

E: ¿Qué significa la doble flecha?

R: Significa que la reacción se produce tanto para un lado como para el otro y quiere decir que es dinámico, porque está cerrado, no hay perturbación. Las flechas son iguales porque las dos velocidades son iguales en el equilibrio.

E: ¿Se alcanza el equilibrio si se pone un mol de nitrógeno y nueve moles de hidrógeno?

R: Sí, también.

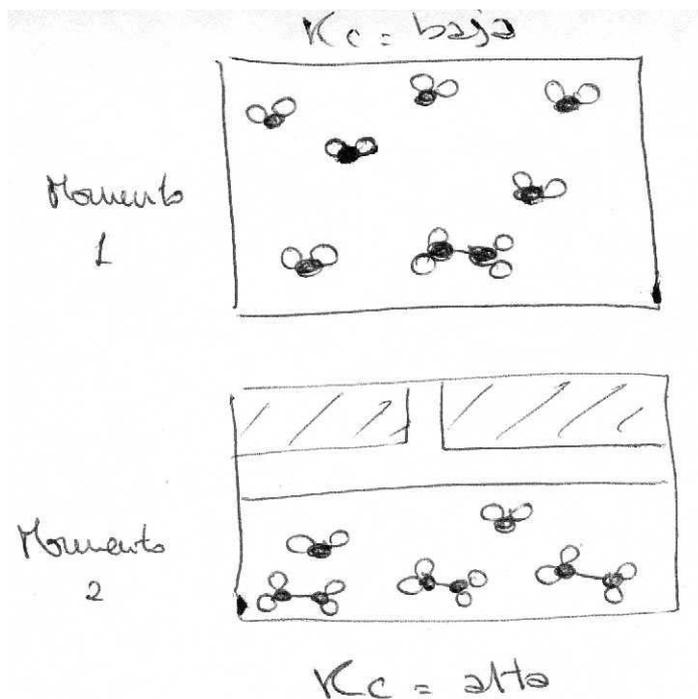
## b) Imagen de la respuesta de un sistema en equilibrio ante una perturbación

La alumna **A44** en su segunda entrevista sobre un sistema perturbado muestra una comprensión aceptable del fenómeno. En la entrevista inicial había afirmado que después de una perturbación el sistema retornaba a otro estado de equilibrio en dónde se volvía a cumplir que las concentraciones de los productos son iguales a las concentraciones de los reactivos. En la entrevista final se observa que durante el desarrollo de la entrevista va adecuando sus modelos mentales sobre lo que ocurre con la constante de equilibrio cuando disminuye el volumen del sistema a temperatura constante.

Cuestión 14: *Para el siguiente equilibrio  $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$  ¿Qué ocurre si se disminuye el volumen del recipiente a temperatura constante? . Explica y dibuja.*

(...)

A: Puse dos momentos. El momento 1 en el cual se tiene una  $K_c$  baja con mayor cantidad de reactivos que de productos. Y un momento 2, en el cual disminuye el volumen y aumenta la presión con respecto al sistema. En este caso la reacción estaba en equilibrio se desplazaba hacia el lado de los productos, produciendo una  $K_c$  más alta con una mayor concentración de productos. Lo que no significa que cambie la  $K_c$  (risas). A ver, la concentración de productos aumentó, en estos casos la  $K_c$  nunca cambia, las proporcionalidades de la  $K_c$  no cambian digamos.



E: Bueno. Ante un cambio de volumen a temperatura constante ¿cambia la  $K_c$ ?

A: Así como lo estoy mirando, sí cambia. De acuerdo a la teoría no.

E: ¿Qué aplicaste para decir que se obtienen más productos?

A: El principio de Le Chatelier. Que ante una perturbación el sistema lo contrarresta con un cambio en el sistema, la reacción va hacia el lado de los productos, para compensar la perturbación.

E: ¿Cuál fue la perturbación?

A: Un aumento de presión por cambio de volumen.

E: ¿Y por qué se desplaza hacia productos y no hacia reactivos?

A: Porque tengo una mayor cantidad de moles de reactivos y al disminuir el volumen, no se va a ir la reacción hacia el lado que tengo más moles, sino va a compensar y se va a ir hacia el lado en que tengo menos moles. Tuve en cuenta la estequiometría.

E: ¿Contrarresta totalmente la perturbación o parcialmente?

A: Uhm, parcialmente.

E: A ver ¿la  $K_c$  cambia o no cambia?

A: Teóricamente dijimos que no cambia, queda claro, con lo único que cambia es con la temperatura. Pero cómo se puede poner...

E: ¿Te acuerdas cómo se planteaba  $K_p$ ?

A: (escribe correctamente la ecuación de  $K_p$ )

E: Si ahora lo ponemos en función de las fracciones molares... ¿Si aumenta la presión que observarías?

A: Tiene que disminuir la concentración de reactivos y tiene que aumentar la de productos para que esto siga siendo constante. Ah está bien, o sea que  $K_c$  no cambia.

El estudiante **A43** en la entrevista inicial había sostenido que el sistema debía retornar a una situación en equilibrio donde las concentraciones volvieran a ser los coeficientes estequiométricos. En la entrevista final se aprecia que ha superado esta idea y que aplica correctamente el principio de Le Chatelier y el modelo de las colisiones.

Cuestión 15: Para el siguiente equilibrio  $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$  exotérmica ¿Qué ocurre si se entrega una cierta cantidad de calor al sistema? . Explica y dibuja.

(...)

J: Bueno, es una reacción exotérmica, cuando pasa de dióxido de nitrógeno a tetraóxido de dinitrógeno es exotérmica, significa que cuando es a la inversa, o sea de productos a reactivos, es endotérmica. Y cuando yo entrego energía favorece la reacción endotérmica, significa que al entregar energía aumenta la concentración de dióxido de nitrógeno.

E: ¿Qué estás aplicando para sacar esas conclusiones?

J: Cinética, cinética molecular.

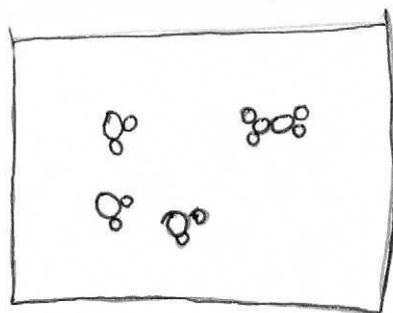
E: ¿Ante una perturbación el sistema tiende a contrarrestar o a reforzar el efecto de la perturbación?

J: Ah..., el principio de Le Chatelier. Cuando hay una perturbación éste lo compensa de alguna forma.

E: ¿Lo compensa parcialmente o totalmente?

J: Parcialmente.

E: ¿Entonces qué vas a observar en el dibujo?



J: Aumenta la concentración de reactivos. Y disminuye la concentración de productos.

E: ¿Se alcanza el equilibrio nuevamente?

J: Sí, sí.

E: ¿A una temperatura mayor o menor?

J: Mayor.

E: ¿Cambia la constante de equilibrio?

J: Sí.

E: ¿Aumentó o disminuyó?

J: Disminuyó  $K_c$ .

E: ¿Cómo serán las velocidades en ese nuevo equilibrio con respecto al inicial?

J: Son mayores. Porque..., se puede explicar por cinética molecular, porque a mayor energía se excitan las moléculas y aumenta la probabilidad de choques.

E: ¿La probabilidad o el número de choques?

J: El número de choques, también.

El alumno **A46** inicialmente afirmó en la primera entrevista que el sistema contrarrestaba totalmente la perturbación, que el estado final de equilibrio alcanzado tiene las mismas concentraciones y velocidades que el equilibrio de partida, que el equilibrio es un estado único. Estas concepciones se observan superadas en la entrevista final, aunque persisten algunas dudas sobre si varía o no la constante de equilibrio ante un cambio de cantidades a temperatura constante. Basándose en el modelo de colisiones pudo predecir correctamente cómo serán las velocidades en el equilibrio final con respecto al equilibrio inicial.

Cuestión 17: *¿Qué ocurre con el siguiente sistema en equilibrio si se agrega más hidrógeno a temperatura constante? Dibuja y explica.*  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$   
(...)

E: ¿Qué pasa con las velocidades de reacción en este nuevo equilibrio?

L: En el equilibrio se igualan las velocidades.

E: Pero ¿cómo son las velocidades de reacción de este nuevo equilibrio con respecto al anterior?

L: Eh... y cuando agregó más hidrógeno, mayor, va a aumentar la velocidad... inversa.

E: ¿Van a ser mayores, menores o iguales que en el equilibrio anterior?

L: No, cómo..., eso no lo entendí.

E: A ver... ¿qué pasó con las concentraciones en el recipiente?

L: Acá cambiaron las concentraciones de antes. Tengo más concentración de hidrógeno y más de producto.

E: Entonces ¿cómo son las velocidades en este nuevo equilibrio respecto al anterior?

L: Tengo más partículas, más choques, sí, mayores entonces. Ah está bien, yo no entendía la pregunta a qué se refería.

E: ¿El equilibrio es un estado único en el que siempre se tienen las mismas concentraciones y velocidades?

L: No.

E: ¿Qué pasa si se le pone un catalizador?

L: Aumentan las velocidades directa e inversa.

E: ¿Obtengo más cantidad de producto?

L: No, las concentraciones no varían.

E: ¿Qué pasó con la constante de equilibrio? ¿Cambió o no cambió?

L: Sí, cambió.

E: ¿De qué depende la constante de equilibrio?

L: De la temperatura. Y, pero voy a tener mayor cantidad de producto.

E: Analízalo en la ecuación...

L: No, bueno, no cambió. Se sigue manteniendo la relación. Está bien.

La alumna **A45** en la entrevista inicial no había predicho correctamente la evolución del sistema perturbado, había mostrado dudas sobre si el sistema tenía que retornar a su composición estequiometría y manifestado que el catalizador, aplicado a un sistema en equilibrio, sólo favorece la reacción directa. En la entrevista final se aprecia que ha superado esas dificultades y construido un modelo mental sólido.

Cuestión 17: *¿Qué ocurre con el siguiente sistema en equilibrio si se agrega más hidrógeno a temperatura constante? Dibuja y explica.*  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$   
(...)

E: ¿Si a esta reacción le agregas más hidrógeno que va a pasar?

R: La reacción va a tratar de reestablecer el equilibrio, de contrarrestar la perturbación parcialmente. Entonces aumenta la cantidad de hidrógeno, va a disminuir la de nitrógeno y va a aumentar la de producto, pero no en la misma medida en la que aumentó el hidrógeno, o sea el sistema lo va contrarrestar parcialmente.

E: ¿Va a cambiar la constante de equilibrio al agregarle más hidrógeno a temperatura constante?

R: No.

E: Escribiendo la ecuación de  $K_c$  ¿cómo explicarías que no cambie el valor de  $K_c$ ?

R: (escribe la ecuación de  $K_c$  correctamente) Si aumenta la concentración de hidrógeno y disminuye la concentración de éste (nitrógeno) y aumenta la concentración de amoníaco.

E: Se tiene un estado de equilibrio y se pasa a otro estado de equilibrio, ¿qué pasa con la concentración de hidrógeno?

R: Aumentó, no de la misma manera que...

E: ¿Qué estás aplicando?

R: El principio de Le Chatelier, que dice que si se le genera una perturbación a un sistema, éste va a contrarrestar parcialmente dicha perturbación.

E: ¿Cuál fue la perturbación?

R: El aumento de la concentración de hidrógeno.

E: ¿La concentración de hidrógeno volvió al mismo valor que en el equilibrio inicial?

R: No, pero tampoco...

E: ¿Qué pasó con la concentración de nitrógeno?

R: Disminuye y la de amoníaco aumenta.

E: ¿Cambia  $K_c$ ?

R: No, no cambia, con la temperatura únicamente.

E: ¿Cómo son las velocidades en el equilibrio segundo con respecto al primero?

R: Son iguales entre sí. Ah, pero con respecto a... van a ser mayores, porque al haber mayor cantidad de hidrógeno, esto va a producir que haya mayor número de choques.

E: ¿De qué dependen las velocidades de reacción?

R: De la concentración y de la temperatura.

E: ¿Qué pasa si le agregas un catalizador al sistema?

R:  $K_c$  se mantiene igual, las concentraciones se mantienen iguales. Acelera la reacción, aumenta la probabilidad de choques. Y aumenta ambas velocidades de reacción, porque tanto como ayuda a que se forme también ayuda a que...

E: ¿Qué produce desde el punto de vista de la cinética química?

R: Disminuye la energía de activación.

### 8.3.5.1 Conclusiones de las entrevistas finales

Durante las entrevistas finales, realizadas después de concluida la Propuesta Didáctica, no se detectó el sostenimiento de concepciones alternativas como las observadas en las entrevistas iniciales. Si bien los alumnos mencionaron en ocasiones algunas consideraciones incorrectas, a lo largo de las entrevistas se fueron corrigiendo solas. Se puede afirmar que fueron adecuando sus modelos mentales al integrar la nueva información.

Los alumnos relacionaron correctamente las concentraciones y la temperatura con las velocidades de reacción, a través de la utilización de imágenes microscópicas como el modelo de las colisiones. También explicaron correctamente la naturaleza dinámica del equilibrio a nivel microscópico, al hacer explícito que el número de moléculas presentes permanece constante pero cambian los átomos que integran cada una de ellas.

En lo que se refiere a la composición de un sistema en equilibrio, las entrevistas finales mostraron que los alumnos comprenden que la constante de equilibrio, a esa temperatura, es una medida de la proporción de los productos con respecto a los reactivos presentes, y que dicha composición no está indicada por los coeficientes estequiométricos de la ecuación química.

En definitiva, se observó la utilización de una manera coherente e integrada de los cuatro modelos intermediarios enseñados. También que, a partir de la construcción de modelos mentales más apropiados, los entrevistados percibieron fallos en sus argumentaciones. En ocasiones, bastó tan sólo con la formulación, por parte del entrevistador, de la pregunta siguiente para que los estudiantes se corrigieran.

### 8.3.6 Resultados del Test de Asociaciones de Palabras (TAP)

Al analizar las respuestas de los TAP se tiene en cuenta si dos palabras estímulo generan las mismas respuestas y en el mismo orden. Los casos extremos son: que la coincidencia sea total, lo que indicaría que ambos conceptos están estrechamente asociados en la mente del alumno y, en el otro extremo, que no exista ninguna coincidencia entre las respuestas, es decir, que dichos conceptos no tengan nada en común. Por ello, una medida del grado en común de las respuestas debe tener en cuenta el número de respuestas en común y el orden de las mismas. Esto es considerado por el *Coefficiente de afinidad o relación* (Relatedness coefficient) formulado por Garskoff y Houston (1963).

Este coeficiente es una medida del solapamiento o superposición de idénticas palabras dadas como respuestas a dos palabras estímulo. Sus valores están comprendidos en un rango de 0 a 1: el valor 1 corresponde a una relación perfecta y el valor 0 a dos palabras totalmente no relacionadas. Este coeficiente fue utilizado, por ejemplo, en el trabajo de Gussarsky y Gorodetsky (1988).

La fórmula del Coeficiente de Relación es:

$$CR = \frac{A \cdot B}{(A \cdot B) - 1}$$

Donde  $A$  representa el ranking de orden de ocurrencia de palabras ante el estímulo del concepto 1 que son compartidas en común con el concepto 2.  $B$  representa el ranking de orden de palabras en 2 que son compartidas con 1.  $A$  y  $B$  representan el ranking de orden correspondiente al solapamiento total de las palabras compartidas.

Por ejemplo: dos conceptos tienen en común cuatro palabras, de modo tal que la palabra en el orden 6 para el primer concepto estímulo está en el orden 2 del segundo concepto estímulo, la de orden 5 está en el orden 1, la de orden 4 en el orden 6 y la de orden 3 en el orden 5. Entonces:

$$\begin{array}{ll} A = (6,5,4,3) & A = (6.5.4.3.2.1) \\ B = (2,1,6,5) & B = (6.5.4.3.2.1) \end{array}$$

$$CR = \frac{(6,5,4,3) \cdot (2,1,6,5)}{(6.5.4.3.2.1) \cdot (6.5.4.3.2.1) - 1} = \frac{(6.2)+(5.1)+(4.6)+(3.5)}{(6.6)+(5.5)+(4.4)+(3.3)+(2.2)+(1.1)-1} = 0,622$$

Este ejemplo fue extraído de Bahar, Johnstone y Sutcliffe (1999). Más información útil para comprender la metodología y el procesamiento de los datos se puede hallar también en ese artículo.

Para cada sujeto se construyó una matriz de 18 por 18, en cuyas intersecciones se colocaron los coeficientes CR, calculados como relación entre el par de conceptos. Luego se halló la matriz del grupo con los coeficientes de relación promedio para

distintos pares de conceptos. A continuación se muestran los resultados promedios obtenidos para el grupo de control (Cuadro 8.6) y para el grupo experimental (Cuadro 8.7).

Cuadro 8.6: Coeficientes de relación promedios para grupo de control (N = 18).

	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	0,29	0,18	0,30	0,24	0,24	0,10	0,13	0,12	0,11	0,17	0,16	0,14	0,13	0,11	0,05	0,07	0,18
2		0,33	0,29	0,22	0,17	0,19	0,09	0,10	0,09	0,09	0,05	0,03	0,11	0,07	0,03	0,03	0,15
3			0,16	0,10	0,20	0,14	0,11	0,16	0,12	0,09	0,02	0,06	0,05	0,12	0,06	0,02	0,12
4				0,15	0,08	0,08	0,06	0,09	0,12	0,07	0,15	0,05	0,03	0,06	0,02	0,01	0,13
5					0,36	0,27	0,16	0,21	0,10	0,08	0,06	0,03	0,10	0,07	0,07	0,08	0,07
6						0,26	0,18	0,11	0,12	0,07	0,07	0,04	0,22	0,12	0,09	0,08	0,12
7							0,33	0,31	0,24	0,17	0,17	0,13	0,26	0,21	0,07	0,15	0,09
8								0,15	0,11	0,14	0,07	0,06	0,08	0,11	0,03	0,02	0,05
9									0,17	0,16	0,07	0,02	0,11	0,11	0,15	0,09	0,02
10										0,12	0,04	0,09	0,13	0,27	0,08	0,09	0,04
11											0,46	0,18	0,08	0,07	0,06	0,11	0,04
12												0,09	0,06	0,00	0,02	0,00	0,04
13													0,17	0,06	0,20	0,15	0,05
14														0,17	0,24	0,19	0,07
15															0,17	0,09	0,09
16																0,23	0,03
17																	0,07

Cuadro 8.7: Coeficientes de relación promedios para grupo experimental (N = 22)

	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	0,33	0,22	0,40	0,28	0,30	0,35	0,21	0,13	0,16	0,36	0,23	0,28	0,19	0,17	0,09	0,16	0,26
2		0,34	0,37	0,23	0,20	0,22	0,14	0,13	0,17	0,09	0,09	0,07	0,11	0,16	0,04	0,04	0,12
3			0,23	0,13	0,15	0,14	0,08	0,08	0,17	0,07	0,08	0,08	0,07	0,28	0,05	0,06	0,11
4				0,24	0,25	0,18	0,16	0,09	0,09	0,11	0,11	0,11	0,12	0,14	0,07	0,07	0,23
5					0,41	0,49	0,37	0,21	0,22	0,18	0,19	0,11	0,26	0,19	0,08	0,14	0,14
6						0,40	0,30	0,17	0,21	0,21	0,18	0,09	0,24	0,14	0,07	0,13	0,14
7							0,46	0,31	0,33	0,26	0,20	0,14	0,33	0,25	0,13	0,20	0,11
8								0,24	0,18	0,20	0,13	0,13	0,22	0,18	0,09	0,17	0,12
9									0,26	0,15	0,08	0,10	0,21	0,22	0,12	0,15	0,08
10										0,21	0,18	0,14	0,26	0,33	0,15	0,27	0,12
11											0,36	0,31	0,17	0,22	0,12	0,20	0,07
12												0,15	0,11	0,16	0,06	0,13	0,16
13													0,10	0,18	0,11	0,21	0,08
14														0,24	0,19	0,17	0,13
15															0,26	0,17	0,11
16																0,24	0,05
17																	0,21

Referencias: 1: reacción química, 2: ecuación química, 3: coeficientes estequiométricos, 4:  $A + B \rightarrow C$ , 5:  $R + Q \rightleftharpoons P$ , 6: reversibilidad, 7: equilibrio químico, 8: dinámico, 9: composición constante, 10: constante de equilibrio, 11: velocidad de reacción, 12: catalizador, 13: colisiones, 14: principio de Le Chatelier, 15: concentración, 16: presión, 17: temperatura, 18:  $\Delta H_r^\circ$ .

Para comparar los resultados obtenidos por los dos grupos se muestran (Tabla 8.8), en primer lugar, los valores promedios de coeficiente de relación obtenidos en cada grupo y sus desviaciones estándar.

Tabla 8.8: Promedio puntaje obtenido en el TAP

	N	TAP			
	total	media	desv.	t	p
Grupo control	18	0,11	0,04	5,7	<0,01
Grupo experimental	22	0,19	0,05		

Se obtuvieron diferencias estadísticamente significativas, a favor del grupo experimental, en el test t de Student, de comparación de medias para muestras independientes ( $t = 5,7$ ; g.l. = 38;  $p < 0,01$ ).

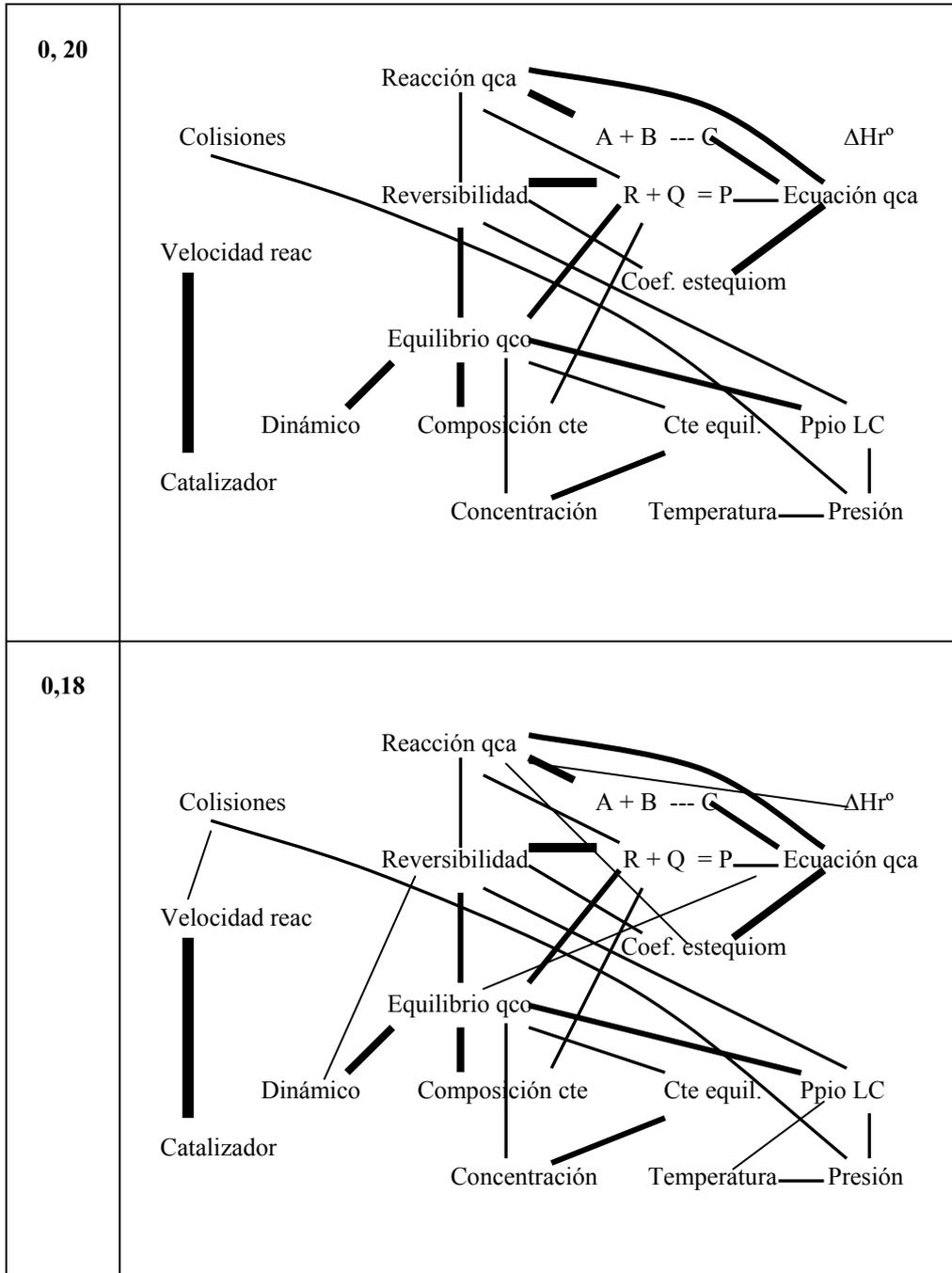
Para presentar los resultados en una forma gráfica, que permita fácilmente visualizar las diferencias en las estructuras cognitivas de los dos grupos, se utilizan diagramas como los que se presentan al final de este apartado (Cuadros 8.8 y 8.9). En ellos se han seleccionado de la matriz de cada grupo los coeficientes de relación promedio mayores, en rangos descendientes (puntos de corte), utilizando líneas de distinto grosor para indicar la fuerza relativa de la asociación. El último punto de corte corresponde al máximo valor para el cual todos los conceptos claves aparecen relacionados entre sí; es decir, representa el CR para el cual todos los conceptos surgen unidos en una única red.

En estas redes puede apreciarse una de las principales diferencias que se destacan entre ambos grupos, la diferencia en el punto de corte inferior, donde aparecen todos los conceptos relacionados. Para el grupo experimental, surgen todos los conceptos interrelacionados para el punto de corte de 0,26; mientras que para el grupo control aparecen para el punto de corte 0,18.

Los estudiantes que llevaron adelante la propuesta didáctica presentaron más cercanamente relacionados los conceptos de “equilibrio químico”, “ $R + Q \rightleftharpoons P$ ” y “dinámico”; en cambio el otro grupo de estudiantes, los conceptos “velocidad de reacción” y “catalizador”. En general se aprecia una mayor interrelación entre los conceptos en el grupo experimental que en el de control. Por ejemplo, en el grupo control para un punto de corte de 0,30 se observaron relaciones aisladas entre conceptos, sin una conexión global. En cambio, para un punto de corte incluso superior, de 0,35 en el grupo experimental, todos los conceptos que aparecieron están relacionados entre sí.

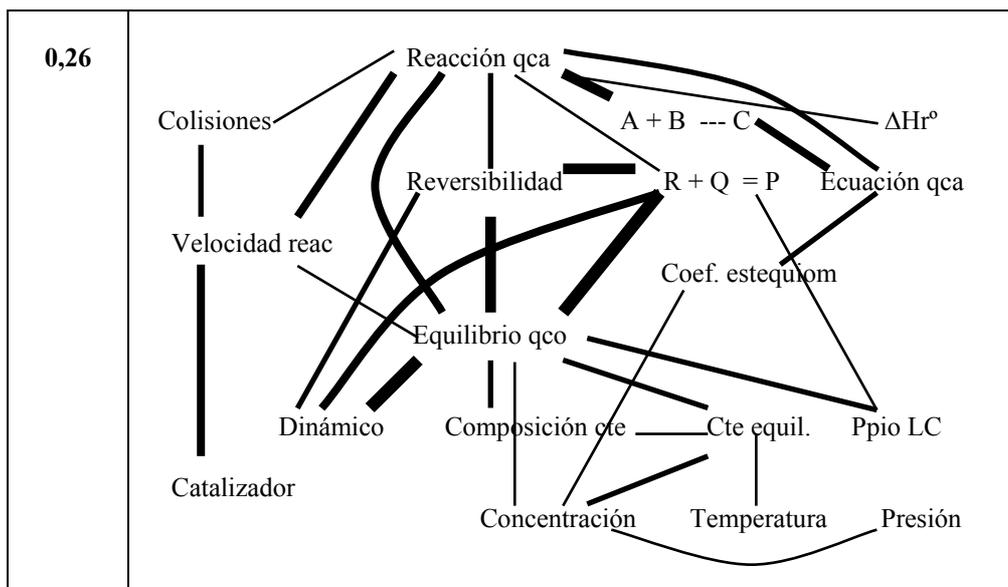
Con respecto al grado en que relacionan el concepto “equilibrio químico” a otros conceptos, se aprecia que para un punto de corte de 0,18 el concepto equilibrio químico aparece relacionado con otros 13 conceptos en el grupo experimental y con sólo 8 conceptos en el grupo de control.





Cuadro 8.9: Estructuras cognitivas de 22 alumnos (grupo experimental) para distintos puntos de corte de coeficientes de relación promedio.

Punto de corte	Representación estructura cognitiva
0,45	$R + Q = P$ <p>Equilibrio químico — Dinámico</p>
0,40	<p>Reacción química — <math>A + B \rightleftharpoons C</math></p> $R + Q = P$ <p>Equilibrio químico — Dinámico</p>
0,35	<p>Reacción química — <math>A + B \rightleftharpoons C</math> — Ecuación química</p> <p>Equilibrio químico — Reversibilidad — Dinámico</p> <p>Velocidad — Catalizador</p>
0,30	<p>Colisiones</p> <p>Velocidad reac</p> <p>Dinámico</p> <p>Catalizador</p> <p>Reacción qca</p> <p>Reversibilidad</p> <p>Equilibrio qco</p> <p>Composición cte</p> <p>Concentración</p> <p>A + B --- C</p> <p>R + Q = P</p> <p>Cte equil.</p> <p>Temperatura</p> <p>Ecuación qca</p> <p>Coef. estequiom</p> <p>ΔHr°</p> <p>Ppio LC</p> <p>Presión</p>



Por otro lado, si se tienen en cuenta el total de relaciones que establecen entre los conceptos para los distintos puntos de corte, se aprecian diferencias notables (Tabla 8.9).

Tabla 8.9: Total de relaciones conceptuales para distintos puntos de corte.

Punto de corte	Grupo experimental	Grupo control
0,45	2	1
0,40	5	1
0,35	10	2
0,30	19	6
<b>0,26</b>	29	12
0,20	60	23
<b>0,18</b>	69	29

En negritas se han destacado los puntos de corte finales: 0,26 para el grupo experimental.

En el grupo experimental el concepto “reacción química” se relaciona fuertemente con el de “equilibrio químico” y con el de “velocidad”, estas relaciones relevantes no se presentan en el grupo de control. El concepto de “colisiones” se relaciona con “reacción química” y fuertemente con “velocidades de reacción” en el grupo experimental, en cambio, para el grupo de control se relaciona débilmente con “velocidad” y con “presión”. La importancia del concepto “colisiones” es resaltada en el trabajo sobre cinética química elemental de Cachapuz y Maskil (1987), donde observaron que actuaba como un concepto clave, en la estructura cognitiva de los estudiantes, por ser el nexo que mantenía juntas a redes de relaciones conceptuales aisladas en una única estructura total.

En el grupo experimental la mayoría vincula fuertemente al equilibrio químico con sus características (dinámico, composición constante, reversibilidad, constante de equilibrio, Le Chatelier). También relacionan en un mayor grado la constante de equilibrio con la temperatura, cuestión sobre la cual los alumnos suelen presentar dificultades.

Si se comparan en ambos grupos los valores obtenidos para 24 relaciones consideradas de interés (Tabla 8.10), se observan diferencias estadísticamente significativas entre ambas muestras en el test t de Student para muestras independientes ( $t = 4,0$ ; g.l. = 23;  $p < 0,001$ ).

Tabla 8.10: Comparación de CR promedio en 24 relaciones de interés.

Relación entre conceptos	Control	Experimental
reacción química - ecuación qca.	0,30	0,34
reacción química - $\Delta H_r^\circ$	0,18	0,26
reacción química - reversible	0,24	0,30
reacción química - velocidad	0,17	0,36
reacción química - colisiones	0,14	0,28
reacción química - equilibrio	0,10	0,35
equilibrio - reversible	0,26	0,40
equilibrio - dinámico	0,33	0,46
equilibrio - composición cte	0,31	0,31
equilibrio - cte de equilibrio	0,24	0,33
equilibrio - Le Chatelier	0,26	0,33
equilibrio - $R + Q = P$	0,27	0,49
equilibrio - velocidad	0,17	0,26
equilibrio - coeficiente esteq.	0,14	0,14
velocidad - colisiones	0,18	0,31
velocidad - dinámico	0,14	0,20
velocidad - catalizador	0,46	0,36
catalizador - reversible	0,07	0,18
catalizador - $A + B \rightleftharpoons C$	0,15	0,11
coef. esteq. - composición cte.	0,16	0,08
coef. esteq. - cte. de equilibrio	0,12	0,17
coef. esteq. - reversibilidad	0,21	0,15
Le Chatelier - $\Delta H_r^\circ$	0,07	0,13
cte. de equilibrio - temperatura	0,09	0,27

Un análisis en detalle de las relaciones mostradas en la tabla anterior permite destacar algunos resultados interesantes. Sólo en cuatro, de las 24 relaciones de interés, el grupo de control obtuvo mayor valor que el grupo experimental. De estas cuatro relaciones, a tres se las puede vincular directamente con concepciones alternativas:

1. “*catalizador*” – “ $A + B \longrightarrow C$ ”: la concepción alternativa referida a que el agregado de un catalizador a un sistema en equilibrio químico sólo favorece la velocidad de la reacción directa.
2. “*coeficientes estequiométricos*” – “*composición constante*”: la concepción estequiométrica de la composición de un sistema en equilibrio, “las cantidades presentes en el equilibrio de cada una de las especies es igual o múltiplo de los respectivos coeficientes estequiométricos”.
3. “*coeficientes estequiométricos*” – “*reversibilidad*”: la concepción pendular del equilibrio, o la concepción que es necesaria la acumulación de cierta cantidad de producto para comenzar la reacción inversa.

La fuerte asociación catalizador - reacción directa fue también encontrada en los trabajos de Gorodetsky y Gussarsky (1986) y Gussarsky y Gorodetsky (1988) donde

complementaron el test de asociaciones de palabras con otros instrumentos como un test elección múltiple para indagar concepciones alternativas.

La cuarta relación (velocidad – catalizador) fue la relación más fuertemente establecida por el grupo de control, ésta es una relación directa que se desprende de la definición misma de catalizador y no constituye la relación conceptual más relevante en el tema equilibrio químico.

### **8.3.6.1 Conclusiones sobre los resultados del TAP**

Los resultados obtenidos muestran que estos grupos de alumnos han aprendido el tema del equilibrio químico de diferentes maneras. Los que recibieron una enseñanza tradicional, si bien generaron muchas ideas en torno a las palabras estímulos, estas ideas no parecen conformarse en una red global que las relacione. Por el contrario, aparece su conocimiento fragmentado en islotes de conceptos. Seguramente, las relaciones que surgieron y el grado en que lo hacen, no se corresponde con las asociaciones que el profesor esperaba que se establecieran durante el curso.

Esto confirma la idea de que la información que se proporciona a los estudiantes no es asimilada textualmente en su mente, dado que los sujetos construyen su propio conocimiento a partir de la información que se les brinda y a la luz de sus conocimientos y habilidades previas.

Los modelos presentados en la propuesta didáctica aportan imágenes que le facilitan al estudiante la construcción de sus propios modelos mentales sobre el sistema en estudio. Estas representaciones mentales cumplen las funciones de los modelos, dado que les permiten describir, explicar y predecir. Los conceptos se expresan en proposiciones (relaciones verbales entre ellos) cuya veracidad es evaluada desde los propios modelos mentales del sujeto.

Sobre el aprendizaje de estos cuatro modelos intermediarios se aprecia que los estudiantes relacionan el concepto de reacción química y de velocidad de reacción con el concepto de equilibrio químico y éste con sus características y evolución. Esto permite afirmar que han integrado, en una buena medida, los modelos presentados en una forma progresiva e inclusiva, en donde el modelo molecular de las colisiones juega un rol importante.

Sin embargo, el cuarto modelo, referido a la evolución del equilibrio perturbado, no se presenta fuertemente asociado a los demás conceptos. En ambos grupos, el concepto “principio de Le Chatelier” se relaciona con el concepto de equilibrio y reacción reversible, pero no se asocia fuertemente a otros conceptos fundamentales, como presión, temperatura y concentración. Esto puede deberse a que, a diferencia de los otros tres modelos, este modelo no está vinculado directamente a imágenes, sino más bien a una proposición (la definición de la regla, el principio de Le Chatelier) que es aprendida de una forma mecánica por su uso reiterativo.

En el análisis de los resultados se encontró, para el grupo control, asociaciones entre conceptos que traslucen el sostenimiento de tres concepciones alternativas frecuentes. Esta afirmación se apoya también en los resultados obtenidos en los

cuestionarios y entrevistas a estos mismos grupos de alumnos (y a los alumnos españoles) que han sido presentados con anterioridad. Con lo cual se comprueba que varias concepciones alternativas se pueden deber al establecimiento de relaciones entre conceptos en la mente de los estudiantes que se expresan a través de proposiciones inapropiadas desde el punto de vista científico.

Por último, se puede afirmar que los tests de asociaciones de palabras constituyen una poderosa técnica para indagar, en la mente de los sujetos, el tipo y número de conceptos y las relaciones que se establecen entre ellos.

### **8.3.7 Resultados del Test de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica**

De la misma forma que a los alumnos españoles, se suministró a los estudiantes de la UNC, una vez finalizada la Propuesta Didáctica, el test de opiniones hacia la propuesta de enseñanza y su participación en ella (Ver Anexo 5).

En esta oportunidad, se analizó la fiabilidad del instrumento, formado por 47 ítems, a partir del alpha de Crombach (Visauta, 1998). Se obtuvo un  $\alpha = 0,82$  que constituye un valor aceptable.

El promedio obtenido para la totalidad de las afirmaciones fue de 4,2 (máximo 5) con una desviación estándar de 0,8. Los puntajes más altos se dieron en las afirmaciones 2 (4,8), 10 (4,7), 16 (4,7), 18 (4,8), 24 (4,7), 29 (4,8), 37 (4,8) y 41 (4,7). Los más bajos se dieron en la 12 (3,2), 38 (2,7) y 46 (2,9). En comparación el promedio en la UCM fue de 3,9.

A continuación se presentan los resultados obtenidos de acuerdo a las categorías de análisis ya definidas (Tabla 8.11). Para comparar estos resultados con los hallados en alumnos españoles (Capítulo 7) se presenta paralelamente esa información. En cada tabla correspondiente a una categoría se incluye el valor calculado en la prueba t de Student para muestras independientes y su nivel de probabilidad para 93 grados de libertad.

La media global para los alumnos de la UCM fue de 3,9 (desviación 0,4) y la media para la UNC fue de 4,2 (desviación 0,5). Se halló una diferencia estadísticamente significativa entre ambas muestras, en la prueba t de Student para muestras independientes, en todas las categorías, con excepción de la última categoría, que resultó la menos definida para ambos grupos.

Esta diferencia a favor de la muestra de la UNC se debe, sin duda, al trabajo más personalizado realizado con la Propuesta Didáctica, dado el tamaño reducido del curso (22 alumnos).

Tabla 8.11: Resultados del test de actitudes y del análisis estadístico.

a. Evaluación general del trabajo propio realizado.

n°	Afirmación	Media UCM	Media UNC	t (p)
		máx.: 5	máx.: 5	
5	He aprendido mucho durante este trabajo	3.6	4.5	5.8 ( $< 0.01$ )
30	Mi participación a lo largo del trabajo fue escasa	4.4	4.5	
39	Me he sentido menos activo mentalmente que en clases expositivas	4.1	4.4	
40	Aprender el equilibrio químico así me ha gustado	3.9	4.6	
42	Nunca había trabajado la química con cuestiones de este tipo	3.9	3.7	
	<b>Promedio categoría a</b>	<b>4.0</b>	<b>4.3</b>	

b. Evaluación de la contribución de las actividades al aprendizaje.

6	Las actividades dan mucho trabajo para el provecho que se obtiene en la comprensión del tema	3.6	3.8	6.9 ( $< 0.01$ )
13	Las actividades fueron muchas y repetitivas	3.5	4.1	
15	Las actividades abordaron todos los aspectos fundamentales del tema	3.9	4.0	
17	Las últimas actividades, aunque más difíciles, las trabajé mejor	3.3	3.5	
26	La secuencia de complejidad creciente de las actividades resultó necesaria para ayudar al aprendizaje del tema	3.7	4.5	
31	Las actividades me resultaron muy complicadas	3.9	4.2	
36	Prefiero en la enseñanza más actividades de este tipo y menos ejercitación numérica	3.3	3.8	
	<b>Promedio categoría b</b>	<b>3,6</b>	<b>4.0</b>	

c. Evaluación de la metodología de las sesiones.

c.1 En general.

2	La secuencia: individual, grupal y puesta en común, resultó útil	4.1	4.8	9.1 ( $< 0.01$ )
4	La devolución de los cuestionarios corregidos por el profesor fue innecesaria	4.3	4.0	
14	La secuencia metodológica me ha resultado novedosa	3.7	4.1	
18	La metodología empleada me resultó inapropiada	4.2	4.8	

22	Esta forma de trabajar creo que no debería generalizarse en la universidad	3.6	4.4	
24	La metodología seguida en las sesiones resultó peor que la tradicional	4.1	4.7	
44	Esta metodología me parece inadecuada para el nivel universitario	4.1	4.5	
47	En esta metodología es mayor y mejor el intercambio de ideas entre profesor y alumno(s)	4.1	4.6	
	<b>Promedio categoría c.1</b>	<b>4.0</b>	<b>4.5</b>	

c.2 En los distintos momentos (individual, grupo y puesta en común).

43	Escribir mis ideas iniciales fue importante para aprender y comprender	4.3	4.2	1.1 ( $< 0.05$ )
10	Discutir con otros mis ideas me ha resultado innecesario	4.3	4.7	
12	Se dispuso de tiempo suficiente para la discusión en pequeño grupo	3.0	3.2	
33	Con las explicaciones del profesor no era necesario el trabajo con los compañeros	4.1	4.6	
20	Las explicaciones del profesor en la puesta en común fueron claras	4.2	4.0	
29	Las puestas en común realizadas con el profesor no eran necesarias	4.6	4.8	
	<b>Promedio categoría c.2</b>	<b>4.1</b>	<b>4.2</b>	

d. Evaluación sobre la participación propia en distintos momentos.

3	Durante la realización de las actividades en casa (individual) me he aburrido	3.5	4.2	4.3 ( $< 0.01$ )
28	Mi compromiso en las respuestas individuales fue el adecuado	3.5	3.9	
16	No participé activamente en las discusiones en el grupo	4.6	4.7	
45	Estuve atento a las explicaciones del profesor en la puesta en común	4.3	4.3	
	<b>Promedio categoría d</b>	<b>4.0</b>	<b>4.3</b>	

e. Evaluación del contenido de los módulos.

1	La presentación del material fue muy buena	3.9	4.4	7.1 ( $< 0.01$ )
21	Los problemas con representaciones de partículas fueron útiles	4.3	4.6	
23	Los problemas con gráficos XY fueron clarificadores	4.1	4.1	
37	El contenido conceptual del material era inadecuado	4.4	4.8	
41	La presentación de las actividades no me resultó práctica para el estudio	4.1	4.7	

	<b>Promedio categoría e</b>	<b>4.1</b>	<b>4.5</b>	
--	-----------------------------	------------	------------	--

f. Evaluación sobre el aprendizaje de modelos.

9	Las actividades me han permitido comprender mejor el modelo cinético molecular de los gases	4.2	4.3	7.0 ( $< 0.01$ )
11	Las actividades me han permitido comprender mejor el modelo de las colisiones de la reacción química	4.0	4.4	
19	Las actividades me han permitido comprender mejor la naturaleza dinámica del equilibrio químico	4.0	4.3	
32	Las actividades me han permitido comprender mejor el modelo del eq. químico como un sistema que contrarresta parcialmente las perturbaciones	4.1	4.5	
35	El uso de los modelos trabajados no me ayudó a predecir e interpretar situaciones sobre el tema	3.9	4.6	
	<b>Promedio categoría f</b>	<b>4.0</b>	<b>4.4</b>	

g. Percepción de las dificultades propias y/o concepciones iniciales.

7	Partir de mis propias ideas me ha servido para comprender	3.9	4.6	8.8 ( $< 0.01$ )
8	A medida que avancé en el trabajo percibí mejor mis dificultades conceptuales	3.9	4.4	
27	He comprobado que era poco lo que sabía o entendía del tema antes de ingresar en la universidad	2.6	4.3	
34	Percibí que mis ideas iniciales habían cambiado	3.8	3.9	
38	Algunas ideas erróneas aprendidas con anterioridad fueron obstáculos para el aprendizaje del equilibrio químico	3.6	2.7	
	<b>Promedio categoría g</b>	<b>3.6</b>	<b>4.0</b>	

h. Evaluación crítica de la enseñanza recibida con anterioridad.

25	Un obstáculo para el aprendizaje del eq. químico es no haber observado alguno en el laboratorio en el instituto	3.8	3.9	0.91 ( $> 0.01$ )
46	Un obstáculo para el aprendizaje del eq. químico fue no haber observado alguno en las prácticas en la universidad	3.2	2.9	
	<b>Promedio categoría h</b>	<b>3.5</b>	<b>3.4</b>	

El mayor grado de compromiso afectivo de los estudiantes de la UNC se puso de manifiesto en algunos comentarios personales que escribieron al finalizar dicho test. Estos comentarios se transcriben a continuación:

“Estos trabajos me sirvieron mucho para poder entender y razonar todos los temas relacionados con el equilibrio químico”.

“Muy buena metodología”.

“Me parece que las consignas estuvieron mayoritariamente claras. Fue agradable (y divertido) trabajar así”.

“Creo que el profesor tendría que ir más despacio porque generalmente tardamos en la puesta en común en el grupo, y no todos tenemos la misma velocidad de entendimiento”.

“Ver los modelos y los “átomos” fue muy didáctico y clarificador”.

“Me fue muy útil. Puso en movimiento mis conocimientos y eso me ayudó a aprender”.

### **8.3.8 Análisis multivariable sobre la efectividad de la Propuesta Didáctica**

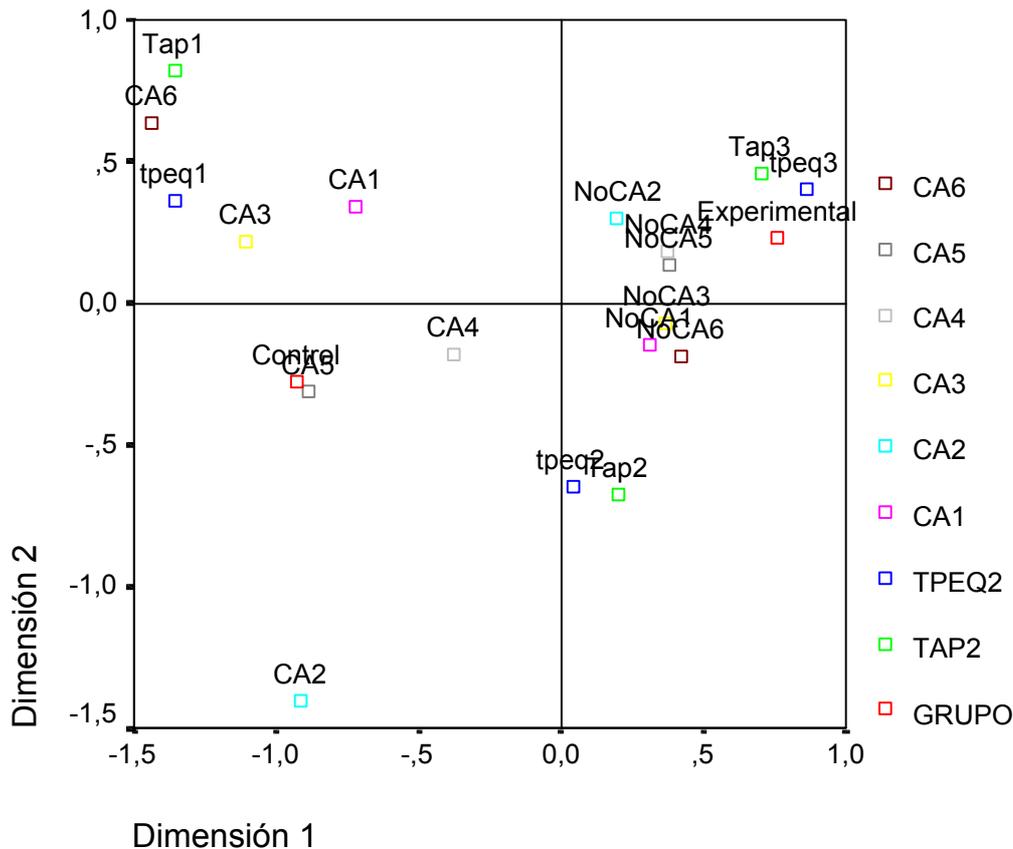
La efectividad de la propuesta de enseñanza, desarrollada con alumnos de la UNC, puede evaluarse por los cambios producidos entre las entrevistas iniciales y finales, por la evolución de las respuestas en los distintos momentos de los módulos de actividades y sesiones, y por la comparación entre el grupo experimental y el grupo control en los resultados obtenidos en los dos tests.

Dado que se trata de un estudio multivariable se llevó adelante un análisis de correspondencias (Visauta, 1998) para verificar el grado de efectividad de la Propuesta Didáctica, y complementar los resultados discutidos en los apartados anteriores de este capítulo. Las nueve variables que intervienen en este análisis son: (1) grupo (control o experimental), (2) puntaje en el TPEQ, (3) puntaje en el TAP, (4) presencia de la concepción alternativa 1 (CA1), (5) presencia de la CA2, (6) presencia de la CA3, (7) presencia de la CA4, (8) presencia de la CA5 y (9) presencia de la CA6.

Para este fin, se transformaron las variables cuantitativas TPEQ y TAP en variables nominales TPEQ2 y TAP2. Así, para la variable TPEQ2, la categoría tpeq1 corresponde a valores menores o iguales a 37, tpeq2 a valores entre 38 y 46 y tpeq3 iguales o mayores a 47, para un máximo de 56. Para la variable TAP2: tap1 menores o iguales a 0,10, tap2 a valores entre 0,11 y 0,18 y tap3 valores iguales o mayores a 0,19, para un máximo de 1.

Como ya se trató en el capítulo anterior, el análisis de correspondencias es una técnica de reducción de datos cuyo objetivo es descubrir estructuras de relaciones entre variables cualitativas. Por tratarse de tres o más variables se realiza el análisis de correspondencias múltiple que reduce la información a dos dimensiones que se presentan en un plano (Cuadro 8.10). La cercanía de las categorías de una variable en esos planos es una medida de homogeneidad.

Cuadro 8.10: Gráfica global resultante de análisis de correspondencias.



En el gráfico se observa que la dimensión 1 discrimina bastante bien las categorías de la variable grupo (control y experimental), las categorías de las variables concepciones alternativas (presencia y no presencia) y las categorías para ambos tests (tpeq y tap).

También se aprecia en el gráfico la cercanía del grupo experimental con los valores más altos en los tests TPEQ y TAP, y con la no presencia de las seis concepciones alternativas.

En definitiva, este análisis multivariable aporta más evidencia sobre la efectividad de la Propuesta Didáctica que se implementó. Esta intervención contribuyó a la construcción de modelos mentales apropiados, donde los conceptos abordados se relacionan adecuadamente y conducen al no sostenimiento de concepciones alternativas frecuentes en alumnos que reciben una enseñanza típica o tradicional.

## 8.4 Discusión

A continuación se discute un aspecto central que surge del análisis de los resultados obtenidos de la indagación, con distintos instrumentos, del conocimiento de

los alumnos acerca del equilibrio químico; se trata del análisis de las representaciones desde la perspectiva de los modelos mentales, teorías de dominio y teorías implícitas.

#### **8.4.1 Análisis de las representaciones de los alumnos acerca del equilibrio químico desde la perspectiva de los modelos mentales, teorías de dominio y teorías implícitas**

Como ya se discutió en el capítulo anterior, en las transcripciones de las entrevistas se encuentran suficientes ejemplos que permiten reconocer como modelos mentales a las representaciones internas de los sujetos, pues dichas representaciones cumplen con las características de los modelos mentales: son analógicas (preservan la estructura de lo que se supone representan), son provisionales (son dinámicas, se van adecuando), son contextuales (dependen de la situación, de la pregunta), son funcionales (cumplen para los individuos las funciones de los modelos: descriptivas, explicativas y predictivas).

Teniendo en cuenta la discusión realizada en el capítulo anterior sobre los modelos mentales y los resultados obtenidos en el presente capítulo, se pudo corroborar la presencia para los alumnos de la UNC de los mismos *modelos mentales sobre el equilibrio químico* definidos con anterioridad:

- Equilibrio estequiométrico
- Equilibrio único
- Equilibrio igualdad
- Equilibrio estático
- Equilibrio compartimentado
- Equilibrio pendular
- Equilibrio mecánico
- Equilibrio perturbado
- Equilibrio preexistente

Como ya se ha planteado no todos estos modelos mentales tienen el mismo nivel de generalización, algunos son explicados por la presencia de otros. La muy extendida idea estequiométrica de la composición del sistema en equilibrio subyace a otros modelos mentales o respuestas episódicas. Estas consideraciones, más el hecho de que esta imagen sobre la composición de un sistema en equilibrio químico surge igual aunque la cuestión no incluya la ecuación química en su enunciado, hacen que pueda considerarse a la idea de la composición estequiométrica del equilibrio químico como un modelo con un mayor nivel de generalidad y estabilidad, como una teoría de dominio.

Las entrevistas realizadas han aportado evidencia en este sentido. Por ejemplo, para varios entrevistados el equilibrio es “pendular” para que puedan estar presentes al mismo tiempo reactivos y productos en cantidades iguales a sus coeficientes estequiométricos; o el equilibrio es “único” porque después de una perturbación tiene que volverse a cantidades iguales a los coeficientes estequiométricos. Además, se comprobó que algunos utilizan el modelo de equilibrio “preexistente” como imagen de la aproximación del sistema al equilibrio, donde usan argumentos tipo Le Chatelier,

para explicar que la constante de equilibrio pueda tener un valor muy alto o muy bajo, en el marco de su idea estequiométrica de composición del equilibrio.

Los alumnos, ante una cuestión o pregunta, construyen una respuesta a partir de elementos del problema y de su conocimiento previo. Dan sentido al problema desde su conocimiento y se esfuerzan por darle cierta coherencia en un modelo mental. En el contexto de la asignatura Química, el conocimiento previo formal, está muy ligado a la ecuación química, a los aspectos simbólicos de la reacción química, dado el peso y tiempo que se dedica a la formulación de compuestos y ajuste de ecuaciones químicas.

La enseñanza habitual del equilibrio químico introduce el tema, y presenta continuamente ejemplos, partiendo de ecuaciones químicas con la doble flecha. La resolución de problemas se basa fundamentalmente en la resolución de ejercicios de aplicación de fórmulas y algoritmos. Muchas de estas fórmulas y algoritmos están relacionadas con los coeficientes estequiométricos como, por ejemplo, la ecuación de la constante de equilibrio o el cálculo de las concentraciones en el equilibrio. En este último caso se emplean planteos donde se compara la situación inicial con la situación en equilibrio, utilizando una tabla en donde las cantidades de las especies en el equilibrio son referidas a las concentraciones iniciales y a las “x” multiplicadas por los respectivos coeficiente estequiométricos.

Estas concepciones, con origen en la enseñanza de aspectos simbólicos, se presentan en conjunto con otras concepciones cuyo origen se halla en experiencias previas con fenómenos macroscópicos. Como se abordó en el Capítulo 4, como fruto de la experiencia cotidiana y en otras materias como la Física, los estudiantes asocian al equilibrio químico con el equilibrio físico. Para ellos todo equilibrio implica una situación estática de igualdad, similar al equilibrio que se logra en una balanza de platillos o en un sube y baja. Además, la idea del principio de acción y reacción está latente en la aplicación del principio de Le Chatelier (Niaz, 1995a) y, por ello, en el modelo del equilibrio como “estado único”. La idea “para cada acción existe una reacción igual y opuesta” lleva a concebir que el sistema contrarresta totalmente una perturbación retornando a los valores iniciales de concentraciones y velocidades.

La asociación del equilibrio químico con una balanza se pone de manifiesto cuando los alumnos afirman que no se producirá ningún cambio en un sistema en equilibrio químico si se agregan simultáneamente igual número de moles de reactivo y de producto (Kousathana y Tsaparlis, 2002). Estas concepciones macroscópicas del equilibrio químico también subyacen al modelo mental del “equilibrio mecánico” (que debe reunirse una cantidad considerable de producto para que comience la reacción inversa).

Estas imágenes, con origen en experiencias macroscópicas y simbólicas, se encuentran formando parte del conocimiento previo proveniente también de otras materias como la matemática. Para enseñar la ecuación matemática del tipo:  $4 + 3 = 5 + x$  suele utilizarse la balanza de platillos. El esquema de la balanza queda incorporado como un análogo de base, para interpretar nuevas situaciones. En este sentido, podría decirse que, para muchos estudiantes, la ecuación química es la forma que toma la ecuación matemática en la clase de química, en donde, la igualdad química es una igualdad particular, es la “igualdad o proporción estequiométrica”.

En el ámbito de la química, frecuentemente se dice vamos a “balancear” la ecuación química (expresión usada en Argentina, y en el texto Química de Chang) o vamos a “equilibrarla”. No sólo el significado de estas palabras puede resultar confuso, sino que esta terminología se ajusta coherentemente al modelo mental de la composición estequiométrica que poseen los alumnos, o incluso puede fomentar, inicialmente, el surgimiento de esa concepción.

El significado que otorgan los alumnos a términos utilizados en las clases de ciencias está relacionado con el sostenimiento de concepciones alternativas. Ya se ha mostrado cómo los alumnos relacionan la palabra equilibrio con las características de los equilibrios físicos como “igualdad”, “inmovilidad” y “estabilidad”. Schmidt (1997) hace referencia a este hecho como un patrón común a muchas concepciones alternativas que permite ir más allá de la identificación y catalogación de las mismas. Ante términos como “isomerización”, “oxidación” y “neutralización” los alumnos recurren a su conocimiento previo o a la información que se desprende directamente de la palabra, por ejemplo, el término oxidación se relaciona con una reacción en la que participa el oxígeno.

En muchas investigaciones sobre la introducción del modelo corpuscular de la materia, se ha comprobado que los alumnos tienden a asignarle propiedades perceptibles (macroscópicas) a las partículas (ej. Andersson, 1990), es decir, tienden a relacionarlas analógicamente con lo conocido. Así, un átomo de cobre es maleable (Ben-Zvi, Eylon y Silberstein, 1986), una molécula de ácido es corrosiva (Nakhleh, 1992), la molécula de azúcar es blanca, etc. También es frecuente que los estudiantes piensen que las partículas cambian de forma, tamaño o peso según el estado de agregación en que se encuentra la sustancia. Estas ideas ponen de manifiesto que interpretan a las partículas como pequeñas porciones de sustancia continua. En otras palabras, asimilan la nueva información a su modelo intuitivo que se corresponde a un modelo continuo de la materia (Nakhleh, 1992).

Esta no diferenciación entre los niveles macroscópicos y submicroscópico se manifiesta en la frecuente confusión entre mol y molécula. En las entrevistas realizadas y ante la pregunta ¿cuándo el producto empieza a formar reactivo?, las respuestas que indican que se necesita juntar una cierta cantidad producto (modelo “mecánico” del equilibrio químico), pueden originarse también en la no distinción entre mol y molécula, dado que, frecuentemente, le asignen el peso de un mol (masa molar) a una molécula.

En suma, muchos estudiantes tienen dificultades en relacionar correctamente la ecuación química (nivel simbólico), el mol o gramos (nivel macroscópico) y los átomos y moléculas (nivel submicroscópico).

Estas interpretaciones, permiten explicar los modelos mentales mencionados, considerando que estos alumnos sostienen las siguientes *teorías específicas o de dominio*:

- **La reacción química es copia de la ecuación química.** Los lados de la ecuación química indican compartimentos reales; las flechas indican desplazamientos continuos de materia entre esos compartimentos. Los coeficientes estequiométricos (o cantidades proporcionales a ellos) indican las cantidades presentes en una situación experimental.

- **El equilibrio es un estado físico de igualdad.** Asociado a la imagen de equilibrio físico estático, a una balanza. “Ajustar” la ecuación química es igualar las cantidades presentes en ambos lados (análogo a igualar los platos de la balanza). Si la velocidad directa aumenta la inversa debe disminuir, si un plato de la balanza baja el otro sube. Toda acción tiene una reacción igual en sentido contrario, el sistema contrarresta totalmente el efecto de una perturbación.
- **Las partículas (micro) tienen las propiedades de los objetos perceptibles (macro).** Sostienen un modelo continuo de la materia. Una molécula es una pequeña porción (continua) de sustancia. El mol (macro) es considerado como una molécula (micro).

Puede considerarse a estas concepciones sobre la química como teorías de dominio, por su grado de generalidad y coherencia, y por el hecho de que se pusieron en evidencia aún en las cuestiones en las que no se hacía referencia directa a ellas en el enunciado; por ejemplo, con enunciados donde no figuraba una ecuación química. En otras palabras, los alumnos recurrieron de una forma espontánea a estos esquemas explicativos.

Como se fundamenta a continuación, estas teorías de dominio explicarían otros modelos mentales en otros temas de la química, además del equilibrio químico. Por ejemplo, y como ya se ha mencionado, muchos estudios han mostrado cómo los alumnos transfieren propiedades macroscópicas a las partículas.

En los estudios sobre la resolución de problemas de estequiometría conceptual de Nurrenbern y Pickering (1987) se comprobó que los alumnos universitarios afirman que las cantidades presentes de productos, luego que se produjo la reacción, son iguales a los correspondientes coeficientes estequiométricos de la ecuación química ajustada. También que estos alumnos incluyen las cantidades en exceso en la ecuación química. Schmidt (1990) encontró que cuando los estudiantes realizan cálculos estequiométricos tienden a considerar como idénticas a la relación de masas de una reacción química con la relación del número de moléculas o con la relación de masas molares.

Yarroch (1985) comprobó que el hecho de ajustar correctamente una ecuación química no significa que los alumnos comprendan el significado de coeficientes y subíndices o tengan una imagen microscópica correcta de los mismos. Ben-Zvi, Eylon y Silberstein (1987) documentaron cómo los alumnos interpretaban la ecuación química; por ejemplo, hallaron que muchos estudiantes concibieron al compuesto  $\text{Cl}_2\text{O}$  como formado por dos fragmentos  $\text{Cl}_2$  y  $\text{O}$ , o que ante la pregunta relacionada con “qué compuestos se pueden formar en la reacción entre el  $\text{N}_2$  y el  $\text{O}_2$ ” pensaban que el compuesto  $\text{N}_2\text{O}_5$  no podría formarse porque faltarían tres átomos de oxígeno adicionales, tampoco podría formarse el compuesto  $\text{NO}$  porque la masa de productos sería menor que la de los reactivos. En otras palabras, las dificultades que mantienen sobre la ecuación química influye en la forma en que conciben el fenómeno de la reacción química.

En una investigación anterior con alumnos de la UNC, que realizaban el curso de ingreso, Raviolo y Andrade Gamboa (1994) verificaron, para el tema de estequiometría con disoluciones, que muchos estudiantes no consideran los excesos de reactivos como formando parte del conjunto obtenido luego de la reacción, dado que no se encontraban en la ecuación química ajustada. Además, para el tema de estequiometría, también

corroboraron la indiferenciación entre las cantidades de combinación (expresadas en la ecuación química ajustada) y las cantidades asociadas a una situación experimental.

En otros temas como electroquímica, también la ecuación química influye en la forma en que conciben al fenómeno macroscópico; por ejemplo, sostienen que la oxidación y la reducción son procesos que pueden ocurrir independientemente uno del otro, o que los cationes y aniones se mueven hasta que las concentraciones sean iguales en ambas medias celdas (Garnett y otros, 1995).

Estas interpretaciones analógicas de la reacción química no sólo se ponen de manifiesto en relación con la ecuación química o con diagramas de partículas, también se presentan en la interpretación de gráficos concentración versus tiempo. Casado (2003) observó que alumnos de nivel medio de la ciudad de Bariloche, al analizar las curvas correspondientes a reactivos y a productos, identifican a la curva de producto como la de reactivo en exceso, dado que estos alumnos asociaron “en exceso” con “aumenta”. Es decir, realizan una interpretación analógica superficial de los gráficos XY.

Con respecto al mol, unidad de la magnitud cantidad de sustancia, muchas investigaciones han mostrado que los alumnos conciben al mol como una propiedad de una molécula (Novick y Menis, 1976; Furió y otros, 2002). Para Staver y Lumpe (1995) uno de los impedimentos para su aprendizaje radica en la incapacidad de los estudiantes para transferir significados entre los niveles macro y micro. Al igual que con el equilibrio químico, los estudiantes no tendrían ideas intuitivas sobre el mol; por ello, el origen de las dificultades deberían buscarse en las estrategias de enseñanza y en el seguimiento del aprendizaje.

Estos hallazgos están en concordancia con postulados aceptados actualmente en la psicología cognitiva. Que las personas no posean ideas previas en todos los campos de la ciencia, no significa que aprendan siguiendo el modelo de la tabula rasa. Hoy se reconoce que para aprender algo el sujeto debe activar alguna idea o esquema para asimilar la nueva información; que a falta de ideas previas en un campo específico y desconocido, se activan esquemas por analogía o similitud. Los novatos tienden a establecer analogías superficiales, ligadas a aspectos perceptivos e inmediatos de la situación, en cambio los expertos establecen analogías estructurales o conceptuales, es decir, que son sólo posibles a partir de estructuras conceptuales previas (Pozo y otros, 1991). Aunque, como se planteará a continuación, los expertos también tendrían concepciones epistemológicas más coherentes con las aceptadas actualmente por la filosofía de las ciencias.

Las teorías de dominio, que se han definido anteriormente, pueden, a su vez, ser interpretadas desde dos concepciones más generales o *teorías implícitas*:

- **Un modelo es copia de la realidad.** La concepción epistemológica de realismo ingenuo. El nivel simbólico de representación de la materia es una copia exacta de la realidad, de lo observable, del nivel macroscópico. El nivel microscópico de representación de la materia es una copia exacta de la realidad, de lo observable, del nivel macroscópico.
- **Los procesos son concebidos como materia o estados.** La concepción ontológica de concebir a procesos o interacciones como materia, por ejemplo, el calor o el peso como materia. Los alumnos tienden a materializar la ecuación química.

Las teorías implícitas, que restringen las teorías de dominio mencionadas anteriormente, regulan el proceso de adquisición de conocimiento del mundo físico (Vosniadou y Ioannides, 1998). La importancia de las creencias de las personas sobre la naturaleza del conocimiento y el aprendizaje, radica en que estas creencias epistemológicas influyen en el grado en el cual los individuos se involucran y controlan su aprendizaje (Dusch y Hamilton, 1998).

De la primera presuposición epistemológica “un modelo es copia de la realidad”, se desprenden las otras dos enunciadas arriba, ambas de relevancia para la química dado que se refieren a la relación fenómeno observable – representación simbólica y fenómeno observable – representación microscópica. El nivel simbólico y el nivel microscópico de representación de la materia constituyen modelos, o representaciones simplificadas del sistema que concentran la atención en algunos aspectos específicos del mismo.

Esta concepción epistemológica del realismo ingenuo: “el mundo es como se ve” o “el mundo es como la imagen que tenemos de él”, ha sido hallada en muchas investigaciones, especialmente en las que indagan las ideas de las personas sobre la naturaleza de las ciencias y de los modelos (por ejemplo en Van Driel y Verloop, 1999). En otras palabras, los alumnos tienen dificultades de asumir la naturaleza hipotética del conocimiento.

Buffa y otros (2003) en su estudio sobre el enlace químico, también hallaron que alumnos universitarios argentinos de primer año conciben a los modelos científicos como “copias” o “retratos” (fotos) de la realidad misma. Esta imagen estuvo unida a la idea de que la química es sólo una ciencia descriptiva y no explicativa.

La Actividad 15 de los módulos de enseñanza, que solicitaba una definición del concepto de modelo, reflejó que los alumnos asociaban la palabra modelo con una variedad muy amplia de palabras, especialmente con ejemplos de modelos como el modelo atómico; y las definiciones mostraron una fuerte relación de modelo con “patrón”, “ejemplo”, “ley”, “prototipo”, es decir con algo para imitar o copiar, con una situación ideal.

En coherencia con estos supuestos epistemológicos, para varios entrevistados las contradicciones que surgieron de aplicar la “teoría de la composición estequiométrica”, fueron explicadas en que esta teoría es el “caso ideal” y que en la práctica, los casos reales, puede no cumplirse.

En esta línea de razonamiento, el principio de Le Chatelier expresa un mecanismo del sistema “para volver a su situación ideal”, que corresponde al modelo de la ecuación química. Así, este principio se aplica como que contrarresta totalmente el efecto de la perturbación; o se lo aplica a la situación inicial que se la considera como un equilibrio preexistente, para explicar la contradicción que implica en la teoría de la composición estequiométrica que la  $K_c$  sea alta o baja.

En un estudio con alumnos de la UNC, pertenecientes a tres camadas posteriores a los que participaron como grupo de control en esta investigación, Raviolo y otros (2004) observaron que muchos estudiantes tendían a transferir atributos textuales de un problema-analógico (modelo de cuadros y puntos), sobre la preparación de disoluciones

volumétricas, al problema-objetivo real expresado en unidades de concentración % masa en masa. Esto tuvo su correlato en las definiciones que emitieron sobre los modelos, donde mostraron una tendencia a relacionarlos con una situación ideal “el modelo es ideal y exacto” o con una situación a imitar o copiar “una imitación de algo”, “es el experimento más representativo”. En definitiva, algunos estudiantes no pudieron interiorizar ni transferir la correspondencia estructural entre el modelo y el problema real, por estar inmersos en su concepción epistemológica realista.

Por otro lado, teniendo en cuenta los principios ontológicos que subyacen en las teorías implícitas, y los tres tipos de entidades propuestas por Chi, Slotta y Leeuw (1994), materia, procesos y estados mentales: los estudiantes muestran una tendencia a “materializar” la ecuación química; es decir, la perciben como “materia” y no como una representación de “proceso”, para ellos la ecuación química representa una situación real en particular y no un tipo de descripción simbólica de un proceso.

Esta tendencia de concebir como materia, o como propiedades de la materia, a distintos procesos ha sido reportada en la bibliografía. Por ejemplo, los estudiantes conciben a una fuerza como una propiedad intensiva del cuerpo (similar a la velocidad) o como una clase de sustancia que el objeto consume, esto los lleva a sostener que “no hay movimiento si no hay fuerza”; o que “la gravedad está o pertenece a la tierra”, o sobre el sistema circulatorio que “no hay flujo si no hay presión”. También suelen concebir a los procesos como estados mentales, dado que le asignan a la voluntad o intención la causa del proceso: “el trabajo de las válvulas, en el sistema circulatorio es intencional”, o el efecto de la “intención de cambiar” de los individuos en procesos evolutivos (Chi y otros, 1994).

Al igual que ocurre con el equilibrio químico, la enseñanza contribuye a la asignación de una categoría ontológica. Por ejemplo, la analogía del flujo de agua para explicar la corriente eléctrica, lleva a que los estudiantes conciban a la electricidad como un líquido, subcategoría de materia, y le atribuyan propiedades de los líquidos como el poseer volumen, que “puede ser almacenado en una batería”.

De la misma forma, algunos estudios han mostrado que los alumnos asocian el concepto de sustancia a la noción de material, como una clase de materia relacionada con su utilidad o con algún rasgo relevante del mismo. Esto se traduce en una tendencia a sustancializar una propiedad; por la cual, se concibe a una sustancia como un “agente portador” de la propiedad, por ejemplo el sabor o el color: si en una transformación se mantiene esa propiedad se conserva la sustancia (Furió y otros, 2000).

En definitiva, algunos conceptos son difíciles de aprender, porque en el conocimiento previo están asignados a una categoría que es incompatible con la categoría que le asigna la ciencia.

## **8.5 Conclusiones**

La misma propuesta de enseñanza, basada en la progresión de modelos intermediarios, que se aplicó con alumnos españoles fue utilizada con alumnos argentinos. Dado que se trató de muestras pequeñas se ampliaron los controles para

establecer semejantes puntos de partida entre el grupo de control y el grupo experimental de la UNC. Se realizó un seguimiento del aprendizaje de los alumnos a través de las respuestas ofrecidas en las entrevistas y en las actividades de los módulos. Finalmente, al igual que en la etapa experimental preliminar y en la etapa anterior, se empleó el test de proposiciones sobre el equilibrio químico (TPEQ) para evaluar los logros y el grado de sostenimiento de las seis concepciones alternativas identificadas.

Esta etapa de investigación se diferenció de las anteriores en el hecho de que se incorporó un test de asociaciones de palabras (TAP), con el objetivo de ampliar y profundizar el análisis de los aprendizajes de los alumnos. El TAP permitió determinar en qué medida los cuatro modelos intermediarios enseñados se integraron en un modelo único para el equilibrio químico, que cumple las funciones características de los modelos (descriptiva, explicativa y predictiva). Este grado de integración pudo analizarse con la indagación de las relaciones conceptuales que establecieron los estudiantes con los conceptos relevantes de los modelos intermediarios enseñados.

A continuación se enumeran las principales conclusiones de esta etapa y la medida en que se han cumplido los objetivos propuestos en la introducción de este capítulo.

**1. Los resultados de las entrevistas iniciales, de la resolución de los módulos y del cuestionario final confirmaron la presencia de las seis concepciones alternativas definidas en el estudio experimental preliminar, que fueron corroboradas en el estudio anterior con alumnos españoles.**

El análisis de entrevistas iniciales permitió la identificación de varias concepciones alternativas, entre ellas las seis que indaga el TPEQ. Dado que se entrevistaron en total a 7 estudiantes no tiene sentido una presentación cuantitativa en porcentajes. La CA 1 fue sostenida por dos de los entrevistados, la CA 2 por otros dos, la CA 3 por cuatro, la CA 4 por dos, la CA 5 fue indagada en dos casos y ninguno la sostuvo, y tres entrevistados se adhirieron a la CA 6. Todas estas concepciones sostenidas por los estudiantes fueron ejemplificadas a través de fragmentos de las transcripciones realizadas.

De los resultados obtenidos de la resolución individual de los módulos de enseñanza (grupo experimental) se desprende que la CA 1 es sostenida por el 14% de los alumnos (actividad 12), la CA 2 por el 10 y 18% (actividades 16 y 17 respectivamente); la CA 3 por un 32% (actividad 21a), la CA 4 por el 20% y 55% (actividades 21b y 23), la CA 5 por el 9% (actividad 20) y la CA 6 por el 14% (actividad 25).

Los resultados obtenidos en el cuestionario final TPEQ (Tabla 8.5) mostraron para el grupo de control que la CA 1 fue sostenida por el 50% de los estudiantes, la CA 2 por el 33%, la CA 3 por el 44%, la CA 4 por el 72,2%, la CA 5 por el 50% y la CA 6 por el 44%.

En definitiva, las seis concepciones alternativas se hallaron, en alguna medida, en los resultados obtenidos en los tres modos de indagación empleados en esta etapa de investigación.

## **2. La Propuesta Didáctica desarrollada en esta investigación fue un recurso eficaz en la enseñanza del equilibrio químico, dado que los estudiantes que participaron en ella mostraron cambios significativos en sus concepciones originales debidos a la aplicación de los modelos enseñados.**

Los resultados obtenidos en los distintos modos de indagación empleados (cuestionarios, entrevistas, módulos de enseñanza) mostraron que la propuesta de enseñanza diseñada fue eficaz, al igual que con los alumnos españoles, con los alumnos argentinos. No se apreciaron divergencias entre los hallazgos encontrados por los distintos instrumentos; por el contrario, mostraron una gran complementariedad, por ejemplo la relación directa observada entre conceptos asociados en el TAP y el sostenimiento de concepciones alternativas detectadas con el TPEQ o en las entrevistas.

Los resultados obtenidos en el TPEQ evidenciaron diferencias estadísticamente significativas a favor del grupo experimental en el promedio de respuestas correctas y en el número de concepciones alternativas mantenidas (Tabla 8.4), también en el sostenimiento de cada una de las seis concepciones alternativas identificadas (Tabla 8.6).

En los módulos de enseñanza (Apartado 8.3.3) se notó, a medida que se avanzaba en las actividades y en las sesiones, un mayor uso de los modelos enseñados en los argumentos brindados por los alumnos y una superación, aunque no siempre total, de las concepciones alternativas detectadas. En ambos países, el efecto de la discusión en pequeño grupo se mostró poco eficaz en el caso de cuestiones relacionadas con las concepciones alternativas más extendidas y persistentes, no así, en otras cuestiones relacionadas quizás con faltas de atención o interpretación.

En las entrevistas finales (Apartado 8.3.5) no se detectó el sostenimiento de concepciones alternativas como ocurrió en las entrevistas iniciales. Los alumnos contaron con recursos como para corregirse solos ante algún aspecto en el que se sintieron con dudas. Se verificó que relacionaron correctamente las concentraciones y la temperatura con las velocidades de reacción, a través de la utilización de imágenes microscópicas como el modelo de las colisiones. También explicaron correctamente la naturaleza dinámica del equilibrio a nivel microscópico, al hacer explícito que el número de moléculas presentes permanece constante pero cambian los átomos que integran cada una de ellas.

Finalmente, el análisis multivariable llevado a cabo (Apartado 8.3.8), aportó más evidencia sobre la efectividad de la Propuesta Didáctica, por el grado de relación entre los conceptos abordados y por el no sostenimiento de concepciones alternativas, cuya presencia es frecuente en alumnos que reciben una enseñanza típica o tradicional. Con ello queda **corroborada la Hipótesis I formulada en la introducción de este capítulo.**

## **3. Se observaron diferencias a favor del grupo experimental en la organización del conocimiento sobre el equilibrio químico y en el grado en que integraron los cuatro modelos intermediarios enseñados.**

Los alumnos del grupo experimental mostraron una mayor interrelación entre los conceptos abordados, para la temática equilibrio químico, que los del grupo de control.

En las redes obtenidas, como producto del procesamiento de los resultados hallados con el Test de Asociaciones de Palabras (Apartado 8.3.6), se aprecia una diferencia importante en el punto de corte inferior, donde aparecen todos los conceptos relacionados conformando una red global. Para el grupo de control, se visualizó un conocimiento fragmentado en islotes de conceptos, incluso tres de las relaciones más fuertes que establecieron se las vinculó directamente con el sostenimiento de concepciones alternativas.

Sobre el aprendizaje de los cuatro modelos intermediarios se determinó que los estudiantes relacionan el concepto de reacción química y de velocidad de reacción con el concepto de equilibrio químico y éste con sus características y evolución. En el grupo experimental el concepto “reacción química” se relaciona fuertemente con el de “equilibrio químico” y con el de “velocidad”, estas relaciones relevantes no se presentaron en el grupo de control. El concepto de “colisiones” se relacionó con “reacción química” y fuertemente con “velocidades de reacción” en el grupo experimental. Esto permite afirmar que estos alumnos han integrado, en una buena medida, los modelos presentados en una forma progresiva e inclusiva, en donde el modelo molecular de las colisiones jugó un rol importante. Con ello, se puede afirmar, que **se verifica la Hipótesis II formulada para este capítulo.**

Sin embargo, el cuarto modelo, referido a la evolución del equilibrio perturbado, no se presentó fuertemente asociado a los demás conceptos. En ambos grupos, el concepto “principio de Le Chatelier” se relaciona con el concepto de equilibrio y reacción reversible, pero no se asocia fuertemente a otros conceptos fundamentales, como presión, temperatura y concentración. Esto puede deberse a que, a diferencia de los otros tres modelos, este modelo no está vinculado directamente a imágenes, sino más bien a una proposición (la definición de la regla) que es aprendida de una forma mecánica por su uso reiterativo.

#### **4. Por las características de los módulos de enseñanza, los estudiantes de la Universidad Nacional del Comahue evaluaron positivamente la Propuesta Didáctica, destacaron su participación activa en ella y reconocieron haber aprendido.**

En el Test de actitudes (Apartado 8.3.7), cuyo objetivo fue recoger la valoración que hacen los estudiantes de la Propuesta Didáctica, la media obtenida fue elevada y superior a 4: 4,2 para un máximo de 5. Los resultados agrupados por categorías fueron los siguientes:

- a. Evaluación general del trabajo propio realizado (4,3)
- b. Evaluación de la contribución de las actividades al aprendizaje (4,0)
- c. Evaluación de la metodología de las sesiones
  - c.1 En general (4,5)
  - c.2 Momento individual (4,2)
  - c.3 Momento grupo pequeño (4,1)
  - c.4 Momento puesta en común (4,4)
- d. Evaluación sobre la participación propia en distintos momentos
  - d.1 En el momento individual (4,0)
  - d.2 En el grupo pequeño (4,7)
  - d.3 En la puesta en común (4,3)
- e. Evaluación del contenido de los módulos (4,5)

- f. Evaluación sobre el aprendizaje de modelos (4,4)
- g. Percepción de las dificultades propias y/o concepciones iniciales (4,0)
- h. Evaluación crítica de la enseñanza recibida con anterioridad (3,4)

Los estudiantes destacaron como positivo, fundamentalmente, el trabajo realizado en general y, en particular, la metodología de las sesiones con sus tres momentos (individual, grupo pequeño y puesta en común general). Con respecto a su participación durante la propuesta señalaron su compromiso en el grupo pequeño. También destacaron el contenido de los módulos en lo que se refiere a la presentación de las actividades y al uso de gráficos y representaciones con partículas.

**5. Por tratarse de un grupo reducido de alumnos, lo que favoreció la relación docente - alumno, las actitudes y predisposición de los estudiantes hacia la propuesta y metodología de trabajo utilizadas fueron mejores que las obtenidas en el estudio anterior con grupos numerosos.**

Comparando los resultados alcanzados en el test de actitudes por ambos grupos de alumnos pertenecientes a universidades de distintos países, se observaron diferencias estadísticamente significativas a favor de la muestra argentina (Tabla 8.11). Estas diferencias se debieron a las características del grupo de alumnos: una clase poco numerosa de 22 alumnos. Esto favoreció un mayor grado de compromiso de los estudiantes dado el mayor conocimiento docente – alumno.

Esta mayor identificación de los alumnos con la propuesta se manifestó, por ejemplo, en que prácticamente no dejaron ítems sin contestar o completar, tanto de los cuestionarios como de los módulos de actividades. También se tradujo, notablemente, en opiniones y actitudes más positivas hacia la metodología, hacia el contenido de los módulos de actividades y en la autoevaluación de su participación en la propuesta. Por ello queda **verificada la Hipótesis III formulada para esta etapa de investigación.**

**6. A partir de las respuestas de los alumnos se identificaron modelos mentales que pudieron ser explicados a la luz de teorías de dominio en el campo de la química y de teorías implícitas más generales.**

En el análisis de las entrevistas a estudiantes argentinos, y dando continuidad a los resultados obtenidos en las entrevistas a estudiantes españoles, se identificaron 8 modelos mentales en las respuestas y dibujos expresados por los alumnos. Estas representaciones internas cumplieron con las características de los modelos mentales al ser analógicas, provisionales, contextuales y funcionales.

Como un resultado importante de la investigación, se verificó que la concepción estequiométrica de la composición del sistema en equilibrio subyace a otros modelos mentales, y que esta imagen surge igual aunque la pregunta no incluya la ecuación química en su enunciado.

El análisis de las ideas que subyacen a los modelos mentales mencionados (Apartado 8.4.1) permitió definir tres teorías de dominio más generales en el campo de la química, que están relacionadas con concebir: (1) a la reacción química como copia

de la ecuación química, (2) al equilibrio como un estado físico de igualdad y (3) a la materia como continua. En la discusión se aportó evidencia de cómo estas teorías de dominio explican varios modelos mentales sobre el equilibrio químico y, también, explican algunas concepciones o dificultades mantenidas por los estudiantes en otros temas de química.

Posteriormente, esas teorías de dominio fueron interpretadas desde dos concepciones más generales o teorías implícitas: (I) los modelos son concebidos como copias de la realidad y (II) los procesos son concebidos como materia; que ponen en relieve la presencia de concepciones epistemológicas y ontológicas ingenuas en los estudiantes de primer año de universidad. Estas creencias, sobre las relaciones conocimiento – realidad, controlarían muchos aspectos del aprendizaje de los estudiantes.

Al igual que ocurrió con los alumnos de la UCM, resultó sorprendente el hallazgo de la cantidad de alumnos que sostienen la concepción estequiométrica sobre la composición de un sistema en equilibrio químico, la persistencia de esta idea, y también el grado en que esta concepción estructura los distintos niveles de las representaciones internas en este dominio, pues el modelo estequiométrico subyace, directa o indirectamente, en la mayor parte de los demás modelos mentales.

En ambos grupos de la UNC (control y experimental), la concepción alternativa 4 fue la más extendida (72 y 32 % respectivamente en el TPEQ). Preocupa que cerca de un tercio de los estudiantes del grupo experimental mantengan la concepción de que si la velocidad directa aumenta, por el efecto de una perturbación sobre el equilibrio químico, la velocidad inversa debe disminuir o viceversa. Donde, por ejemplo, no se reconoce que la aportación de calor al sistema produce que ambas velocidades inicialmente aumenten. Indiscutiblemente cualquier estrategia adecuada para superar esta concepción alternativa deberá tener en cuenta la forma mecánica como se aplica el principio de Le Chatelier en la enseñanza. Este principio no se observó conceptualmente articulado con el resto de los conceptos abordados, en los resultados obtenidos por el TAP. Este hecho se atribuyó a su naturaleza proposicional (regla enunciada de una forma muy personal por cada alumno) y a su asociación con imágenes inapropiadas como equilibrios mecánicos (balanza, sube y baja, niveles hidráulicos, acción y reacción).

Desde el punto de vista de la teoría de Ausubel, la enseñanza que promovió un aprendizaje más pasivo del estudiante generó fundamentalmente aprendizajes memorísticos en compartimentos aislados; en cambio, la enseñanza centrada en la construcción de modelos fomentó un aprendizaje más significativo e integrado. Esto pone en relieve la necesidad de presentar a los alumnos actividades que fomenten la integración de la nueva información con el conocimiento anterior.

Por ser el equilibrio químico un fenómeno del que los alumnos toman conciencia en el ámbito educativo, y no espontáneamente en el ámbito cotidiano, las características de la enseñanza recibida juega un papel central en las representaciones que construyen los estudiantes. Sobre este aspecto se profundizará en el capítulo siguiente, donde se desarrollará una discusión final.

## CAPÍTULO 9

### DISCUSIÓN FINAL E IMPLICACIONES DIDÁCTICAS

En este último capítulo de la Memoria de Tesis, previo a la enumeración de las conclusiones finales, se presentan:

- |                                                                                                             |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <ul style="list-style-type: none"><li>. la discusión final</li><li>. las implicaciones didácticas</li></ul> |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

La discusión final hace referencia al diseño global de la investigación llevada a cabo, a los distintos tipos de modelos referidos en esta investigación, a las representaciones de los estudiantes y al cambio conceptual en el equilibrio químico y, por último, a la calidad de la enseñanza en la universidad.

Por su parte, las implicaciones didácticas hacen referencia a la metodología con que se llevó adelante la Propuesta Didáctica, a las sugerencias para la enseñanza del equilibrio químico y, por último, a las sugerencias para reformular la enseñanza de la química en la universidad.

#### 9.1 Discusión final

##### 9.1.1 Discusión sobre el diseño global de la investigación llevada a cabo

El desarrollo de esta investigación se realizó en cinco etapas correspondientes a los Capítulos 4, 5, 6, 7 y 8 de esta memoria. Estas etapas fueron:

- Etapas 1: Estudio bibliográfico inicial.
- Etapas 2: Estudio experimental preliminar.
- Etapas 3: Diseño de la Propuesta Didáctica.
- Etapas 4: Desarrollo de la Propuesta Didáctica con estudiantes españoles.
- Etapas 5: Desarrollo de la Propuesta Didáctica con estudiantes argentinos.

El estudio bibliográfico inicial (Etapas 1) fue extenso dado que uno de los objetivos generales, que inspiró a este trabajo de Tesis, fue sistematizar y difundir el conocimiento elaborado por la investigación en la Didáctica de las Ciencias en torno al

equilibrio químico. Un trabajo que resulte lo bastante exhaustivo como para constituir una herramienta autosuficiente en manos de un docente interesado en mejorar el aprendizaje y la enseñanza de este tema central de la química.

Antes de indagar sobre el equilibrio químico, fue necesario discutir los fundamentos epistemológicos, psicológicos y didácticos (Capítulos 1, 2 y 3), desde perspectivas actualizadas, sobre los cuales se asientan las concepciones de ciencia, aprendizaje y enseñanza que guían este trabajo.

En los fundamentos didácticos se abordó la problemática de la enseñanza y el aprendizaje de la química: tipos de conocimiento que se ponen en juego, el rol de las imágenes, los niveles de representación de la materia, las representaciones gráficas, el nivel simbólico, el uso y la comprensión de representaciones microscópicas, la resolución de problemas algorítmicos versus conceptuales, las propuestas didácticas que utilizan modelos con partículas, las simulaciones, el uso del ordenador, las analogías y las limitaciones de analogías y modelos.

En las Etapas 2, 4 y 5 se realizaron estudios experimentales con alumnos universitarios. Un panorama global de las muestras e instrumentos utilizados se presenta a continuación en el Cuadro 9.1.

En el estudio experimental preliminar (Etapa 2) se administró el Test de Propositiones sobre el Equilibrio Químico (TPEQ) a muestras numerosas de alumnos de primer año de universidad, de la UCM y de la UBA. Los resultados obtenidos fueron clasificados en nueve logros y en seis concepciones alternativas (dificultades extendidas y recurrentes). Estas concepciones alternativas se discutieron a la luz de otros estudios y de su posible origen. También se efectuaron estudios comparativos entre diferentes carreras de la misma universidad y entre las dos universidades pertenecientes a distintos países.

El hecho de destacar los logros de los estudiantes es un aporte importante de este trabajo dado que, frecuentemente, las investigaciones sobre el conocimiento de los alumnos se centran sólo en lo que los alumnos no saben o en la búsqueda de errores. Esto, influyó sobre la predisposición afectiva de los encuestados y enriqueció la información obtenida. A su vez, las investigaciones sobre las concepciones alternativas que presentan los alumnos acerca del tema equilibrio químico se han concentrado, fundamentalmente, en el aspecto de lo que ocurre al equilibrio cuando es perturbado. En la presente investigación se consideró importante indagar, y favorecer el aprendizaje, del sistema en equilibrio químico en sí, de las características del sistema; es decir, su origen, su composición, su dinámica, las condiciones que lo definen. Es frecuente que muchos profesores den por obvias estas cuestiones o supongan que los estudiantes han construido en sus mentes las mismas ideas e imágenes que ellos poseen.

La Propuesta Didáctica elaborada (Etapa 3) adoptó el enfoque sugerido por Clement (2000) sobre la enseñanza de modelos en la clase. En este enfoque el proceso de aprendizaje consiste en recorrer un camino a través de varios modelos intermediarios hasta alcanzar el modelo objetivo de la enseñanza propuesto por el educador. La secuencia de modelos conceptuales incluyó cuatro modelos intermediarios que fueron abordados a través de una serie de actividades que utilizaron diagramas con partículas y gráficos lineales.

Cuadro 9.1: Panorama global de los estudios experimentales llevados a cabo en la investigación: muestras e instrumentos.

	<b>Etapa 2</b>	<b>Etapa 4</b>	<b>Etapa 5</b>																																								
<b>Muestras:</b>	<table border="1" style="width: 100%;"> <tr> <td style="text-align: center;">UBA (1 grupo)</td> <td style="text-align: center;">UCM (6 grupos)</td> <td style="text-align: center;">UCM (4 grupos)</td> <td style="text-align: center;">UNC (2 grupos)</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">Lic. Bgía, Lic. Geol.</td> <td style="text-align: center;">Lic. Bgía Lic. Geol.</td> <td style="text-align: center;">Lic. Bgía Lic. Geol.</td> <td style="text-align: center;">Ingeniería Lic. Bgía</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">115 est.</td> <td style="text-align: center;">177</td> <td style="text-align: center;">49 control 34 exp.</td> <td style="text-align: center;">control exp.</td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td style="text-align: center;">48 control 41 exp.</td> <td style="text-align: center;">18 control 22 exp.</td> </tr> </table>	UBA (1 grupo)	UCM (6 grupos)	UCM (4 grupos)	UNC (2 grupos)	Lic. Bgía, Lic. Geol.	Lic. Bgía Lic. Geol.	Lic. Bgía Lic. Geol.	Ingeniería Lic. Bgía	115 est.	177	49 control 34 exp.	control exp.			48 control 41 exp.	18 control 22 exp.	<table border="1" style="width: 100%;"> <tr> <td style="text-align: center;">UCM (6 grupos)</td> <td style="text-align: center;">UCM (4 grupos)</td> <td style="text-align: center;">UNC (2 grupos)</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">Lic. Bgía Lic. Geol.</td> <td style="text-align: center;">Lic. Bgía Lic. Geol.</td> <td style="text-align: center;">Ingeniería Lic. Bgía</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">177</td> <td style="text-align: center;">49 control 34 exp.</td> <td style="text-align: center;">control exp.</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">48 control 41 exp.</td> <td style="text-align: center;">18 control 22 exp.</td> </tr> </table>	UCM (6 grupos)	UCM (4 grupos)	UNC (2 grupos)	Lic. Bgía Lic. Geol.	Lic. Bgía Lic. Geol.	Ingeniería Lic. Bgía	177	49 control 34 exp.	control exp.		48 control 41 exp.	18 control 22 exp.	<table border="1" style="width: 100%;"> <tr> <td style="text-align: center;">UCM (6 grupos)</td> <td style="text-align: center;">UCM (4 grupos)</td> <td style="text-align: center;">UNC (2 grupos)</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">Lic. Bgía Lic. Geol.</td> <td style="text-align: center;">Lic. Bgía Lic. Geol.</td> <td style="text-align: center;">Ingeniería Lic. Bgía</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">177</td> <td style="text-align: center;">49 control 34 exp.</td> <td style="text-align: center;">control exp.</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">48 control 41 exp.</td> <td style="text-align: center;">18 control 22 exp.</td> </tr> </table>	UCM (6 grupos)	UCM (4 grupos)	UNC (2 grupos)	Lic. Bgía Lic. Geol.	Lic. Bgía Lic. Geol.	Ingeniería Lic. Bgía	177	49 control 34 exp.	control exp.		48 control 41 exp.	18 control 22 exp.
UBA (1 grupo)	UCM (6 grupos)	UCM (4 grupos)	UNC (2 grupos)																																								
Lic. Bgía, Lic. Geol.	Lic. Bgía Lic. Geol.	Lic. Bgía Lic. Geol.	Ingeniería Lic. Bgía																																								
115 est.	177	49 control 34 exp.	control exp.																																								
		48 control 41 exp.	18 control 22 exp.																																								
UCM (6 grupos)	UCM (4 grupos)	UNC (2 grupos)																																									
Lic. Bgía Lic. Geol.	Lic. Bgía Lic. Geol.	Ingeniería Lic. Bgía																																									
177	49 control 34 exp.	control exp.																																									
	48 control 41 exp.	18 control 22 exp.																																									
UCM (6 grupos)	UCM (4 grupos)	UNC (2 grupos)																																									
Lic. Bgía Lic. Geol.	Lic. Bgía Lic. Geol.	Ingeniería Lic. Bgía																																									
177	49 control 34 exp.	control exp.																																									
	48 control 41 exp.	18 control 22 exp.																																									
<b>Instrumentos:</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>. TPEQ</li> <li>(Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>. TPEQ</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>. TPEQ</li> <li>. Cuestionario Inicial</li> <li>. Entrevistas (42)</li> <li>. Propuesta Didáctica PD exp. . Entrevistas Finales (16)</li> <li>. Opiniones sobre PD</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>. TPEQ</li> <li>. Cuestionario Inicial</li> <li>. TOLT</li> <li>. Entrevistas (7)</li> <li>. Propuesta Didáctica grupo exp. . Entrevistas Finales (4)</li> <li>. Opiniones sobre PD</li> </ul>																																							

El objetivo final al que apuntó esta propuesta fue la integración de los cuatro modelos intermediarios en un modelo sobre el equilibrio químico que permitiera, en su aplicación, la superación de las concepciones alternativas frecuentes que aparecen en este tema y constituya una base adecuada para continuar profundizando el tema con aspectos aún más abstractos como los termodinámicos.

En la Etapa 4, se profundizaron los estudios anteriores y se evaluó la efectividad de la Propuesta Didáctica (PD) con alumnos españoles de la UCM. Participaron cuatro grupos de alumnos de primero de universidad que partieron con similares condiciones iniciales y trayectorias educativas previas. Para cada carrera (Biología y Geología) se eligió un grupo de control y otro experimental con el que se llevó adelante la PD y también entrevistas finales. Todos los grupos de alumnos completaron el cuestionario inicial y el cuestionario final que consistió en el Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico, y una muestra numerosa de ellos participó en las entrevistas iniciales. Finalmente los alumnos del grupo experimental evaluaron la PD y su participación en ella a través de un test de actitudes.

En la Etapa 5, la misma propuesta de enseñanza basada en la progresión de modelos intermediarios que se aplicó con alumnos españoles, fue utilizada con alumnos argentinos. Dado que se trató de muestras pequeñas se ampliaron los controles para establecer semejantes puntos de partida entre el grupo de control y el grupo experimental. Se realizó un seguimiento similar del aprendizaje de los alumnos a través de las respuestas ofrecidas en las entrevistas y en las actividades de los módulos. Finalmente, al igual que en la Etapa 2 y en la Etapa 4, se empleó el TPEQ para evaluar los logros y el grado de sostenimiento de las seis concepciones alternativas identificadas. Esta etapa se diferenció de las anteriores por el hecho de que incorporó un test de asociaciones de palabras, con el objetivo de ampliar y profundizar el análisis de los aprendizajes de los alumnos. El TAP permitió determinar en qué medida los cuatro modelos intermediarios enseñados se integraron en un modelo único para el equilibrio químico.

### **9.1.2 Discusión sobre los distintos tipos de modelos referidos en esta investigación**

En el Capítulo 1, sobre los fundamentos epistemológicos, se destacó la clasificación de los modelos de acuerdo a su estatus ontológico, propuesta por Gilbert y Boulter (2000), que considera el origen y la evolución de los mismos. Esta clasificación orientó el desarrollo de la presente investigación. En ella se distinguen: modelos mentales, modelos expresados, modelos consensuados, modelos científicos, modelos históricos, modelos del currículo, modelos enseñados o a enseñar y modelos pedagógicos. A la luz de esta clasificación, en este apartado se analizan los modelos involucrados en distintos momentos de este trabajo de Tesis.

Las entrevistas y la metodología empleada durante el desarrollo de la Propuesta Didáctica han permitido a los estudiantes poner en juego sus *modelos mentales*, entendidos como representaciones internas personales y convertirlos en *modelos expresados*. En este proceso han reunido elementos aislados en una elaboración con grados sucesivos de coherencia y articulación.

Los modelos mentales se han elaborado para dar respuesta a una pregunta, para brindar una explicación. El alumno ha ordenado elementos y unido cabos sueltos, para armar una explicación que lo convenza en ese momento, que sea coherente con el conocimiento que ha alcanzado. Por ello ante una nueva pregunta o ante una pista, pudo rápidamente corregirse o bien permanecer impermeable, lo que estaría indicando distintas fases en su evolución conceptual. En este sentido, muchas concepciones alternativas se debieron a que nunca el alumno ha pensado acerca de esa cuestión, sin embargo, en una entrevista el alumno pudo dar muestras de poseer elementos para corregirse y dar una respuesta más elaborada y posiblemente más cercana al punto de vista científico. En términos de Johnson-Laird (1983), muchos de los errores que se cometieron en las inferencias se debieron al hecho de no haber puesto a prueba los modelos mentales que se formaron anteriormente.

En los modelos expresados por los alumnos, influyeron, además de las demandas de la tarea y de las restricciones de las teorías de dominio y de las teorías implícitas, fragmentos de información y vocabulario presentado en la enseñanza reciente, por ejemplo, algunas frases relacionadas con la formulación del principio de Le Chatelier. La enseñanza produjo cambios en los modelos mentales iniciales de los alumnos que dieron lugar a *modelos mentales sintéticos* (Vosniadou y Ioannides, 1998), que constituyeron esfuerzos de reconciliación o de síntesis de la nueva información (explicaciones científicas) con los modelos iniciales. Estos modelos sintéticos no reciben la suficiente atención en la enseñanza. Generalmente no son diagnosticados ni se sigue su evolución durante el desarrollo del programa.

Por su parte, la discusión en grupo pequeño y grupo grande han contribuido a la formación de *modelos consensuados* cuya utilidad se evaluó a partir de su aplicación en distintas situaciones. Con la orientación del profesor estos modelos se aproximaron a los modelos consensuados por la comunidad científica. Con lo cual el camino seguido se aproxima al proceso de construcción de un *modelo científico*.

El estudio de los *modelos históricos* sobre el equilibrio químico, modelos científicos que estuvieron vigentes en algún momento pasado, ha permitido extraer elementos importantes sobre la enseñanza y aprendizaje del equilibrio químico. Por ejemplo, ayudaron a prevenir ciertas concepciones alternativas que surgieron en el aprendizaje y también fundamentar distintos enfoques para la enseñanza. Por otro lado, permitieron establecer una vigilancia de tipo epistemológico en el proceso de transposición que transforma en *modelos curriculares o del currículo* a modelos científicos e históricos, y discernir cuando se están abordando *modelos híbridos* (combinación de varios modelos científicos o históricos), por ejemplo con la integración simultánea de consideraciones provenientes de la termodinámica y de la cinética química.

También se han desarrollado en la Propuesta Didáctica *modelos de enseñanza o enseñados*, contruidos para el contexto y objetivos educativos específicos. Estos modelos pueden resultar de utilidad para otros profesores, dado que su utilización ha sido fundamentada y evaluada su efectividad. Los modelos enseñados se organizaron de acuerdo a una progresión lógica, se basaron en la presentación de imágenes y gráficos, y tuvieron en cuenta las dificultades y concepciones alternativas de los estudiantes.

Como se mencionó anteriormente los propios científicos se valen de analogías físicas e imágenes para comunicar a sus colegas un nuevo concepto, antes de recurrir a estructuras formales matemáticas. Sin embargo, la educación muchas veces intenta presentar un nuevo concepto basándose sólo en sus aspectos deductivos y de consistencia formal.

Por último, la orientación de la propuesta de enseñanza y acciones llevadas a cabo, mostró un camino metodológico que sugiere un *modelo pedagógico* innovador para la enseñanza de la química en el contexto universitario. Este aspecto se profundiza más adelante en las sugerencias para la enseñanza.

### **9.1.3 Discusión sobre las representaciones de los estudiantes y el cambio conceptual en el equilibrio químico**

En los párrafos siguientes se realiza una discusión final de los resultados obtenidos en esta investigación, tanto para estudiantes argentinos como españoles, a la luz de algunos fundamentos expresados en Capítulo 2 sobre el aprendizaje y el cambio conceptual.

Como se ha mostrado en los dos capítulos anteriores, en las transcripciones de las entrevistas se encontraron suficientes ejemplos que permitieron reconocer modelos mentales en las respuestas expresadas por los estudiantes y en sus dibujos, puesto que dichas respuestas reflejaron representaciones internas que cumplen con las características de los modelos mentales: son analógicas (preservan la estructura de lo que se supone representan), son provisionales (son dinámicas), son contextuales (dependen de la situación), son funcionales (son útiles para el sujeto dado que le permiten describir, explicar y predecir -las tres funciones de los modelos-).

En relación con los niveles de representación de la materia, los modelos mentales identificados indicaron que muchos estudiantes tuvieron dificultades en asociar correctamente la ecuación química (nivel simbólico), las cantidades de sustancia o las masas (nivel macroscópico) y los átomos y moléculas (nivel submicroscópico).

Como ya se desarrolló en los capítulos anteriores, no todos estos modelos mentales presentaron el mismo nivel de generalización y recurrencia, algunos fueron explicados por la presencia de otros. Por ejemplo, el modelo estequiométrico subyace, directa o indirectamente, en la mayor parte de los demás modelos mentales. Así, tanto estudiantes españoles como argentinos, acudieron al modelo pendular del equilibrio “para que puedan estar presentes al mismo tiempo reactivos y productos en cantidades iguales a sus coeficientes estequiométricos”, o al modelo del equilibrio único “porque después de una perturbación tiene que volverse a cantidades iguales los coeficientes estequiométricos”, o al modelo del equilibrio perturbado “un sistema en equilibrio químico puede alcanzar una constante de equilibrio muy alta (y así no mantener la proporción estequiométrica) porque el sistema está perturbado y desplazado hacia los productos de acuerdo al principio de Le Chatelier”.

Aplicando el modelo de análisis de las representaciones internas de los sujetos sugerido por Vosniadou (1994) y ampliado por Pozo y Gómez Crespo (1998), que fuera

desarrollado en la fundamentación (Apartado 2.3.3), estos modelos mentales más generales fueron interpretados como teorías de dominio. Estas teorías se relacionaron con la idea de que “la reacción química es copia de la ecuación química”, con la idea cotidiana de que “el equilibrio es un estado de igualdad” y con la asignación de propiedades macroscópicas a las partículas, así “una molécula es igual a un mol”. A su vez, estas teorías de dominio se enmarcaron en teorías implícitas de carácter epistemológico y ontológico, como la idea de que “un modelo es copia de la realidad” o concebir a “un proceso o interacción como materia o propiedad de la materia”.

Tal como se desarrolló en el Capítulo 2, cuando se hizo referencia a los niveles de análisis de las representaciones, todas estas representaciones internas relacionadas con el equilibrio químico pueden considerarse en un continuo, desde los modelos mentales a las teorías implícitas, esto queda esquematizado en el Cuadro 9.2:

Cuadro 9.2: Teorías implícitas, teorías de dominio y modelos mentales para el equilibrio químico que surgieron de la investigación realizada.

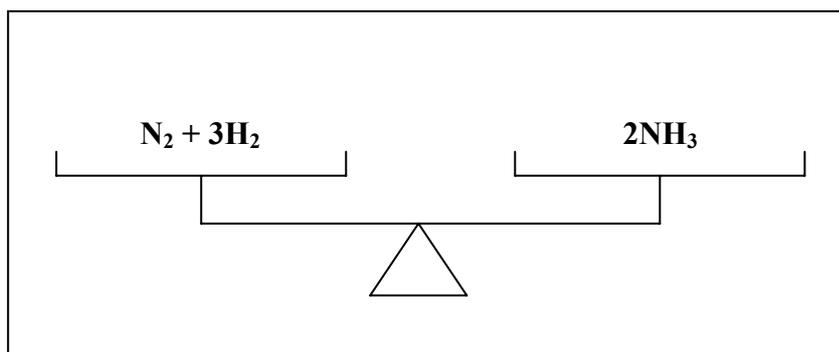
teorías implícitas	realismo ingenuo: modelo copia de la realidad proceso como estado material nivel simbólico copia del nivel macroscópico nivel submicroscópico copia del nivel macroscópico
↑	
teorías de dominio	reacción química copia de la ecuación química coef. estequiométricos = cantidades presentes mol = molécula
↑	
modelos mentales	equilibrio = estado físico de igualdad (balanza) equilibrio estequiométrico equilibrio único, equilibrio igualdad, equilibrio estático, equilibrio compartimentado, equilibrio pendular, equilibrio mecánico, equilibrio perturbado, equilibrio preexistente.

Estas teorías de dominio provienen de modelos mentales que a los sujetos les han resultado útiles en el pasado y los han almacenado como estructuras separadas y recuperables desde su memoria de largo plazo. Por ejemplo, el modelo estequiométrico (en química), el modelo equilibrio mecánico (en física) o el modelo igualdad (en matemáticas). Así, la idea estequiométrica de la composición del equilibrio tiene, indiscutiblemente, un origen en la instrucción, en las acomodaciones adaptativas de los estudiantes a las exigencias y tareas impuestas. Es el resultado del peso puesto, especialmente en la evaluación, en el nivel simbólico: en la formulación de compuestos

y ajuste de ecuaciones químicas, en desmedro de la realización de experimentos apropiados y presentación de modelos microscópicos.

En las aulas, el profesor habla del equilibrio químico señalando las distintas partes de la ecuación química escrita en el pizarrón sobre la síntesis del amoníaco y los alumnos imaginan situaciones que difieren totalmente de las ideas a las que apunta la enseñanza. Se imaginan, por ejemplo, una “balanza estequiométrica” (ver Cuadro 9.3) en la que se logra el equilibrio cuando en un uno de los platillos hay un mol de nitrógeno y tres de hidrógeno y en el otro platillo hay dos moles de amoníaco.

Cuadro 9.3: La imagen de la “balanza estequiométrica”.



En las entrevistas y actividades con alumnos españoles y argentinos se les solicitó que dibujaran la imagen que poseían sobre el sistema en equilibrio inicial y final, sin embargo escribieron la ecuación química con la doble flecha. En otras palabras, con frecuencia subordinaron el nivel microscópico al nivel simbólico, reflejando la no distinción entre proceso y composición.

Muchas veces los profesores recurren, durante sus explicaciones, a ecuaciones químicas o a fórmulas como una forma de mostrar evidencia sobre lo que se está hablando, como si estuvieran brindando una “confirmación experimental”. En ese caso la interpretación (lo simbólico) estaría reemplazando a la observación (los experimentos, lo macroscópico). La falta de contacto con ejemplos del fenómeno y la escasa presentación de imágenes adecuadas hacen que las clases de química se perciban como las de un lenguaje extranjero en las que se hace hincapié en su gramática más que en su utilidad.

Como ya se ha mencionado, esta desvalorización de los experimentos y demostraciones, podría deberse a que no existe un único experimento sencillo en el cual observar todos los aspectos importantes de equilibrio químico y, fundamentalmente, éstos no son autosuficientes como evidencia empírica, tienen que ser “redondeados” teóricamente, explicados a través del uso de modelos. Lamentablemente en muchas ocasiones los experimentos son interpretados sólo desde el nivel simbólico de la ecuación química en lugar de ser explicados desde situaciones con partículas.

Las dificultades que surgieron en torno al concepto de reactivo limitante, al que se dedica poco énfasis en la enseñanza de la reacción química y menos aún durante la presentación del equilibrio químico, constituyen otra consecuencia del peso puesto en lo simbólico sobre lo experimental. Como se dijo en el Capítulo 4, la introducción del

equilibrio químico implica, para la reacción química, aceptar como un hecho empírico la incompleta conversión química (Van Driel y Gräber, 2002).

En los Capítulos 7 y 8 se ha demostrado cómo las representaciones de los alumnos presentan cierto grado de coherencia en el marco de sus teorías de dominio y de sus teorías epistemológicas implícitas. Aprender el equilibrio químico, aproximarse a las ideas consensuadas por la comunidad científica, implicaría un cambio en las representaciones iniciales, un cambio de naturaleza compleja. Como se desarrolla a continuación, este cambio se percibe como una evolución en las dimensiones epistemológicas, ontológicas y conceptuales de las teorías implícitas.

Las concepciones alternativas surgieron como intentos de interpretar la información científica desde la perspectiva de las teorías implícitas. Sobre estas teorías generales es más que improbable que se produzca un cambio conceptual radical e inmediato. Cambiar alguna de las concepciones alternativas identificadas en esta investigación o, en otras palabras, hacer evolucionar los modelos mentales de los alumnos, no resultó una tarea sencilla e inmediata dado que estos modelos se apoyan en ciertas restricciones que rigen sus teorías implícitas. Como ya se trató en el Capítulo 2, las teorías implícitas difieren de las teorías científicas no sólo en el contenido factual sino en ciertos principios organizadores (Pozo y Gómez Crespo, 1998). La complejidad de estos principios aumenta de las teorías implícitas a las teorías científicas en las dimensiones epistemológica, ontológica y conceptual.

Desde el punto de vista de los principios conceptuales que subyacen en las teorías implícitas, se ha comprobado cómo muchos estudiantes no diferenciaron composición de interacción. Aplicado esto a la reacción química, tendieron a no distinguir entre la proporción en que se encuentran presentes las especies en una situación experimental y la proporción en que reaccionan o se combinan entre sí. En relación con el principio conceptual referido al cambio y a la conservación, la persistencia de las concepciones alternativas 2 y 3, revelaron serias dificultades al contestar la pregunta: ¿qué cambia y qué se conserva entre dos situaciones de equilibrio después de que la primera es perturbada?

En el análisis de las entrevistas iniciales y finales se verificó la tendencia a “materializar” la ecuación química, es decir a percibirla como “materia” y no como representación de un “proceso”; en otras palabras, el obstáculo epistemológico referido por Bachelard (1938) como substancialización de los conceptos. Esta tendencia fue revertida con un trabajo a partir de modelos que permitió construir la noción de reacción química como interacción. Un trabajo que permitió entender a la ecuación química como un modo simbólico de representación, como un lenguaje específico basado en símbolos químicos, que dan cuenta de un tipo específico de interacción. Muchos estudiantes parecieron adherirse a un realismo interpretativo al concebir a la ecuación química no como un modelo (como una construcción humana, que ayuda a interpretar la realidad) sino como un ente real, algo que “descubrió” la investigación química.

El cambio conceptual ocurrió cuando el alumno asignó en otra categoría ontológica al concepto, de las tres categorías propuestas por Chi, Slotta y Leeuw (1994): materia, procesos y estados mentales. Estas creencias ontológicas modulan la forma en que se concibe el mundo, al permitir atribuir propiedades conocidas a fenómenos nuevos, lo que lo hace más previsible. En el razonamiento analógico uno recurre a lo

que le resulta familiar e, indiscutiblemente, la categoría materia es la más familiar para las personas. Por el contrario, el concepto de interacción es difícil de definir, no es un concepto familiar, incluso los libros de texto no suelen definir qué se entiende por un proceso. Interpretar a un fenómeno como interacción implicaría considerarlo en términos de equilibrio, sin principio o fin, sin que pueda identificarse una causa y en la que varios sistemas están interactuando simultáneamente.

De acuerdo a los resultados obtenidos en esta investigación, las diferentes dimensiones del cambio conceptual que debería orientarse el aprendizaje del equilibrio químico se presentan en el siguiente cuadro (Cuadro 9.4). Este cuadro ha sido adaptado, para el caso particular del equilibrio químico, del elaborado por Pozo y Gómez Crespo (1998) y presentado en la fundamentación teórica (Apartado 2.3.3).

Cuadro 9.4: Dimensiones del cambio conceptual para el equilibrio químico de acuerdo a los resultados obtenidos.

### Principios epistemológicos

Realismo ingenuo →	Realismo interpretativo →	Constructivismo
La materia es tal como la vemos. Lo que no se percibe no se concibe. Los modelos son copia de la realidad. Son parte de la realidad. La química es una ciencia puramente descriptiva. El equilibrio químico es tal como se percibe: estático. Las partículas tienen las mismas propiedades que el sistema macroscópico que representan. Mol es igual a molécula.	La realidad existe y tiene sus propiedades, aunque no siempre podamos conocerla directamente, pero la química descubre cómo es realmente la materia. La química ha llegado a la verdad sobre el equilibrio químico. El equilibrio químico es como lo representa la ecuación química. La química es una ciencia puramente formal - deductiva; elabora símbolos o ecuaciones a partir de otros símbolos o ecuaciones. Los lados de la ecuación química constituyen lugares reales y las flechas conductos entre ellos.	La química nos proporciona modelos alternativos para interpretar la realidad, pero que no son parte de la realidad. Los modelos son representaciones simplificadas del objeto o fenómeno, que cumplen funciones descriptivas, explicativas y predictivas. La química proporciona modelos sobre el equilibrio químico, como el modelo dinámico del equilibrio. Conocer el equilibrio químico es relacionar las observaciones (macroscópico), las interpretaciones (simbólico) y las explicaciones (microscópico) en un todo coherente.

### Principios ontológicos

Estados →	Procesos →	Sistemas
Se reconocen estados y propiedades de la materia; estados de la materia desconectados entre sí. Se tiende a “materializar” la ecuación química. El equilibrio químico es un estado estático, cuando se alcanza no se produce reacción química. Es un estado de igualdad, donde	Los cambios entre estados, o de propiedades, se explican por procesos. El equilibrio químico se alcanza porque la reacción química es un proceso reversible. Es un proceso donde la velocidad directa es igual a la velocidad inversa. La ecuación química describe un	El equilibrio químico se interpreta en términos de relaciones entre los elementos que lo constituyen como un sistema. Las especies presentes en el equilibrio químico interactúan entre sí (reacción química). El equilibrio químico es un sistema dinámico.

<p>la conc. de reactivos es igual a la concentración de productos.</p> <p>Es un estado estequiométrico: la composición de las especies son iguales a sus coeficientes estequiométricos.</p> <p>Es un estado único, retorna a la mismas conc. y velocidades del equilibrio inicial después de una perturbación.</p>	<p>proceso.</p>	<p>Las condiciones del sistema son: sistema cerrado y a T constante.</p> <p>El sistema en equilibrio responde ante una perturbación del mismo.</p>
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

### Principios conceptuales

Hechos o datos →	Causalidad simple (de simple a múltiple) →	Interacción
<p>Los fenómenos y hechos se describen en función de las propiedades y cambios observables.</p> <p>El equilibrio químico se percibe por su apariencia de estático.</p> <p>El equilibrio químico se concibe como un objeto físico: como una balanza.</p> <p>La imagen que se tiene del equilibrio químico es la ecuación química con doble flecha.</p>	<p>Los fenómenos se explican mediante relaciones causales simples que evolucionan a distintos grados de complejidad.</p> <p>No se conciben los cambios simultáneos.</p> <p>Primero se completa la reacción directa y luego comienza la inversa.</p> <p>Si la <math>v_d</math> aumenta, ante una perturbación del sistema en equilibrio, la <math>v_i</math> tiene que disminuir o viceversa.</p> <p>El catalizador en el equilibrio sólo favorece la reacción directa.</p>	<p>La materia se concibe como un sistema de partículas en interacción, en influencia mutua.</p> <p>La reacción química como producto de colisiones que producen ruptura y formación de enlaces químicos</p> <p>La velocidad de reacción depende del número de choques efectivos.</p> <p>El equilibrio químico se concibe como un sistema de partículas en interacción.</p> <p>Ocurren dos procesos opuestos simultáneamente.</p>
Cambios sin conservación →	Cambio con conservación →	Conservación y equilibrio
<p>Sólo cambia aquello que vemos que se altera. Necesidad de explicar lo que cambia pero no lo que permanece.</p> <p>No se sabe qué cambia y qué se conserva entre dos situaciones de equilibrio, después de que la primera es perturbada.</p> <p>Ante un cambio de la temperatura la constante de equilibrio no se modifica.</p>	<p>Se acepta la conservación de propiedades no observables pero no el equilibrio.</p> <p>En el equilibrio están presentes todas las especies: reactivos y productos.</p> <p>Las concentraciones de las especies no cambian en el equilibrio químico.</p> <p>La <math>K_c</math> permanece constante a temperatura constante.</p>	<p>Los cambios se interpretan en términos de interacción entre partículas.</p> <p>En el equilibrio químico, a T constante, se conservan las concentraciones de las especies, pero las partículas siguen reaccionando a iguales velocidades (equilibrio dinámico).</p>
Relaciones cualitativas →	Reglas heurísticas →	Relaciones cuantitativas
<p>Los fenómenos se interpretan en forma cualitativa.</p> <p>El equilibrio se alcanza porque la reacción es reversible.</p>	<p>Utilización de reglas simplificadoras.</p> <p>Ante una perturbación del sistema en equilibrio se aplica el principio de Le Chatelier.</p>	<p>Integración de esquemas cuantitativos, como la proporcionalidad o la probabilidad en los modelos.</p> <p>Por la distribución de velocidades</p>

<p>La reacción es reversible porque en su ecuación se puso una doble flecha.</p>	<p>Se utilizan reglas análogas al principio de acción y reacción: si la <math>v_d</math> aumenta, como producto de la perturbación, la <math>v_i</math> disminuye.</p> <p>Se aplica el principio de Le Chatelier a situaciones de no equilibrio: como en la aproximación al equilibrio partiendo sólo de reactivos.</p>	<p>de las moléculas, son probables choques tanto que produzcan la reacción directa como la reacción inversa.</p> <p>Diferenciación entre masa (cantidad) y concentración.</p> <p>Predicción, utilizando la proporcionalidad, de la evolución del equilibrio:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>. comparando valores de <math>Q_c</math> y <math>K_c</math></li> <li>. con la ecuación de <math>K_c</math> en función de concentraciones</li> <li>. con la ecuación de <math>K_c</math> en función de <math>n</math> y <math>V</math> total.</li> <li>. con la ecuación de <math>K_p</math> en función de fracciones molares y presión total.</li> <li>. con la ecuación de van't Hoff.</li> </ul>
----------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

En definitiva, para comprender las teorías científicas, los estudiantes deberían superar las restricciones que les imponen sus teorías implícitas. El cambio conceptual debería darse en todas estas dimensiones, aunque esto no significa esperar que el cambio se produzca en todas simultáneamente. La evolución dentro de cada uno de estos principios organizadores no constituye una secuencia de enseñanza directa. Este tipo de presentación busca la toma de conciencia de los distintos planos sobre los cuales analizar las representaciones de los alumnos y orientar la enseñanza hacia los objetivos deseados. En última instancia, ponen al descubierto la complejidad del proceso de enseñanza y aprendizaje de la ciencia. En este sentido, el objetivo más ambicioso de la Propuesta Didáctica desarrollada, consistió en contribuir a que los alumnos construyan esos principios organizadores o esquemas, en un dominio o contexto específico para que luego puedan transferirlos a otros dominios.

A lo largo de la Propuesta Didáctica se apuntó a construir teorías de dominio adecuadas, como la teoría cinética molecular, de gran poder explicativo, que permitió agrupar en ella mucha información y actuar (desde el punto de vista del procesamiento de la información) de una forma más eficiente. Por ejemplo, el modelo cinético molecular contribuyó, en primer lugar, a concebir a los gases como materia y, posteriormente, apoyó la idea de que existe algún tipo de interacción entre las partículas que hacen que la materia, por ejemplo, se condense.

En el aprendizaje de un tema tan abstracto como el equilibrio químico, sobre el cual los estudiantes no tienen concepciones previas desarrolladas en su experiencia cotidiana, los estudiantes pusieron en juego, durante el desarrollo de la Propuesta Didáctica, los modelos construidos en el ámbito educativo; los han ampliado, reestructurado y aplicado, con los nuevos contenidos que se introdujeron. También han tenido oportunidades para discutir sobre el papel de los modelos en el desarrollo de la ciencia, remarcando que la ciencia avanza con la construcción de teorías y modelos, concebidos como construcciones humanas explicativas, más que avanzar por la acumulación de hechos. Con lo cual se ha contribuido a la comprensión de la naturaleza

hipotética del conocimiento científico. Esto significa entender la necesidad de poner ese conocimiento en duda y someterlo a pruebas experimentales o al análisis de su coherencia con otras ideas aceptadas.

En resumen, la Propuesta Didáctica diseñada y la metodología empleada para su desarrollo, han brindado soluciones a varias problemáticas reconocidas en la enseñanza universitaria, en la que los alumnos:

- forman parte de grupos numerosos en una misma aula
- asumen la función de registradores de apuntes
- tienen poco contacto con imágenes
- no interactúan cooperativamente con sus pares
- no construyen modelos explicativos abarcadores
- no son evaluados sobre las ideas e imágenes que van construyendo
- no reflexionan sobre aspectos epistemológicos de la ciencia y metacognitivos del aprendizaje.

#### **9.1.4 Discusión sobre la calidad de la enseñanza en la universidad**

Es frecuente encontrar, entre los indicadores usados en estudios sobre la calidad educativa en instituciones universitarias, los siguientes indicadores: (a) el nivel de acceso de los estudiantes, (b) la calidad del plan de estudio y (c) la calidad del proceso de enseñanza - aprendizaje (Mora Ruiz, 1991; Aparicio y González, 1994). A continuación se emplean estos indicadores como criterios de análisis de la enseñanza universitaria que recibieron los estudiantes de la UCM y se comparan estos aspectos con el caso de la UNC:

##### **(a) El alumno que ingresa:**

El perfil académico del alumno que ingresa a la universidad está muy determinado por el tipo de enseñanza que ha recibido en el nivel medio. En el estudio de Finley, Stewart y Yarroch (1982), sobre la percepción de los profesores de secundaria con respecto a la importancia y dificultad de los contenidos que enseñan, se halló que los profesores de química situaban al equilibrio químico como el contenido que más dificultades genera en los alumnos. Sin embargo, no figuraba entre los 15 más importantes para enseñar a los estudiantes. Para los profesores los tres contenidos considerados más importantes eran: escritura de fórmulas químicas, ecuaciones químicas y mol. La importancia que dan los docentes a estos tres contenidos, basados fundamentalmente en aspectos simbólicos y cuantitativos de la química, es acorde con el enfoque de enseñanza que predomina.

El hecho de que estos profesores no den prioridad a la enseñanza del equilibrio químico, parece indicar que menosprecian la importancia del concepto de equilibrio químico en la estructura de la disciplina y como prerrequisito conceptual para otros temas como equilibrio ácido- base, equilibrio de solubilidad y óxido reducción, o para otras asignaturas como Química Orgánica o Química Analítica. Además de la relevancia del tema por sus aplicaciones y poder explicativo de fenómenos importantes,

como los de naturaleza biológica (nuestra existencia depende de estos equilibrios) o, por ejemplo, sus aplicaciones a procesos industriales.

En la educación secundaria, en general, los alumnos no han realizado prácticas de laboratorio y han sido entrenados para resolver ejercicios numéricos del tipo de los que se evalúan en el examen de ingreso a la universidad. La mayoría de los alumnos de la UCM no habían tomado contacto con ejemplos de sistemas en equilibrio químico y contaban con un conocimiento operativo y mecánico del mismo. Incluso algún estudiante pudo ingresar a esas carreras sin haber elegido química en el bachillerato.

Con respecto a la orientación vocacional de los alumnos ingresantes y por tratarse de una materia de primer año, muchos estudiantes no están totalmente convencidos de la elección de la carrera. Las carreras de Biología y de Geología no son generalmente la primera opción de estos alumnos, dado que muchos no obtuvieron la nota de corte para estudiar otra carrera que quizás les gustaba más.

Los exámenes de Selectividad correspondientes a los alumnos comprendidos en esta investigación, no han sufrido muchos cambios con respecto a los utilizados en años anteriores. En las pruebas de acceso a la universidad, del curso 99-00 (en este curso todavía algunos institutos tenían COU), se observan algunas cuestiones más conceptuales aplicadas, además de los problemas cuantitativos típicos. Los alumnos pudieron elegir entre 3 de 5 cuestiones conceptuales y entre dos opciones de problemas.

El temario de química para el Bachillerato LOGSE es similar que para COU, aunque se ha quitado el tema de solubilidad y puesto más cuestiones de orgánica, que complementan a las reacciones químicas y mecanismos que se abordaban antes; también se han agregado cuestiones industriales y un tema de Química, Tecnología y Sociedad que antes no estaba en COU.

Los profesores de educación secundaria son egresados de facultades específicas de ciencias (o ingenierías) donde se ha recibido una enseñanza como ya ha sido descrita, la cual reproducen en gran medida en sus clases con alumnos de secundaria. Los licenciados, para ser docentes en la secundaria, deben aprobar el Curso de Aptitud Pedagógica (CAP). Las investigaciones de Furió y Ortiz (1983) y Quílez (1998a) sobre licenciados que asisten a estos cursos mostraron que éstos sostienen similares dificultades y concepciones alternativas que los alumnos de secundaria. Esto no es de extrañar si se tiene en cuenta, como se ha mostrado en esta investigación, que la universidad no ha contribuido a superarlas o incluso las ha reforzado.

En el caso argentino, los alumnos ingresan a la universidad sin haber recibido clases sobre el equilibrio químico en la educación media. Recientemente la reforma educativa denominada Ley Federal, promueve, en los dos últimos años de secundaria (Polimodal), la inclusión de un programa de química general que incluye los temas de termoquímica, cinética química y equilibrio químico. No todas las provincias han asumido esa reforma. Los alumnos de la sede Bariloche (provincia de Río Negro) de la UNC que participaron en este estudio no lo han tratado en la escuela media, a pesar de que han tenido química durante 5 años con una carga horaria reducida de dos horas semanales. Al igual que en el caso español, estos alumnos han tenido pocas experiencias de laboratorio, han recibido una enseñanza expositiva con hincapié en las fórmulas y ecuaciones. El profesorado generalmente no cuenta con una formación universitaria,

muchos son egresados de carreras terciarias de 3 o 4 años y las condiciones laborales no son óptimas (bajos sueldos, todas las horas frente a alumnos, atienden muchos cursos y a una cantidad excesiva de alumnos) como para garantizar un seguimiento adecuado de los alumnos. En general las actitudes de los alumnos hacia la química no son positivas, y es una de las materias que más suelen suspender.

(b) Planes de estudio universitarios:

En las dos carreras estudiadas de la UCM (Licenciatura en Biología y Licenciatura en Geología) están vigentes nuevos planes de estudio que, en particular, en primer año de universidad han desarticulado las químicas generales en asignaturas de cada vez menor carga horaria, de carácter cuatrimestral y que incluyen temas aislados de química general, orgánica, analítica, ambiental, etc. Los planes resultantes son muy extensos para el tiempo disponible. Como resultado de ello, al estudiante no se le presenta la estructura lógica de la disciplina de química general.

En cambio los planes de estudio de la UNC, corresponden a uno de química general donde se mantiene la estructura lógica de la disciplina, que se corresponde con la secuencia de temas que siguen los textos universitarios de química general para este nivel. Por ejemplo, el programa que siguieron los Licenciados en Biología se corresponde bastante bien con el texto de Química de Chang (sexta edición, 1999). Ambas materias, tanto para Licenciados en Biología como para Ingeniería, son anuales, lo que permite una dosificación más gradual en la presentación de temas y un mayor grado de maduración.

(c) Enseñanza en la universidad:

Como ya se ha mencionado, en el nivel universitario predomina una enseñanza del tipo tradicional caracterizada por clases expositivas a grupos numerosos. Donde la enseñanza se fragmenta en teóricas- problemas y prácticas de laboratorio. Los alumnos de la UCM contaron con una guía de ejercicios (la mayoría de tipo numérico) y una guía de laboratorio con instrucciones tipo receta de cocina.

Tres cuestiones agravan particularmente la situación descrita: (a) la realización de las prácticas de laboratorio todas juntas en una semana en algún momento del cuatrimestre. Así, algunos alumnos realizan experimentos de contenidos que no les han sido enseñados. Estos laboratorios están a cargo de otro grupo de profesores distinto a los que están a cargo de materias y se evalúan en forma independiente; (b) el escaso seguimiento del aprendizaje, no se toman evaluaciones parciales, sólo el examen final escrito (los profesores a cargo de las materias explican estas dos cuestiones por la cantidad de alumnos y por el escaso tiempo que disponen para dar los programas extensos) y (c) la falta de conformación de equipos de docentes con continuidad en el tiempo, la mayoría de los profesores a cargo de un grupo van rotando cada año, incluso para el mismo curso, varios profesores pueden estar a cargo de un grupo donde se reparten los temas a enseñar.

Existe una total desarticulación entre teoría y práctica, que excede la falta de coordinación temporal, dado que no se tienen en cuenta las prácticas de laboratorio en las explicaciones teóricas ni en la evaluación final.

La enseñanza en la UNC es similar en lo que se refiere a la fragmentación de la enseñanza en aspectos teóricos expositivos, problemas numéricos y laboratorios tipo recetas. Las diferencias están en: (a) existe una correspondencia temporal entre estos tres momentos de enseñanza que se presentan bastante articulados; (b) se toman evaluaciones parciales (generalmente 3) con sus instancias de recuperación durante el curso antes del examen final; y (c) se encuentra como referente un equipo de cátedra con cierta continuidad en el tiempo y experiencia en la función, que son responsables de esa materia. Los grupos de alumnos no son tan numerosos, generalmente nunca superan dos comisiones de laboratorio de 20-25 estudiantes cada una.

En esta investigación se han indagado las concepciones de los alumnos luego de finalizada la enseñanza de un tema central para la química como es el equilibrio químico, y se ha comprobado que las dificultades se presentan muy extendidas en universidades de dos países, lo que pone en evidencia que el tipo de enseñanza frecuente en estos cursos presenta serias deficiencias, como la transmisión unidireccional de conocimiento.

En definitiva, como se planteó en la introducción de esta Tesis, la enseñanza universitaria descrita, se muestra impermeable a los productos de la investigación en Didáctica de las Ciencias. Incluso, podría afirmarse que tampoco atiende los principios de “efectividad” en que se basa la educación tradicional.

## **9.2 Implicaciones didácticas**

Las implicaciones para la enseñanza de este trabajo de Tesis han sido divididas en tres: (1) algunas implicaciones que se derivan de la metodología con que se realizó la propuesta didáctica, (2) algunas sugerencias que se desprenden en general para la enseñanza del equilibrio químico y, por último, (3) algunas sugerencias o ideas para reformular la enseñanza de la química en la universidad. Todas las sugerencias están dirigidas a los profesores actuales que tienen a su cargo alumnos, sin requerir de los mismos una formación didáctica previa, y también atienden a la realidad curricular y organizativa vigente.

### **9.2.1 Implicaciones de la metodología con que se llevó adelante la Propuesta Didáctica**

Un primer aspecto a tener en cuenta se refiere al contenido de la Propuesta Didáctica. Ésta abarca enfoques no frecuentes en la enseñanza típica, como los aspectos conceptuales (microscópico y gráfico) y la inclusión de cuestiones que afrontan dificultades y concepciones alternativas reconocidas por la investigación y por la experiencia docente. Esto hace que el material resultante sea visualmente agradable e interesante para los alumnos, lo que influye en su predisposición al trabajo.

La metodología con que se llevó adelante la Propuesta Didáctica permitió la participación activa de los estudiantes en forma individual, en grupo pequeño y en

grupo grande (todo el curso). Esto significó una modificación metodológica del espacio denominado “clases teóricas”, de carácter generalmente expositivo por parte del profesor y pasivo por parte del alumno. Las discusiones y preguntas formuladas por los alumnos, más las respuestas escritas en los módulos de actividades, permitieron al profesor analizar lo que ellos estaban comprendiendo y realizar un seguimiento de su evolución. En definitiva, la metodología promovió la esperada retroalimentación entre aprendizaje y enseñanza.

Desde el punto de vista de la teoría de Ausubel, la enseñanza frecuente en el nivel universitario, como la que recibieron los alumnos de los grupos de control, promovió un aprendizaje más pasivo del estudiante que generó fundamentalmente aprendizajes memorísticos; en cambio, la propuesta didáctica fomentó un aprendizaje más significativo, dado que presentó a los alumnos actividades que facilitaron la integración de la nueva información con el conocimiento anterior, donde el principio expuesto por Johnstone (1997) adquiere relevancia: “lo que uno sabe y comprende controla lo que uno aprende”.

La enseñanza de conceptos en ciencia consume tiempo si se intenta reconocer los modelos mentales iniciales y los modelos sintéticos que surgen como producto de la misma. Esto tiene implicancias en el desarrollo del currículo, como la necesidad de abordar pocos temas y en profundidad. Vosniadou y Ioannides (1998) advierten sobre la estructura relacional que presentan los conceptos de una temática, que influye en su orden de adquisición. Esa estructura necesita ser tenida en cuenta en el diseño curricular y en la instrucción. Estos aspectos han sido tenidos en cuenta en la Propuesta Didáctica a través de espacios que promueven la explicitación de los modelos mentales y a través de una secuencia con dificultad progresiva de los modelos enseñados.

En definitiva, de la metodología empleada en esta propuesta de enseñanza se puede extraer un modo de trabajo alternativo que puede ser llevado adelante con otros temas. Este modelo didáctico, que da cuenta de un problema práctico de aula, la organización de la enseñanza para grupos numerosos, consiste en:

- . los alumnos toman contacto con el material diseñado (se les entrega, lo fotocopian)
- . contestan las cuestiones individualmente, en algún momento fuera de la clase y llevan a la misma la contestación escrita en el espacio destinado para la respuesta individual
- . en la clase los estudiantes presentan y discuten sus respuestas iniciales en pequeños grupos, anotan en el espacio destinado los acuerdos o disensos alcanzados, sin modificar o borrar las respuestas iniciales escritas previamente
- . luego se realiza una puesta en común donde se presenta el producto alcanzado en los grupos pequeños. El profesor los discute a la luz de su conocimiento de las dificultades y concepciones alternativas. Se arriba a conclusiones finales
- . el material se entrega al profesor. Éste analiza las respuestas escritas en los momentos anteriores con la finalidad de diagnosticar y evaluar la evolución de los aprendizajes. Corrige sólo las conclusiones finales que estén incorrectas o incompletas, no acredita
- . finalmente se devuelve el material al alumno. Quedando como material de estudio para una situación de acreditación, donde el estudiante puede apreciar cómo fueron cambiando sus ideas (metacognición).

El tiempo que demandará revisar las guías por el profesor dependerá de sus intenciones. Puede limitarse sólo a completar y corregir las conclusiones finales de acuerdo a ciertos aspectos importantes que se acordaron en la discusión final, sin prestar mucha atención a lo hecho en los dos momentos previos. O puede diagnosticar las concepciones iniciales y las dificultades de los estudiantes para replantearse las acciones a seguir.

El profesor puede considerar oportuno citar algún alumno para una entrevista. También pedir explicaciones por falta de compromiso propio con la tarea, dedicación a la misma, autonomía en la resolución de las actividades, etc. Lo que permitirá la atención individualizada a alumnos con dificultades serias.

El momento de realizar este trabajo con las guías es una decisión del profesor, dependerá de sí los alumnos disponen de elementos, sobre el contenido de las cuestiones que le permitan afrontarlas. Así el material puede ser trabajado paralelamente a la presentación típica del tema o luego de que han existido algunas sesiones de enseñanza.

Entre las fuentes empleadas en la elaboración de las guías de trabajo se encuentran los resultados de la investigación educativa disponible, la experiencia anterior del docente y el resultado de la evaluación de su aplicación concreta en el aula; es decir, la adecuación a las características de los alumnos en particular.

Este esquema favorece la concreción del objetivo de que los profesores realicen investigación sobre su práctica:

- . evaluando las concepciones de sus alumnos y su evolución
- . identificando dificultades para su posterior profundización, por ej. qué temas están resultando complejos para los alumnos
- . replanteando la enseñanza posterior
- . optimizando los materiales empleados.

Esta propuesta de enseñanza, llevada a cabo en las llamadas “clases teóricas” típicas en la universidad, constituye una aportación que debe complementarse, de una forma articulada, con acciones innovadoras en otros momentos y/o actividades de enseñanza (laboratorios, exposiciones, demostraciones, simulaciones, etc.).

## **9.2.2 Sugerencias para la enseñanza del equilibrio químico**

A continuación se formulan algunas sugerencias para la enseñanza del equilibrio químico que se desprenden del trabajo realizado.

En la fundamentación de este trabajo se ha hecho referencia a que algunos autores distinguen cuatro tipos de conocimiento: (1) conocimiento proposicional (el qué, verbal, proposiciones específicas o generales), (2) conocimiento procedimental (el cómo, habilidades de distinto tipo), (3) conocimiento visual (imágenes: diagramas, gráficos, ilustraciones -Bucat y Fensham, 1995-) y (4) conocimiento episódico (episodios, recuerdo de experiencias -White, 1991-). Dado que frecuentemente la enseñanza se

centra en los dos primeros, los alumnos tienen pocas e inadecuadas imágenes sobre el equilibrio químico y poseen pocos o ningún episodio de experiencias con sistemas en equilibrio químico.

Aprender química en general y el equilibrio químico en particular, requiere integrar estos tipos de conocimiento en un todo coherente y no como elementos desconectados entre sí. Ya se ha hecho referencia que la imagen mental sobre el equilibrio químico, que poseen los alumnos después de la enseñanza frecuente que reciben en la universidad, es una imagen donde están asociadas sus ideas iniciales sobre el equilibrio (ejemplo una balanza) y las ideas introducidas a través del nivel simbólico (la ecuación química ajustada y la doble flecha), puesto que carecen de imágenes macroscópicas, por la falta de contacto significativo con sistemas en equilibrio químico y de modelos microscópicos, por la ausencia de trabajo en ese nivel.

Para superar los modelos sintéticos (síntesis de sus modelos mentales iniciales y la información nueva) no bastaría con presentarles en la clase proposiciones aisladas, sino por el contrario, se deberían ofrecer oportunidades para que construyan modelos alternativos más cercanos a los aceptados por la ciencia. Oportunidades en las que no resultará suficiente una enseñanza verbal o expositiva, sino que requerirán la discusión de modelos alternativos apoyados en imágenes y gráficos. Además de todas aquellas estrategias didácticas problematizadoras que favorezcan la metacognición o consideración de las creencias y suposiciones que subyacen al conocimiento del alumno.

Por ello, la enseñanza del equilibrio químico debería estar orientada a fomentar que los estudiantes construyan un *modelo sobre el equilibrio químico como un sistema*, lo que implica el establecimiento de relaciones entre su origen, composición, relaciones entre las partes internas, condiciones de existencia o estabilidad, interrelaciones con el exterior. Por ejemplo, el reconocimiento de:

- *Origen del sistema*: aproximación al equilibrio, por ejemplo a partir de sólo reactivos.
- *Condiciones que definen el sistema*: sistema cerrado, temperatura constante.
- *Componentes y estructura*: sustancias, coexistencia de productos y reactivos, estados de agregación, modelo cinético molecular.
- *Interacciones entre los componentes*: cambio químico (ruptura y formación de enlaces químicos), propiedades que cambian -la reacción química continúa- y que se conservan -concentraciones y velocidades constantes-, equilibrio dinámico.
- *Interacciones con el entorno*: relaciones causales, interacción, relaciones cuantitativas, principio de Le Chatelier.

Paulatinamente irán integrando estos elementos del sistema en un modelo al que darán coherencia a medida que encuentren en él utilidad explicativa, es decir, a medida que les resulte funcional.

La comprensión de la naturaleza del equilibrio químico conlleva la revisión del concepto de reacción química. Muchas de las confusiones mencionadas entre los niveles de representación de la materia se observan al tratar las reacciones químicas que se completan. Y, especialmente, es necesaria la reconsideración de los conceptos reactivo limitante y en exceso durante el abordaje del equilibrio químico. Por ejemplo, plantear situaciones iniciales donde un reactivo se encuentre en exceso (desde el punto de vista de una reacción que se completa) y solicitar a los alumnos que predigan si se alcanzará el equilibrio químico.

El empleo de demostraciones y diagramas con partículas permitirá revertir la tendencia de introducir el concepto de equilibrio químico exclusivamente desde una ecuación química escrita en el pizarrón. Los gráficos XY contribuirán a la comprensión de la aproximación al equilibrio, del establecimiento del equilibrio y en la diferenciación de los tres estados: equilibrio inicial, modificado (o perturbado de no equilibrio) y equilibrio final. Donde los gráficos velocidad de reacción versus tiempo serán interpretados desde imágenes del sistema a través del modelo de colisiones.

La presentación de modelos con partículas al tratar con el equilibrio químico, para alumnos universitarios y a esa altura del programa, no debería resultar novedosa. Estos modelos micro deberían haber sido abordados mucho antes de la introducción del tema equilibrio químico, en otros temas como: los estados de la materia, los cambios de estado, los conceptos de sustancia (elemento y compuesto) y mezcla, cambio químico; sobre los que hay abundantes ejemplos en la bibliografía.

Con respecto al uso del lenguaje, se deberá ser muy cuidadoso con el empleo de frases como “el reestablecimiento del equilibrio” que transmite la idea de equilibrio único, o “el sistema se desplaza hacia la izquierda” que da la idea de compartimentación. Por ejemplo, la frase “el equilibrio  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ ” debería ser reemplazada por “el equilibrio químico representado por la ecuación ...”, donde no se reduce “equilibrio químico” a “equilibrio” y donde se hace hincapié en que la ecuación química es una representación.

Respecto a la evolución de un sistema en equilibrio que es perturbado, y teniendo en cuenta los resultados obtenidos en esta investigación, en donde, por ejemplo, el principio de Le Chatelier no se asocia fuertemente a otros conceptos fundamentales y dado que su formulación es ambigua y que en su presentación se utiliza un vocabulario que puede generar confusiones, se recomienda, en coherencia con lo manifestado en el Capítulo 4 sobre enfoques de enseñanza del equilibrio químico, que esta regla se presente no de un modo exclusivo sino formando parte de un conjunto de estrategias complementarias (comparación de  $Q$  y  $K$ , análisis de las ecuaciones de  $K_c$  y  $K_p$  y enfoque cinético a través del modelo de las colisiones).

Como ya se ha comprobado en esta investigación, el Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico es una herramienta útil para los propósitos de integrar conceptos enseñados con anterioridad y diagnosticar las dificultades que perduran. Este test ha sido utilizado también, con otros grupos de estudiantes, como una herramienta de enseñanza para favorecer el aprendizaje conceptual del equilibrio químico y resultó un recurso adecuado para ofrecer clases teóricas más activas. Actividades de corrección grupal y de discusión de dudas permitieron un mayor intercambio de ideas entre docentes y alumnos. Como recurso para la enseñanza y dada la extensión del mismo,

este test puede suministrarse en forma fraccionada; por ejemplo, utilizar para la discusión las proposiciones propuestas para un tipo de perturbación y usar las otras para actividades de consolidación y evaluación, donde se brinden oportunidades para verbalizar la comprensión de los conceptos, tal como lo sugieren Bergquist y Heikkinen (1990).

Existen muchos instrumentos para indagar las concepciones de los estudiantes sobre lo que le ocurre a un sistema en equilibrio químico cuando es perturbado, pero se observa una carencia de instrumentos escritos apropiados para indagar la imagen de un sistema en equilibrio, que indaguen dónde se encuentra, su composición, su dinámica, su origen. Seguramente, a partir de la revisión realizada de las investigaciones sobre las concepciones alternativas y las actividades de la propuesta didáctica desarrollada, puedan diseñarse estos instrumentos.

### **9.2.3 Sugerencias para reformular la enseñanza de la química en la universidad**

En esta investigación se ha mostrado que los alumnos sostienen concepciones alternativas después de la enseñanza del tema en la universidad, e incluso después de ser evaluados sobre el mismo. Estas concepciones se apoyan en ciertas imágenes, modelos y teorías personales, que pueden explicarse, fundamentalmente, por las características de la enseñanza recibida. Así, una enseñanza expositiva basada en el nivel simbólico, en operar con la ecuación química y en la resolución de ejercicios numéricos ha conducido a los estudiantes a construir modelos mentales con una correspondencia analógica con la ecuación química y a disponer de estrategias algorítmicas y mecánicas para enfrentar problemas, que unidos a un grupo de proposiciones o definiciones aisladas, constituyen el producto de la enseñanza. Sobre estos aprendizajes no se realiza un diagnóstico ni seguimiento durante la enseñanza y, quizás lo más preocupante, el profesorado universitario no es consciente de su existencia.

Desde esta perspectiva, para la mayoría de los temas de química, los estudiantes no tienen ideas previas construidas en entornos cotidianos, más bien las concepciones surgen como mecanismos de adaptación al medio, en este caso adaptación (para sobrevivir y aprobar) a las clases de química. A través de, fundamentalmente, mecanismos analógicos los estudiantes elaboran la nueva información. Por ello, en química, tendría más sentido hacer referencia a tener en cuenta a las ideas “durante” o “posteriores” más que a las ideas “previas” a la enseñanza.

En la presente investigación se ha verificado que los estudiantes razonan y extraen conclusiones desde sus modelos mentales; desde ellos analizaron, por ejemplo, la veracidad de las proposiciones expresadas en el test TPEQ. Ante una cuestión los alumnos realizan inferencias en forma analógica y no desde una lógica formal o legal (basada en leyes). Por ello, con una enseñanza de tipo deductiva de la química, basada en ecuaciones químicas y fórmulas, es esperable que los estudiantes construyan modelos mentales de los fenómenos tratados, que resultan analógicos, ante la ausencia de otro tipo de imágenes, a las ecuaciones químicas presentadas.

Esta falta de conciencia de las características del aprendizaje de los alumnos, unido a una concepción tradicional y simplista de la enseñanza, ha llevado al profesorado a no plantearse estrategias superadoras. Por ejemplo, en los ámbitos universitarios las “clases teóricas” no han experimentado cambios sustanciales en el tiempo, a excepción de la inclusión de algún recurso tecnológico como el retroproyector: siguen basándose en una presentación expositiva unidireccional de la información. Las “prácticas” de laboratorio tampoco han experimentado cambios en su metodología basada en seguir una guía de instrucciones. Esta división artificial entre teoría y práctica constituye un problema reconocido para la Didáctica de las Ciencias, sobre la que han opinado muchos autores (por ejemplo, Gil y otros, 1999).

Es importante reflexionar que la enseñanza de la química compite con la influencia de los medios de comunicación, y para ello debe adecuar el uso que hace de las imágenes, no puede seguir presentando un juego de fotocopias llenas de texto perceptivamente monótono. En este sentido, los módulos de actividades de la Propuesta Didáctica fueron bien recibidos y evaluados positivamente por su formato gráfico.

A la luz de los resultados de este trabajo se pueden realizar sugerencias concretas para cambiar la forma con que se lleva adelante la enseñanza de la química en la universidad; en especial para reformular las denominadas “clases teóricas”, con el objetivo de que se conviertan en un espacio donde se articulen e integren con la enseñanza que se imparte en clases de problemas y laboratorios. Muchas de estas sugerencias son adecuadas para grupos numerosos. Las siguientes posibles acciones están pensadas para cualquier profesor, no necesariamente alguien que posea una formación didáctica específica:

- . ampliar el contacto del alumnado con sistemas químicos. Por ejemplo mediante *demostraciones* en las clases teóricas, dando lugar para la predicción individual y la discusión en grupo.

- . articular (temporizar, relacionar explícitamente) las *experiencias de laboratorio* con el resto de actividades de enseñanza. En las clases teóricas hacer referencia a las prácticas de laboratorio, solicitar imágenes microscópicas sobre los fenómenos y procesos sobre los que se experimentó.

- . complementar con *simulaciones*: (a) con el ordenador, (b) a través de modelos físicos, y/o (c) utilizando transparencias. Por ejemplo, pasar una secuencia de imágenes con el retroproyector constituye una simulación. Si no se dispone de un proyector de ordenador para pasar un programa de simulación como por ejemplo el SIR (Martin, 1994), pueden imprimirse en transparencias distintas pantallas y pasarlas en una secuencia.

- . llevar adelante *clases teóricas activas*: presentar cuestiones conceptuales (con imágenes del tipo de las usadas en la PD) a través de transparencias. Siguiendo la secuencia: resolución individual, discusión en pequeño grupo y de clase. Provocar a los alumnos con problemáticas extraídas de la investigación en didáctica de la química.

- . emplear *problemas conceptuales*, que complementen a los ejercicios numéricos típicos, que incluyan cuestiones conceptuales relacionadas con las concepciones alternativas y dificultades encontradas en las investigaciones educativas.

. solicitar que hagan explícitas sus imágenes mentales a través de dibujos, por ejemplo de *representaciones* con partículas.

. solicitar *tareas*, entregar situaciones conceptuales o problemáticas para que las resuelvan fuera del horario de clases. Recoger su resolución para hacer un diagnóstico.

. disponer de un *libro de texto*, de cátedra, adecuado, con muchas imágenes. Preferiblemente uno por alumno y recorrerlo en conjunto, explicando las imágenes del texto desde transparencias. Evitar que la actividad del alumno se limite a la escritura de apuntes.

. realizar *clases de integración*, que articulen en un todo coherente los distintos momentos y actividades de enseñanza. Reconstruir lo hecho en otros momentos destacando cómo se ponen en juego los conceptos abordados.

. llevar adelante *evaluaciones parciales frecuentes*, que sirvan de diagnóstico y permitan valorar la evolución de los aprendizajes. No todas tienen que formar parte de la acreditación, algunas pueden ser corregidas por los alumnos.

. recurrir a una *evaluación integral*, que no incluya sólo problemas numéricos, sino que evalúe todos los tipos de conocimiento, que solicite imágenes y recuerdos de episodios.

En general, las sugerencias anteriores apuntan a mejorar el acceso al conocimiento sistematizado y consensuado por la Didáctica de las Ciencias, para que el profesor no cuente sólo con su experiencia previa como alumno frente al tema. Si bien muchas de las sugerencias anteriores pueden parecer obvias, la realidad muestra que estas acciones no se realizan en las clases. La suma de estas pequeñas iniciativas puede conducir a un cambio significativo en la enseñanza. La toma de conciencia de que la enseñanza expositiva frecuente falla y la necesidad de cambiarla, constituyen el primer paso. Sugerencias como las mencionadas pueden constituirse en los pasos siguientes.



## CONCLUSIONES FINALES

A la luz de las conclusiones parciales emitidas al final de los capítulos 5, 7 y 8, y de los aspectos tratados en la discusión final (capítulo 9), se enumeran a continuación, en forma sintética, las conclusiones finales de esta investigación.

1. El Test de Proposiciones sobre el Equilibrio Químico permitió detectar logros de los estudiantes. Estos logros estuvieron relacionados con aspectos operativos y definiciones que se aprenden mecánicamente por su reiterada mención en la enseñanza.

2. Los estudiantes argentinos y españoles de primer curso de universidad investigados mantuvieron concepciones alternativas sobre el tema del equilibrio químico después del proceso de enseñanza. Estas concepciones alternativas detectadas con distintos instrumentos (cuestionario escrito, entrevistas y resolución de los módulos) resultaron similares a las identificadas en otros estudios en alumnos de educación secundaria. Las respuestas dadas por los estudiantes en las entrevistas y los módulos de enseñanza permitieron verificar las explicaciones, sobre el origen de estas concepciones alternativas, emitidas en las publicaciones revisadas en la investigación bibliográfica.

3. En los estudios comparativos, no se apreciaron diferencias estadísticamente significativas, tanto en logros como en concepciones alternativas sobre el equilibrio químico, entre alumnos de primer curso de distintas carreras y universidades de Argentina y España.

4. La Propuesta Didáctica desarrollada en esta investigación fue un recurso eficaz en la enseñanza del equilibrio químico dado que los estudiantes que participaron en ella mostraron cambios significativos en sus concepciones originales, debidos a la aplicación de los modelos enseñados, y a la organización de su conocimiento. En ambos países se observaron diferencias a favor de los grupos experimentales en la organización del conocimiento sobre el equilibrio químico y en el grado en que integraron los cuatro modelos intermediarios enseñados.

5. Por las características de los módulos de enseñanza, los estudiantes de ambas universidades evaluaron positivamente la Propuesta Didáctica, destacaron su participación activa en ella y reconocieron haber aprendido. Estas actitudes y predisposiciones de los alumnos hacia la propuesta y metodología de trabajo fueron mejores para el caso de un grupo reducido de alumnos que el caso de grupos numerosos.

6. Muchas concepciones alternativas se generaron al emplear los distintos niveles de explicación de la química (submicroscópico, simbólico y macroscópico) sin establecer claramente las correspondientes diferencias y relaciones entre ellos. En particular, muchos estudiantes confundieron los coeficientes estequiométricos de la ecuación química (simbólico) con las cantidades presentes de las especies en una situación experimental concreta (macroscópico) porque carecieron de un modelo alternativo (submicroscópico). Las ideas de los estudiantes tuvieron un carácter fuertemente analógico, especialmente resultaron analógicas con la ecuación química.

7. A partir de las respuestas de los alumnos se identificaron modelos mentales que pudieron ser explicados a la luz de teorías de dominio en el campo de la química y de teorías implícitas más generales.

8. Tanto las imágenes que se presentan en la enseñanza, como las imágenes que construyen los estudiantes como resultado de la interacción con los materiales de enseñanza y con las explicaciones del profesor, juegan un rol fundamental en el aprendizaje de la química. Por ejemplo, se ha demostrado cómo la imagen “de la balanza estequiométrica” que poseen los estudiantes sobre el equilibrio químico, está en el origen de muchas de las concepciones y dificultades sobre el tema. Esta imagen fue reemplazada por otras correctas durante el desarrollo de la Propuesta Didáctica.

9. Hacer evolucionar las concepciones de los alumnos sobre el equilibrio químico, producir el cambio conceptual y superar las concepciones alternativas, es un proceso complejo, dado que influyen teorías de dominio en el campo de la química y teorías implícitas más generales, que modulan la forma en que se concibe el mundo y que poseen una base conceptual, ontológica y epistemológica.

10. La Propuesta Didáctica ha ido más allá de favorecer la construcción de modelos, como el modelo cinético molecular o el modelo de las colisiones para la reacción química; también, a través de estrategias metacognitivas, ha fomentado la toma de conciencia en los alumnos de que están trabajando y pensando con modelos; lo que les ha permitido revisar sus concepciones epistemológicas sobre ellos, como la idea de que los modelos son una copia o foto de la realidad.

11. A lo largo de todo el trabajo se profundizaron los distintos tipos de modelos contemplados en la clasificación de los mismos de acuerdo a su estatus ontológico. Así, se hizo referencia a modelos mentales, modelos expresados, modelos consensuados, modelos científicos, modelos históricos, modelos del currículo, modelos enseñados o modelos a enseñar y modelos pedagógicos.

12. Las dificultades encontradas en los estudiantes pudieron ser explicadas en función de tres indicadores usados en los estudios sobre la calidad educativa en instituciones universitarias: las características del alumno que ingresa a la universidad, el plan de estudios y el proceso de enseñanza y aprendizaje.

13. Como fruto del trabajo realizado, y en virtud del objetivo de llevar adelante una investigación que sea de utilidad para el profesor en activo, se han emitido sugerencias para la enseñanza del tema equilibrio químico y para reformular la enseñanza de la química, fundamentalmente, en la universidad.

## Proyecciones futuras

Como en toda investigación científica, la culminación de este trabajo de Tesis permite dar respuesta a una serie de interrogantes, pero, a su vez, implica la apertura de nuevos problemas que pueden ser objeto de futuras investigaciones.

La investigación llevada a cabo se podría continuar o profundizar en varios aspectos, entre ellos:

. Estudiar un enfoque adecuado para la presentación de temas anteriores al equilibrio químico, o prerrequisitos conceptuales necesarios para aprender el equilibrio químico, en especial el concepto de reacción química. Por ejemplo, los conceptos de reactivo limitante y en exceso, el significado de la ecuación química y la noción de interacción.

. Elaborar otros instrumentos que indaguen las características de un sistema en equilibrio químico, basados en los resultados obtenidos en esta investigación, que sean de utilidad para los profesores.

. Profundizar sobre la naturaleza analógica de las concepciones de los alumnos en varios temas de química general, tomando como punto de referencia los resultados obtenidos en esta investigación sobre el equilibrio químico; en particular, indagar sobre las relaciones analógicas con la ecuación química.

. Confeccionar un libro o cuadernillo, ante el desafío que supone la reciente incorporación en la escuela media argentina del tema equilibrio químico, con un enfoque adecuado para su presentación a estudiantes de secundaria, donde se articulen actividades como las presentadas en esta investigación con propuestas experimentales y demostraciones en clases.

. En definitiva, realizar acciones que contribuyan a sistematizar el conocimiento pedagógico del contenido (término acuñado por Shulman en 1986, ver por ejemplo: Garritz y Trinidad-Velazco, 2004) publicado sobre el equilibrio químico para divulgarlo, y con ello contribuir al desarrollo del profesor de química como un profesional.



## REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ABIMBOLA, I. (1988). The problem of terminology in the study of student conceptions in science. *Science Education*, 72(2), 175-184.

ADAMS, C. (1940). Teaching problems in presenting the law of chemical equilibrium to students in analytical chemistry. *Journal of Chemical Education*, 17(1), 22-29.

ALDEN, R. y SCHMUCKLER, J. (1972). The design and use of an equilibrium machine. *Journal of Chemical Education*, 49(7), 509-510.

ALLSOP, R. y GEORGE, N. (1984). Le Chatelier a redundant principle? *Education in Chemistry*, 21(2), 54-56.

ANDERSSON, B. (1991). Pupils' conceptions of matter and its transformations (age 12-16). *Studies in Science Education*, 18, 53-85.

ANGUS, L. H., (1966). Teaching of the chemical equilibrium constant. *Education in Chemistry*, 3(3), 156-157.

ARNAUD, P. (1993). Cours de Chimie Physique. París: Dunod.

ASHMORE, P. G. (1965). Reaction kinetics and the law of mass action. *Education in Chemistry*, 2(4), 160-166.

ASTOLFI, J. P. (1994). El trabajo didáctico de los obstáculos, en el corazón de los aprendizajes científicos. *Enseñanza de las Ciencias*, 12(2), 206-216.

AUSUBEL, D. P., NOVAK, J. D. y HANESIAN, H. (1983). *Psicología educativa*. México: Trillas.

BACHELARD, G. (1938). *La formation del` esprit scientifique*. París: Vrin. (La formación del espíritu científico. México: Siglo XXI, 1993)

BAHAR, M., JOHNSTONE, A. H. y SUTCLIFFE, R. G. (1999). Investigation of students' cognitive structure in elementary genetics through word association test. *Journal of Biological Education*, 33(3), 134-141.

BAISLEY, D. (1978). Equilibrium and the dance floor problem. *Chem 13 News*, 92, 3.

BALKWILL, F. J. (1976). Le Chatelier's principle – a tacto-visual aid. *School Science Review*, 58, 71.

BALL, D. (1987). Another auto analogy: rate-determining steps. *Journal of Chemical Education*, 64(6), 486-487.

BAKER, V. (2001). *Beyond appearances: students' misconceptions about basic chemical ideas*. A report prepared for the Royal Society of Chemistry.

- BANERJEE, A. C. (1991a). The development of modules for the teaching of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 13(3), 355-362.
- BANERJEE, A. C. (1991b). Misconceptions of students and teachers in chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 13(4), 487-497.
- BANERJEE, A. C. (1995). Teaching chemical equilibrium and thermodynamics in undergraduate general chemistry classes. *Journal of Chemical Education*, 72(10), 879-881.
- BANKS, P. J. (1997). *Students' understanding of chemical equilibrium*. Unpublished MA thesis. Department of Educational Studies. University of York.
- BARKER, V. (2001). *Beyond appearances: students' misconceptions about basic chemical ideas*. A report prepared for the Royal Society of Chemistry. <http://www.chemsoc.org/networks/learnnet/miscon.htm>
- BARLET, R. y PLOUIN, D. (1997). La dualité microscopique-macroscopique un obstacle sous-jacent aux difficultés en Chimie dans l'enseignement universitaire, *Aster*, 25, 143-174.
- BATTINO, R. (1975). A dynamic lecture demonstration of dynamic equilibrium- the BG system. *Journal of Chemical Education*, 52(1), 55.
- BELL, A. y JANVIER, C. (1981). *The interpretation of graphs representing situations*. Shell Centre for Mathematical Education: University of Nottingham.
- BELTRAN, J. (1998). *Procesos, estrategias y técnicas de aprendizaje*. Madrid: Síntesis.
- BENSAUDE- VINCENT, B. y STENGERS, I. (1997). *Historia de la Química*. Madrid: Addison –Wesley / Universidad Autónoma de Madrid.
- BENT, H. (1984). Uses (and abuses) of models in teaching chemistry. *Journal of Chemical Education*, 61(9), 774-777.
- BEN-ZVI, R., EYLON, B. y SILBERSTEIN, J. (1986). Is an atom of copper malleable? *Journal of Chemical Education*, 63(1), 64-66.
- BEN-ZVI, R., EYLON, B. y SILBERSTEIN, J. (1987). Students' visualisation of a chemical reaction. *Education in Chemistry*, 24(4), 117-120.
- BERGQUIST, W. y HEIKKINEN, H. (1990). Student ideas regarding chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 67(12), 1000-1003.
- BIZZO, N. (1993). Historia de la ciencia y enseñanza de la ciencia: ¿qué paralelismos cabe establecer? *Comunicación, Lenguaje y Educación*, 18, 5-14.

- BLACK, M. (1962). *Models and metaphors*. New York: Cornell University Press. (Modelos y metáforas, 1966. Madrid: Tecnos)
- BODNER, G. (1987). The role of algorithms in teaching problem solving. *Journal of Chemical Education*, 64(4), 513-514.
- BONNEAU, M. (1987). Enthalpy and “hot wheels” – an analogy. *Journal of Chemical Education*, 64(6), 486.
- BOO, H. (1998). Students` understanding of chemical bonds and the energetics of chemical reactions. *Journal of Research in Science Teaching*, 35(5), 569-581.
- BRADLEY, J. D., GERRANS, G. C. y LONG, G. C. (1989) Concepts associated with chemical equilibrium, I and II. *Spectrum*, 27(1), 13-15 y 27(2), 8-10.
- BRADLEY, J., GERRANS, G. y LONG, G. (1990). Views of some secondary school science teachers and student teachers about chemical equilibrium. *South African Journal of Education*, 19(1), 3-12.
- BRAY, S. P. (1965). Chemical equilibrium. Readers` forum. *Education in Chemistry*, 2(3), 153.
- BREWER, W. (1999). Scientific theories and naïve theories as forms of mental representation: psychologism revived. *Science & Education*, 8, 489-505.
- BROCK, W. H. (1998). *Historia de la química*. Madrid: Alianza. (The fontana history of chemistry, 1992. Fontana Press.)
- BROWN, D. B. y MACKAY, J. A. (1983). Le Chatelier`s principle, coupled equilibrium and egg shells. *Journal of Chemical Education*, 60(3), 198.
- BRUMBY, M. (1984). Misconceptions about the concept of natural selection by medical biology students. *Science Education*, 68, 493-503.
- BRUSH, S. G. (1989). History of science and science education. *Interchange*, 20(2), 60-70. Reproducido por *Comunicación, Lenguaje y Educación*, 11-12, 169-180. 1991.
- BUCAT, R. y FENSHAM, P. (1995) Introduction of Chapters. *Selected papers in chemical education research*. IUPAC.
- BUCAT, R. y FENSHAM, P. (1995). Teaching and learning about chemical equilibrium. Chapter 6. *Selected papers in chemical education research*, 167-171. IUPAC.
- BUCKLEY, B. (2000). Interactive multimedia and model-based learning in biology. *International Journal of Science Education*, 22(9), 895-935.
- BUELL, R. y BRADLEY. G. (1972). Piagetian studies in science: chemical equilibrium understanding from study of solubility: a preliminary report from secondary school chemistry. *Science Education*, 56(1), 23-29.

BUFFA, F., GARCÍA, M. y MORO, L. (2003). Concepciones alternativas de estudiantes universitarios sobre el enlace químico. *VI Jornadas Nacionales y III Internacionales de Enseñanza Universitaria de la Química*. La Plata.

CACHAPUZ, A. y MASKILL, R. (1987). Detecting changes with learning in the organization of knowledge: use of word association tests to follow the learning of collision theory. *International Journal of Science Education*, 9(4), 491-504.

CACHAPUZ, A. y MASKILL, R. (1989). Using word association in formative classroom tests: following the learning of Le Chatelier's principle. *International Journal of Science Education*, 11(2), 235-246.

CAMACHO, M. y GOOD, R. (1989). Problem solving and chemical equilibrium. *Journal of Research in Science Teaching*, 26(3), 251-272.

CAMPBELL, J. A. (1974). ¿Por qué se producen las reacciones químicas?. En *Química Moderna* de Baddeley, G., Schlessinger, G. y Sharpe, A. España: Alianza Universidad. (Why do chemical reactions occur? En Baddley, G. et al. *Modern Chemistry*. Middlesex: Penguin Books, 1970.)

CAMPBELL, J. A. (1980). Reversibility and returnability. *Journal of Chemical Education*, 57(5), 345.

CANAGARATNA, S. y SELVARATNAM, M. (1970). Analogies between chemical and mechanical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 47(11), 759-760.

CARUSO, F. y otros. (1997). Propuesta didáctica para la enseñanza – aprendizaje del equilibrio químico. *Enseñanza de las Ciencias*. N° extra, V Congreso, 287-288.

CASADO, G. (2003). *Enseñanza y aprendizaje del concepto de reacción química. Investigación en el campo de la Didáctica de las Ciencias*. Tesina de grado Profesorado en Química. Universidad Nacional del Comahue. Bariloche.

CBA. (1967). *Sistemas químicos*. Barcelona: Reverté.

CHANDLER, M. (1987). The Othello effect. Essay on the emergence and eclipse of skeptical doubt. *Human Development*, 30, 137-159.

CHANDRAN, S., TREAGUST, D. y TOBIN, K. (1987). The role of cognitive factors in chemistry achievement. *Journal of Research in Science Teaching*, 24(2), 145-160.

CHANG, R. (1992). *Química* (4° edición). México: McGrawHill.

CHANG, R. (1999). *Química* (6° edición). México: McGrawHill.

CHI, M. T., SLOTTA, J. D. y DE LEEUW, N. (1994). From things to processes: a theory of conceptual change for learning science concepts. *Learning and Instruction*, 4, 27-43.

- CLEMENT, J. (2000). Model based learning as a key research area for science education. *International Journal of Science Education*, 22(9), 1041-1053.
- CLAXTON, G. (1987). *Vivir y aprender*. Madrid: Alianza.
- CLOUGH, E. y DRIVER, R. (1986). A study of consistency in the use of students' conceptual framework across different task contexts. *Science Education*, 70(4), 473-496.
- COLE, M., JANES, R., McLEAN, M. y NICHOLAS, G. (1998). Does university chemistry need to be boring? *Education in Chemistry*, 35(2), 56.
- COLL, R. K. y TAYLOR, N. (2002). Mental models in chemistry: senior chemistry students' mental models of chemical bonding. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 3(2), 175-184.
- COLL, R. K. y TREAGUST, D. F. (2003). Investigation of secondary school, undergraduate, and graduate learners' mental models of ionic bonding. *Journal of Research in Science Teaching*, 40(5), 464-486.
- CROS, D., FAYOL, M., MAURIN, M., CHASTRETTE, R., AMOUROUX, R. y LEBER, J. (1984). Atome, acides-bases, equilibrio. Quelles idées s'en font les étudiants arrivant à l' université. *Revue Française de Pédagogie*, 68, 49-60.
- CULLEN, J. (1989). Computer simulation of chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 66(12), 1023-1025.
- CURTIS, R. y REIGELUTH, C. (1984). The use of analogies in written text. *Instructional Science*, 13, 99-117.
- DAZELEY, G. H. (1965). Chemical equilibrium. Readers' forum. *Education in Chemistry*, 2(3), 156 -157.
- DE KEER, J. y BROWN, J. (1983). Assumptions and ambiguities in mechanistic mental model. En Gentner, D. y Stevens, A. (eds.), *Mental models*. Hillsdale; N.J.: LEA.
- DELORENZO, R. (1977). Chemical equilibrium: analogies that separate the mathematics from the chemistry. *Journal of Chemical Education*, 5, 676.
- DELVAL, J. (1997). Tesis sobre el constructivismo. En Rodrigo, M. J. y Arnay, J. (comp.), *La construcción del conocimiento escolar*. Barcelona: Paidós.
- DESSER, D. (1996). Approaching equilibrium. *Science Teacher*, 63(7), 40-43.
- DE VOS, W. y VERDONK, A. H. (1996). The particulate nature of matter in science education and science. *Journal of Research in Science Teaching*, 33, 657-664.
- DICKERSON, R. y GEIS, I. (1981). *Chemistry, matter and the universe*. Menlo Park, CA: Benjamin/Cummings Publishing.

- DONATI, E., JUBERT, A. y ANDRADE GAMBOA, J. (1992). Uso de un modelo sencillo para la enseñanza de equilibrio químico. *Anuario Latinoamericano de Educación Química*, 2, 259.
- DRISCOLL, D. (1960). The Le Chatelier Principle. *Australian Science Teachers' Journal*, 6, 7-15.
- DRIVER, R. (1981). Pupils' alternative frameworks in science. *European Journal of Science Education*, 3(1), 93-101.
- DRIVER, R. (1988). Un enfoque constructivista para el desarrollo del currículo de ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, 6(2), 109-120.
- DRIVER, R. y EASLEY, J. (1978). Pupils and paradigms: a review of literature related to concept development in adolescent science students. *Studies in Science Education*, 5, 61-84.
- DRIVER, R. y BELL, B. (1986). Student's thinking and learning of science: a constructivist view. *School Science Review*, 67.
- DRIVER, R., GUESNE, E. y TIBERGHIE, A. (1992). *Ideas científicas en la infancia y la adolescencia*. Madrid: Morata.
- DUIT, R. (1991). On the role of analogies and metaphors in learning science. *Science Education*, 75(6), 649-672.
- DUNN, B. (1980). Model of dynamic equilibrium. *School Science Review*, 62, 334-335.
- DUSCH, R. A. y HAMILTON, R. J. (1998). Conceptual change in science and in the learning of science. En Fraser, B. y Tobin, K. (eds.) *International Handbook of Science Education*, 1047-1065. Great Britain: Kluwer.
- EBERHARDT, W. H. (1964). Concerning equilibrium, free energy changes, Le Chatelier's principle II. *Journal of Chemical Education*, 41(8), 591.
- EDMONSON, L. y LEWIS, D. (1999). Equilibrium principles: a game for students. *Journal of Chemical Education*, 76(4), 502
- ERICKSON, F. (1989). Métodos cualitativos de investigación sobre la enseñanza. En Wittrock, M. *La investigación de la enseñanza*. Tomo II. Barcelona: Paidós.
- ERICKSON, G. L. (1979). Children's conceptions of heat and temperature. *Science Education*, 63(2), 221-230.
- EVENSON, A. (2002). Putting reaction rates and collision theory in the hands of your students. *Journal of Chemical Education*, 79(7), 822-823.
- EVRAARD, N., HUYNEN, A. y VAN DER BORGHT, C. (1998). Communication of scientific knowledge in class – from verbalization to the concept of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 20(8), 883-900.

- FELIPE LORENZO, E. (1981). *Estudio del equilibrio químico homogéneo para un currículo de química- un problema didáctico*, Tesis doctoral no publicada, Universidad de Valladolid.
- FENSHAM, P., GUNSTONE, R. y WHITE, R. Eds. (1994). *The content of Science. A constructivist approach to its teaching and learning*. London: The Falmer Press.
- FERRÁN, M. (2001). *Análisis estadístico SPSS para Windows*. Madrid: Osborne Mc Graw Hill.
- FINLEY, F. N., STEWART, J. y YARROCH, W. L. (1982). Teachers' perceptions of important and difficult science content. *Science Education*, 66(4), 531-538.
- FRANK, D, BAKER, C. y HERRON, J. (1987). Should students always use algorithms to solve problems? *Journal of Chemical Education*, 64(6), 514-515.
- FRIEDEL, A., GABEL, D. y SAMUEL, J. (1990). Using analogs for chemistry problem solving: does it increase understanding? *School Science and Mathematics*, 90(8), 674-682.
- FURIÓ, C. (1996). Las concepciones alternativas del alumnado en ciencias: dos décadas de investigación. Resultados y tendencias. *Alambique*, 7, 7-17.
- FURIÓ, C. y ORTIZ, E. (1983). Persistencia de errores conceptuales en el estudio del equilibrio químico. *Enseñanza de las Ciencias*, 1(1), 15-20.
- FURIÓ, C., HERNÁNDEZ PEREZ, J. y HARRIS, H. (1987). Parallels between adolescents' conception of gases and the history of chemistry. *Journal of Chemical Education*, 64(7), 616-618.
- FURIÓ, C. y ESCOBEDO, M. (1994). La fijación funcional en el aprendizaje de la química. Un ejemplo paradigmático: usando el principio de Le Chatelier. *Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales*, 8, 109-124.
- FURIÓ, C. y CALATAYUD, M. L. (2000). Fijación y reducción funcionales como razonamientos de sentido común en el aprendizaje de la química (1): Equilibrio químico. *Revista de Educación en Ciencias*, 1(1), 6-12.
- FURIÓ, C., CALATAYUD, M., BÁRCENAS, S. y PADILLA, O. (2000). Functional fixedness and functional reduction as common sense reasonings in chemical equilibrium and in geometry and polarity of molecules. *Science Education*, 84(5), 545-565.
- FURIÓ, C., DOMÍNGUEZ, C., AZCONA, R. y GUIASOLA, J. (2000). La enseñanza y el aprendizaje del conocimiento químico. Capítulo 18. En *Didáctica de las Ciencias Experimentales*. Perales, F. y Cañal, P. (editores), España: Marfil.
- FURIÓ, C., AZCONA, R. y GUIASOLA, J. (2002). Revisión de investigaciones sobre la enseñanza – aprendizaje de los conceptos cantidad de sustancia y mol. *Enseñanza de las Ciencias*, 20(2), 229-242.

GABEL, D. (1993). Use of particle nature of matter in developing conceptual understanding. *Journal of Chemical Education*, 70(3), 193-194.

GABEL, D. L. (ed.) (1994). *Handbook of Research on Science Teaching and Learning*. New York: Macmillan.

GABEL, D., SAMUEL, K. y HUNN, D. (1987). Understanding the particulate nature of matter. *Journal of Chemical Education*, 64(8), 695-697.

GABEL, D. L. y BUNCE D. M. (1994). Research on problem solving: chemistry. In Gabel D.L. (ed), *Handbook of Research on Science Teaching and Learning*. New York: Macmillan, 301-326.

GAGLIARDI, R. (1986). Los conceptos estructurantes en el aprendizaje por investigación. *Enseñanza de la Ciencias*, 4(1), 30-36.

GAGLIARDI, R. (1988). Cómo utilizar la historia de las ciencias en la enseñanza de las ciencias. *Enseñanza de la Ciencias*, 6(3), 291-296.

GAGLIARDI, R. y GIORDAN, A. (1986). La historia de las ciencias: una herramienta para la enseñanza. *Enseñanza de las Ciencias*, 4(3), 253-258.

GALAGOVSKY, L., RODRIGUEZ, M., STAMATI, N. y MORALES, L. (2003). Representaciones mentales, lenguajes y códigos en la enseñanza de las ciencias naturales. Un ejemplo para el aprendizaje del concepto de reacción química a partir del concepto de mezcla. *Enseñanza de las Ciencias*, 21(1), 107-121.

GARCIA, J. E. (1998). *Hacia una teoría alternativa sobre los contenidos escolares*. Sevilla: Díada.

GARNETT, P. (2000). Alternative conceptions: chemical equilibrium. *16<sup>th</sup> International Conference on Chemical Education*. Budapest, Hungary.

GARNETT, P., GARNETT, P. y HACKING, M. (1995). Students' alternative conceptions in chemistry: a review of research and implications for teaching and learning. *Studies in Science Education*, 25, 69-95.

GARRITZ, A. (1997). The painting- sponging analogy for chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 74(5), 544-545.

GARRITZ, A. y CHAMIZO, J. A. (1994). *Química*. Wilmington: Addison-Wesley.

GARRITZ, A. y TRINIDAD-VELAZCO, R. (2004). El conocimiento pedagógico del contenido. *Educación Química*, 15(2), 98-102.

GARSKOFF, B. E. y HOUSTON, J.P. (1963). Measurement of verbal relatedness: an idiographic approach. *Psychological Review*, 70, 277-288.

- GAULD, C. (1991). History of science, individual development and science teaching. *Research in Science Education*, 21, 133-140.
- GENTNER, D. y STEVENS, A. (eds.) (1983). *Mental models*. Hillsdale, N.J.: LEA.
- GIERE, R. (1990). *Explaining science: a cognitive approach*. Chicago: University of Chicago Press.
- GIL, D. y otros. (1999). ¿Tiene sentido seguir distinguiendo entre aprendizaje de conceptos, resolución de problemas de lápiz y papel y realización de prácticas de laboratorio? *Enseñanza de las Ciencias*, 17(2), 311-320.
- GIL, D., CARRASCOSA, J. y MARTÍNEZ, F. (2000). Una disciplina emergente y un campo específico de investigación, Capítulo 1. En *Didáctica de las Ciencias Experimentales*. Perales, F. y Cañal, P. (editores), España: Marfil.
- GIL, V. (1988). University students' assessment of the explanatory content of justification statements. *International Journal of Science Education*, 10(5), 581-588.
- GILBERT, J. K. y BOULTER, C. (eds.) (2000). *Developing models in science education*. Dordrecht: Kluwer.
- GILBERT, J. K. (ed.) (1993). *Models and modelling in science education*. Hatfield: ASE.
- GILBERT, J. K., BOULTER, C. y RUTHERFORD, M. (2000). Explanations with models in Science Education. Cap. 10. In GILBERT, J. K. y BOULTER, C. (eds.), *Developing models in science education*. Dordrecht: Kluwer.
- GILBERT, S. (1991). Model building and a definition of science. *Journal of Research in Science Teaching*, 28(1), 73-79.
- GIORDAN, A. y DEVECCHI, G. (1988). *Los orígenes del saber*. Sevilla: Diada.
- GOBERT, J. D. y BUCKLEY, B. C. (2000). Introduction to model-based teaching and learning in science education. *International Journal of Science Education*, 22(9), 891-894.
- GOETZ, J. y LECOMPTE, M. (1984). *Ethnography and qualitative design in educational research*. New York: Academic Press. (Trad. cast. Etnografía y diseño cualitativo en investigación educativa. Madrid: Morata, 1988).
- GOLD, J. y GOLD, V. (1985). Le Chatelier's principle and the laws of van't Hoff. *Education in Chemistry*, 22(3), 82-85.
- GORDUS, A. A. (1991). Chemical equilibrium: 1. The thermodynamic equilibrium constant. *Journal of Chemical Education*, 68(2), 138-140.

- GORODETSKY, M. y HOZ, R. (1985). Changes in the group cognitive structure of some chemical equilibrium concepts following a university course in general chemistry. *Science Education*, 69(2), 185-199.
- GORODETSKY, M. y GUSSARSKY, E. (1986). Misconceptualization of the chemical equilibrium concept as revealed by different evaluation methods. *European Journal of Science Education*, 8(4), 427-441.
- GRECA, I. y MOREIRA, M. A. (1996). Un estudio piloto sobre representaciones mentales, imágenes y modelos mentales respecto al concepto de campo electromagnético en alumnos de Física General, estudiantes de postgrado y físicos profesionales. *Investigaciones en Enseñanza de las Ciencias*, 1(1).
- GRECA, I. y MOREIRA, M. A. (1998). Modelos mentales y aprendizaje de física en electricidad y magnetismo. *Enseñanza de las Ciencias*, 16(2), 289-303.
- GREEN, A. (1982). Confessions of a chemistry teacher - or more trouble with equilibrium. *School Science Review*, 504-507.
- GROSSLIGHT, L. UNGER, C., JAY, E. y SMITH, C. (1991). Understanding models and their use in science: conceptions of middle and high school students and experts. *Journal of Research in Science Teaching*, 28(9), 799-822.
- GRUPO INVESTIGACIÓN EN LA ESCUELA, (1991). *Proyecto IRES. Vol. IV. Investigando nuestro mundo*. Sevilla: Díada.
- GUGGENHEIM, E. A. (1956). More about law of reaction rates and of equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 33(11), 544-545.
- GUSSARSKY, E. y GORODETSKY, M. (1988). On the chemical equilibrium concept: constrained word associations and conception. *Journal of Research in Science Teaching*, 25(5), 319-333.
- GUSSARSKY, E. y GORODETSKY, M. (1990). On the concept "Chemical equilibrium": the associative framework. *Journal of Research in Science Teaching*, 27, 197-204.
- GUTIÉRREZ, R. (1994). *Coherencia del pensamiento espontáneo y causalidad. El caso de la dinámica elemental*. Tesis doctoral. Madrid: Universidad Complutense.
- GUTIÉRREZ, R. y OGBORN, J. (1992). A causal framework for analysing alternative conceptions. *International Journal of Science Education*, 14(2), 201-220.
- HACKERMAN, N. (1946). The equilibrium concept in beginning college chemistry courses. *Journal of Chemical Education*, 23(1), 45-46.
- HACKLING, M. y GARNETT, P. (1985). Misconceptions of chemical equilibrium. *European Journal of Science Education*, 7(2), 205-214.

- HACKLING, M. y GARNETT, P. (1986). Chemical equilibrium: learning difficulties and teaching strategies. *Australian Science Teachers' Journal*, 32, 8-13.
- HADLINGTON, M. (1995). Truth or myth? (letter). *Education in Chemistry*, 32(6), 149-150.
- HAMBLY, G. (1975). Equilibrium – a novel classroom demonstration. *Journal of Chemical Education*, 52(8), 519.
- HANSEN, R. (1984). Thermodynamic changes, kinetics, equilibrium, and Le Chatelier's principle. *Journal of Chemical Education*, 61(9), 804.
- HANSON, D. y WOLFSKILL, T. (1998). Improving the teaching/learning process in General Chemistry. *Journal of Chemical Education*, 74, 143-147.
- HARRIS, W. F. (1982). Clarifying the concept of equilibrium in chemically reaction systems. *Journal of Chemical Education*, 59(12), 1034-1036.
- HARRISON, A. y TREAGUST, D. (2000a). A typology of school science models. *International Journal of Science Education*, 22(9), 1011-1026.
- HARRISON, A. y TREAGUST, D. (2000b). Learning about atoms, molecules, and chemical bonds: a case study of multiple- model use in grade 11 chemistry. *Science Education*, 84, 352-381.
- HARRISON, J. y BUCKLEY, P. (2000). Simulating dynamic equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 77(8), 1013-1014.
- HAUPTMANN, S. y MENGER, E. (1978). The statistical basis of chemical equilibria. *Journal of Chemical Education*, 55(9), 578-580.
- HERNANDO, M., FURIÓ, C., HERNÁNDEZ, J. y CALATAYUD, M. (2003). Comprensión del equilibrio químico y dificultades en su aprendizaje. *Enseñanza de las Ciencias*, número extra, 111-118.
- HERRON, D. (1988). View from the discipline. In Gardner, M. (Ed). *Towards a Science of Science Education*. Hillsdale, NJ: Erlbaum.
- HEWSON, P. W. (1981). A conceptual change approach to learning science. *European Journal of Science Education*, 3(4), 383-396.
- HIERREZUELO, J. y MONTERO, A. (1988). *La ciencia de los alumnos*. Barcelona: Laia-MEC.
- HILDEBRAND, J. (1946). Catalyzing the approach to equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 23(12), 589-592.
- HILL, D. (1988). Misleading illustrations. *Research in Science Education*, 18, 290-297.
- HILL, G. y HOLMAN, J. (1978) *Chemistry in context*. Thames: Nelson.

- HODSON, D. (1986). Philosophy of science and science education. *Journal of Philosophy of Education*, 20(2)
- HODSON, D. (1994). Hacia un enfoque más crítico del trabajo de laboratorio. *Enseñanza de las Ciencias*, 12(3), 299-313.
- HOFSTEIN, A. y LUNETTA, V. (1980). El role of the laboratory in science teaching: research implications. *NARST symposium*, Boston, Massachusetts.
- HUDDLE, B. (1998). "Conceptual questions" on Le Chatelier's principle. *Journal of Chemical Education*, 75(9), 1175.
- HUDDLE, P. y NCUBE, N. (1994). A dynamic way to teach chemical equilibrium-part 1. *Spectrum*, 32(3), 39-40.
- HUDDLE, P. y PILLAY, A. (1996). An in-depth study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a South African University. *Journal of Research in Science Teaching*, 23(1), 65-77.
- HUDDLE, P, WHITE, M. y ROGERS, F. (2000). Simulations for teaching chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 77(7), 920-926.
- HUGDAHL, W. (1976). Dynamic equilibrium. *Chem 13 News*, 81, 12.
- IHDE, A. J. (1964). *The development of modern chemistry*. New York: Harper & Row.
- INGHAM, A. y GILBERT, J. (1991). The use of analogue models by students of chemistry at higher education level. *International Journal of Science Education*, 13(2), 193-202.
- IZQUIERDO, M. (1996). Relación entre la historia y la filosofía de la ciencia y la enseñanza de las ciencias. *Alambique*, 8, 7-21.
- JOHNSON-LAIRD, P. (1983). *Mental models*. Cambridge: Cambridge University Press.
- JOHNSON-LAIRD, P. (1996). Images, models and propositional representations. In de Vega, Intons Peterson, Johnson-Laird, Denis y Marschark, *Models of visuospatial cognition*, 90-126, New York: Oxford University Press.
- JOHNSTONE, A. H. (1982). Macro- and microchemistry. *School Science Review*, 64, 377-379.
- JOHNSTONE, A. H. (1991). Why is science difficult to learn? Things are seldom what they seem. *Journal of Computer Assisted Learning*, 7, 75-83.
- JOHNSTONE, A. H. (1997). Comunicación personal.

- JOHNSTONE, A. H. (1997). Chemistry teaching- science or alchemy? *Journal of Chemical Education*, 74(3), 262-268.
- JOHNSTONE, A. H., MACDONALD, J. J. y WEBB, G. (1977). Chemical equilibrium and its conceptual difficulties. *Education in Chemistry*, 14, 169-171.
- JOHNSTONE, A. H., MACDONALD, J. J. y WEBB, G. (1977). Misconceptions in school thermodynamics. *Physics Education*, 12(4), 248-251.
- JOHNSTONE, A. H. y MOYNIAN, T. F. (1985). The relationship between performances in word association test and achievement in chemistry. *European Journal of Science Education*, 7(1), 57-66.
- JORDAAN, F. (1993). Disturbing Le Chatelier 's principle. *Australian Journal of Chemical Education*, 38, 9-15.
- JUSTI, R. (2000). Teaching with historical models. In Gilbert, J. K. y Boulter, C. J. *Developing models in Science Education*. Dordrecht: Kluwer.
- JUSTI, R. y GILBERT, J. K. (1999). History and philosophy of science through models: the case of chemical kinetics. *Science and Education*, 8, 287-307.
- KARMILOFF-SMITH, A. (1992). *Más allá de la modularidad*. Madrid: Alianza.
- KARNS, G. (1927). A lecture demonstration of dynamic equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 4(11), 1431-1433.
- KAUCHAK, D., EGGEN, P. y KIRK, S. (1978). The effect of cue specificity on learning from graphical materials in science. *Journal of Research in Science Teaching*, 15(6), 499-503.
- KAUFFMAN, G. (1959). Dynamic equilibrium: a student demonstration. *Journal of Chemical Education*, 36(3), 150.
- KLEINMAN, R. GRIFFIN, H. y KERNER, K. (1987). Images in Chemistry. *Journal of Chemical Education*, 64(9), 766-770.
- KOSSLYN, S. (1989). Understanding charts and graphs. *Applied Cognitive Psychology*, 3, 185-226.
- KOSSLYN, S. (1996). *Image and brain*. Cambridge: Harvard University Press.
- KOUSATHANA, M. y TSAPARLIS, G. (2002). Students' errors in solving numerical chemical-equilibrium problems. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 3(1), 5-17.
- KRAJCIK, J., SIMMONS, P. y LUNETTA, V. (1988). The research strategy for the dynamic study of students' concepts and solvent problem strategies using science software. *Journal of Research in Science Teaching*, 25(2), 147-155.

KRUG, L. (1987). The collision theory and an American tradition. *Journal of Chemical Education*, 64(12), 1000.

KUHN, T. (1970). *The structure of scientific revolutions*. Chicago: Chicago University Press.

LAIDLER, K. J. (1984). The development of the Arrhenius equation. *Journal of Chemical Education*, 61(6), 494-498.

LAKATOS, I. (1970). Falsification and the methodology of scientific research programmes. In Lakatos y Musgrave (Eds.). *Criticism and the growth of knowledge*. Cambridge: University Press Cambridge.

LANDAU, L., SILEO, M. y LASTRES, L. (1997). Transformación de un trabajo práctico tradicional. *Educación Química*, 8(4), 200-204.

LAST, A. (1983). A bloody nose, the hairdresser's salon, flies in an elevator, and dancing couples: the use of analogies in teaching introductory chemistry. *Journal of Chemical Education*, 60(9), 748-750.

LAURITA, W. (1990). Another look at a mechanical model of chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 67(7), 598.

LAVERTY, D. y MCGARVEY, E. (1991). A "constructivist" approach to learning. *Education in Chemistry*, 24(4), 99-102.

LEE, K. (1999). A comparison of university lectures' and pre-service teacher' understanding of a chemical reaction at the particulate level. *Journal of Chemical Education*, 76(7), 1008- 1012.

LEES, A. (1987). The equilibrium game. *School Science Review*, 69, 304-306.

LEHNINGER, A. L. (1981). *Bioquímica* (18ª reimpresión,1995). Barcelona: Omega.

LEICESTER, H. M. (1967). *Panorama histórico de la Química* Madrid: Alhambra.

LI, J.; DAI, J. y YOU, L. (1996). A modified demonstration of activation energy concept. *Journal of Chemical Education*, 73(10), 948-949.

LICATA, K. (1988) . Chemistry is like a... *Science Teacher*, 55(8), 41-43.

LINDAUER, M. W. (1962). The evolution of the concept of chemical equilibrium from 1775 to 1923. *Journal of Chemical Education*, 39(8), 384-390.

LOWE, R. (1986). The scientific diagram: is it worth a thousand words? *Australian Science Teachers Journal*, 32(3), 7-13.

LUND, E. W. (1965). Guldberg y Waage and the law of mass action. *Journal of Chemical Education*, 42(10), 548-550.

- LUND, E. W., (1968). "Activated complex" – a centenarian? A tribute to Leopold Pfaundler. *Journal of Chemical Equilibrium*, 45(2), 125-128.
- LUNETTA, V. N. y HOFSTEIN, A. (1981). Simulations in science education. *Science Education*, 65(3), 243-252.
- MAC DONALD, J. J. (1976). *Chemical equilibrium and its conceptual difficulties*. Unpublished MSc thesis, University of Glasgow, Glasgow, UK.
- MACOMBER, R. (1994). A perfect (gas) analogy for kinetic versus thermodynamic control. *Journal of Chemical Education*, 71(4), 311-312.
- MAHAN, B. H. (1972). *Termodinámica química elemental*. Barcelona: Reverté.
- MAICHLE, U. (1994). Cognitive processes in understanding line graphs. En Schnotz, W. y Kulhavy, R. (Editores). *Comprehension of graphics*. Elsevier.
- MARÍN, N. (1999). Delimitando el campo de aplicación del cambio conceptual. *Enseñanza de las Ciencias*, 17(1), 79-92.
- MARÍN, N. (2003). Visión constructivista dinámica para la enseñanza de las ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, Número extra, 43-55.
- MARTIN, D. F. (1976). A mechanical demonstration of approach to equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 53(10), 634.
- MARTIN, J. (1994). Software: Simulations and Interactive Resources (SIR). *Journal of Chemical Education Software*.
- MARTÍN DEL POZO, R. (1994). *El conocimiento del cambio químico en la formación inicial del profesorado*. Tesis doctoral. Universidad de Sevilla.
- MARTÍN DEL POZO, R. (1995). El conocimiento escolar y profesional sobre el cambio químico en el diseño curricular Investigando Nuestro Mundo. *Investigación en la Escuela*, 27, 39-48.
- MASKILL, R. y CACHAPUZ, A. (1989). Learning about the chemistry topic of equilibrium : the use of work association tests to detect developing conceptualizations. *International Journal of Science Education*, 11(1), 57-69.
- MATTHEWS, M. R. (1994). *Science teaching: The role of history and philosophy of science*. London: Routledge.
- MAYER, R. E. (1987). *Educational psychology: a cognitive approach*. Boston: Little Brown.
- MCDERMOTT, L. y otros. (1983). Student difficulties in connecting graphs, concepts, and physical phenomena. Paper presented at the *American Educational Association Meetings*. Montreal. Canada.

- MCQUARRIE, D. A. y ROCK, P. A. (1991). *General Chemistry*. Third edition. New York: Freeman.
- MICKEY, C. D. (1980). Chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 57(11), 801-804.
- MIERZECKI, R. (1991). *The historical development of chemical concepts*. London: Kluwer Academic Publishers.
- MOORE, F. J. (1953). *Historia de la Química*. Barcelona: Salvat.
- MOREIRA, M. A. (2000). *Aprendizaje significativo: teoría y práctica*. Madrid: Visor.
- NAKHLEH, M. (1992). Why some students don't learn chemistry. *Journal of Chemical Education*, 69(3), 191-196.
- NAKHLEH, M. y MITCHELL, R. (1993). Concept learning versus problem solving. *Journal of Chemical Education*, 70(3), 190-192.
- NAKHLEH, M. (1993). Are our students conceptual thinkers or algorithmic problem solvers? *Journal of Chemical Education*, 70(1), 52-55.
- NAKHLEH, M. (1994). Students' model of matter in the context of acid-base chemistry. *Journal of Chemical Education*, 71(6), 495-499.
- NAKHLEH, M., LOWREY, K. y MITCHELL, R. (1996). Narrowing the gap between concepts and algorithms in freshman chemistry. *Journal of Chemical Education*, 73(8), 758-762.
- NCUBE, N. y HUDDLE, P. (1994). A dynamic way to teach chemical equilibrium-part 2. *Spectrum*, 32(4), 2-3.
- NIAZ, M. (1995a). Chemical equilibrium and Newton's third Law of Motion: ontogeny /phylogeny revisited. *Interchange*, 26(1), 19-32.
- NIAZ, M. (1995b). Relationship between student performance on conceptual and computational problems of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 17(3), 343-355.
- NIAZ, M. y ROBINSON, W. (1993). Teaching algorithmic problem solving or conceptual understanding: role of developmental level, mental capacity, and cognitive style. *Journal of Science Education and Technology*, 2(2), 407-416.
- NOH, T. y SCHARMANN, L. (1997). Instructional influence of a molecular- level pictorial presentations of matter on students' conceptions and problem-solving ability. *Journal of Research in Science Teaching*, 34(2), 199-217.
- NOVICK, S y MENIS, J. (1976). A study of student perceptions of the mole concept. *Journal of Chemical Education*, 53(11), 720-722.

- NUFFIELD, 1967. *Química*. Barcelona: Reverté (1970).
- NURRENBERN, S. y PICKERING, M. (1987). Concept learning versus problem solving: is there a difference? *Journal of Chemical Education*, 64(6), 508-510.
- OCHS, R. S. (1996). Thermodynamics and spontaneity. *Journal of Chemical Education*, 73(10), 952-954.
- OGBORN, J., FRESS, G., MARTINS, I. y MCGILLICUDDY, K. (1998). *Formas de explicar. La enseñanza de las ciencias en la secundaria*. Madrid: Santillana.
- OGUDE, A. y BRADLEY, J. (1994). Ionic conduction and electrical neutrality in operating electrochemical cell. *Journal of Chemical Education*, 71(1), 29-34.
- OLDHAM, K. B. (1965). Equations in chemistry. *Education in Chemistry*, 2(1), 7-13.
- OLDHAM, K. B. (1965b). Chemical equilibrium. Readers' forum. *Education in Chemistry*, 2(3), 154-155.
- OLIVA, J. M. (1999). Algunas reflexiones sobre las concepciones alternativas y el cambio conceptual. *Enseñanza de las Ciencias*, 17(1), 93-107.
- OLIVA, J., ARAGÓN, M., MATEO, J. y BONAT, M. (2001). Una propuesta didáctica basada en la investigación para el uso de analogías en la enseñanza de las ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, 19(3), 453-470.
- OLNEY, D. (1988). Some analogies for teaching rates/equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 65(8), 696-697.
- OSBORNE, R. y GILBERT, J. (1980). A technique for exploring student's view of the world. *Physics Education*, 15, 376-379.
- OTERO, M. R. (1999). Psicología cognitiva, representaciones mentales e investigación en enseñanza de las ciencias. *Investigaciones en Enseñanza de las Ciencias*, 4(2).
- OTERO, M. R., MOREIRA, M. A. y GRECA, I. M. (2002). El uso de imágenes en textos de física para la enseñanza secundaria y universitaria. *Investigaciones en Enseñanza de las Ciencias*, 7(2).
- OTERO, M. R. (2003). *Imágenes y Enseñanza de la Física: una visión cognitiva*. Tesis Doctoral, Universidad de Burgos, España.
- PAIVIO, A. (1971). *Imagery and verbal processes*. New York: Holt, Rinehart and Winston, Inc.
- PAIVIO, A. (1986). *Mental representations: a dual coding approach*. New York: Oxford University Press.
- PARTINGTON, J. R. (1964). *A history of chemistry*. Volume four. London: Macmillan.

- PATY, M. (1985). Le Chatelier y la ley de los equilibrios químicos. *Mundo Científico*, 5(49), 808-810.
- PEDROSA, M. A. y DIAS, M. H. (2000). Chemistry textbook approaches to chemical equilibrium and student alternative conceptions. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 1(2), 227-236.
- PEREIRA, M. (1981). *Teaching and learning difficulties in chemical equilibrium in secondary schools in Portugal*. Unpublished PhD thesis. Norwich: University of East Anglia.
- PEREIRA, M. (1990). *Equilibrio químico. Dificultades de aprendizaje y sugerencias didácticas*. 2º Edición. Lisboa: Sociedad Portuguesa de Química.
- PERRY, W.G. Jr. (1970). *Forms of intellectual and ethical development in the college years*. New York: Academic Press.
- PIEPGRASS, K. (1998). Audience-appropriate analogies: collision theory. *Journal of Chemical Education*, 75(6), 724.
- PIMENTEL, G. (ed.) (1963). Chem Study. *Química: una ciencia experimental*. Zaragoza: Reverté (1966).
- PINKER, S. (1990). A theory of graph comprehension. En Freedle, R. (Ed.), *Artificial intelligence and the future of testing*. Hillsdale, N. J.: Lawrence Erlbaum Associates.
- PFUNDT, H. y DUIT, R. (1998). *Bibliography: Students' alternative frameworks and science education*. Institute for Science Education at the University of Kiel, Germany (distribuido electrónicamente).
- PIAGET, J. (1926). *La representación del mundo en el niño*. Madrid: Morata (1973).
- PICKERING, M. (1990). Further studies on concept learning versus problem solving. *Journal of Chemical Education*, 67(3), 254-255.
- PORLÁN, R. (1993). La Didáctica de las Ciencias. Una disciplina emergente. *Cuadernos de Pedagogía*, 210, 68-71.
- PORLÁN, R. (1998). Pasado, presente y futuro de la Didáctica de las Ciencias, *Enseñanza de las Ciencias*. 16(1), 175-185.
- POSNER, G. y GERTZOG, W. (1982). The clinical interview and the measurement of conceptual change. *Science Education*, 66, 195-209.
- POSNER, G., STRIKE, K., HEWSON, P. y GERTZOG, W. (1982). Accommodation of a scientific conception: toward a theory of conceptual change. *Science Education*, 66, 211-227.
- POSTIGO, Y. y POZO, J. I. (2000). Cuando una gráfica vale más que 1.000 datos: la interpretación de gráficas por alumnos adolescentes. *Infancia y Aprendizaje*, 90, 89-110.

- POZO, J. I. (1989). *Teorías cognitivas del aprendizaje*. Morata: Madrid.
- POZO, J. I. (1999). Más allá del cambio conceptual: el aprendizaje de la ciencia como cambio representacional. *Enseñanza de las Ciencias*, 17(3), 513-520.
- POZO, J. I. y otros, (1991). *Procesos cognitivos en la comprensión de la ciencia: las ideas de los adolescentes sobre la química*. España: CIDE-MEC.
- POZO, J. I. y GOMEZ CRESPO, M. A. (1998). *Aprender y enseñar ciencia*. Madrid: Morata.
- QUÍLEZ, J. (1998a). Persistencia de errores conceptuales relacionados con la incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier. *Educación Química*, 9(6), 367-376.
- QUÍLEZ, J. (1998b). ¿Se debe eliminar la regla de Le Chatelier del curriculum de química? En Banet y Pro Bueno (comp.) *Investigación e innovación en la enseñanza de las ciencias*. Volumen 1. Murcia: DM.
- QUÍLEZ, J. (2002a). Aproximación a los orígenes del concepto de equilibrio químico: algunas implicaciones didácticas. *Educación Química*, 13(2), 101-112.
- QUÍLEZ, J. (2002b). Una propuesta curricular para la enseñanza de la evolución de los sistemas en equilibrio químico que han sido perturbados. *Educación Química*, 13(3), 170-187.
- QUÍLEZ, J. y SOLAZ, J. J. (1995). Students's and teachers' misapplication of Le Chatelier's principle: implications for teaching of chemical equilibrium. *Journal of Research in Science Teaching*, 32(9), 939-957.
- QUÍLEZ, J., SOLAZ, J. J., CASTELLO, M. y SAN JOSE, V. (1993). La necesidad de un cambio metodológico en la enseñanza del equilibrio químico: limitaciones del principio de Le Chatelier. *Enseñanza de las Ciencias*, 11(3), 281-288.
- QUÍLEZ, J. y SAN JOSE, V. (1995). Errores conceptuales en el estudio del equilibrio químico. Nuevas aportaciones relacionadas con la incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier. *Enseñanza de las Ciencias*, 13(1), 72-80.
- QUÍLEZ, J. y otros (1998). *Química Bachillerato 2*. Valencia: ECIR.
- RAKESTRAW, N. (1926). Demonstrating chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 3(4), 450-451.
- RÄMME, G. (1995). Simulating physical chemistry for undergraduates. *Education in Chemistry*, 32(2), 49-51.
- RAVIOLO, A. (1999a). *Estudio de las velocidades de reacción en el equilibrio químico: logros y dificultades de alumnos universitarios españoles y argentinos*. Trabajo de investigación presentado en el programa de doctorado Didáctica de las

Ciencias Experimentales. Universidad Complutense de Madrid. Directora: Dra. Mercedes Martínez Aznar.

RAVIOLO, A. (1999b). Color y enseñanza en equilibrio. *Educación en Ciencias*, (a) Revisión de experimentos sobre equilibrio químico, 3(7), 21-27; (b) Revisión de experimentos sobre equilibrio químico (Segunda parte), 3(8), 51-58; (c) Revisión de experimentos sobre equilibrio ácido-base, 3(9), 66-74.

RAVIOLO, A. (2001a). Assessing students' understanding of solubility equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 78(5), 629-631.

RAVIOLO, A. (2001b). Color y enseñanza en equilibrio. Revisión de experimentos sobre equilibrios de solubilidad. *Educación en Ciencias*, 4(10), 47-53.

RAVIOLO, A. y ANDRADE GAMBOA, J. (1994). Curso de ingreso en química a la universidad: un espacio de revisión y aprendizaje conceptual. *Enseñanza de las Ciencias*, 12(3), 361-368.

RAVIOLO, A., BAUMGARTNER, E., LASTRES, L. y TORRES, N. (1998). Logros y dificultades de alumnos universitarios en equilibrio químico: Validación de un test con proposiciones. *Novena Reunión de Educadores en Química*. Salta, Argentina.

RAVIOLO, A., GENNARI, F. y ANDRADE GAMBOA, J. (2000). Interesantes problemáticas en el tema equilibrio químico. *Educación Química*, 11(4), 398-401.

RAVIOLO, A., BAUMGARTNER, E., LASTRES, L. y TORRES, N. (2001). Logros y dificultades de alumnos universitarios en equilibrio químico: uso de un test con proposiciones. *Educación Química*, 12(1), 18.

RAVIOLO, A. y MARTÍNEZ AZNAR, M. (2000). El origen de las concepciones alternativas de estudiantes universitarios sobre el equilibrio químico. En *Reflexiones sobre la Didáctica de las Ciencias Experimentales* (Actas): Madrid.

RAVIOLO, A. y MARTÍNEZ AZNAR, M. (2003). Una revisión sobre las concepciones alternativas de los estudiantes en relación con el equilibrio químico. Clasificación y síntesis de sugerencias didácticas. *Educación Química*, 14(3), 60-66.

RAVIOLO, A., SIRACUSA, P., GENNARI, F. y CORSO, H. (2004). Utilización de un modelo analógico para facilitar la comprensión del proceso de preparación de disoluciones. Primeros resultados. *Enseñanza de las Ciencias*, 22(3).

RESNICK, L. B. (1989). *Knowing learning and instruction*. Hillsdale, N. J.: LEA.

RIBEIRO, M., COSTA PEREIRA, D. y MASKILL, R. (1990). Reaction and Spontaneity: the influence of meaning from everyday language on fourth year undergraduates' interpretations of some simple chemical phenomena. *International Journal of Science Education*, 12(4), 391-401.

RILEY, P.(1984). Dynamic equilibria - a simple model. *School Science Review*, 65, 540.

ROCHA, A., SCANDROLI, N., DOMÍNGUEZ, J. y GARCÍA-RODEJA, E. (2000). Propuesta para la enseñanza del equilibrio químico. *Educación Química*, 11(3), 343-352.

RODRIGO, M. J. (1993). Representaciones y procesos en las teorías implícitas. En Rodrigo, M. J., Rodríguez, A. y Marrero, J., *Las teorías implícitas. Una aproximación al conocimiento cotidiano*. Madrid: Visor.

RODRIGO, M. J. y CORREA, N. (1999). Teorías implícitas, modelos mentales y cambio educativo. En Pozo, J.I. y Monereo, C. (coord.), *El aprendizaje estratégico*. Madrid: Santillana.

RODRIGO, M. J. y CUBERO, R. (2000). Constructivismo y enseñanza de las ciencias. Cap. 4. En *Didáctica de las Ciencias Experimentales*. Perales, F. y Cañal, P. (editores), España: Marfil.

RODRIGUEZ GOMEZ, G., GIL FLORES, J. y GARCIA JIMENEZ, E. (1996). *Metodología de la investigación cualitativa*. Málaga: Aljibe.

RUGARCIA, A. (1995). El aprendizaje en equipo, en acción. *Educación Química*, 6(4), 206-209,

RUSSELL, J. (1988). Simple models for teaching equilibrium and Le Chatelier's principle. *Journal of Chemical Education*, 65(10), 871-872.

RUSSELL, J., KOZMA, R., JONES, T., WYKOFF, J., MARX, N. y DAVIS, J. (1997). Use of simultaneous-synchronized macroscopic, microscopic, and symbolic representations to enhance the teaching and learning of chemical concepts. *Journal of Chemical Education*, 74(3), 330-334.

SANGER, M. (2000). Using particulate drawings to determine and improve students' conceptions of pure substance and mixtures. *Journal of Chemical Education*, 77(6), 762-766.

SANGER, M. y GREENBOWE, T. (1997). Students' misconceptions in electrochemistry: current flow in electrolyte solutions and salt bridge. *Journal of Chemical Education*, 74(7), 819- 823.

SAWREY, B. (1990). Concept learning versus problem solving: revisited. *Journal of Chemical Education*, 67(3), 253-254.

SAWYER, D. y MARTENS, T. (1992). An equilibrium machine. *Journal of Chemical Education*, 69(7), 551-553.

SCHIBECI, R. (1981). Do teachers rate science attitude objectives as highly as cognitive objectives? *Journal of Research in Science Teaching*, 18, 69-72.

SCHMIDT, H. (1990). Secondary school students' strategies in stoichiometry. *International Journal of Science Education*, 12(4), 457-471.

SCHMIDT, H. (1997). Students' misconceptions – looking for a pattern. *Science Education*, 81(2), 123-135.

SHAVELSON, R. J. (1972). Some aspects of the relations between content structure and cognitive structure in physics instructions. *Journal of Educational Psychology*, 63, 225-234.

SHAVELSON, R. J. (1974). Methods for examining representations of a subject-matter structure in a student's memory. *Journal of Research in Science Teaching*, 11(3), 231-249.

SHAYER, M. y ADEY, P. (1981). *La ciencias de enseñar ciencia*. Madrid: Narcea.

SHULMAN, L. S. (1986). Those who understand: knowledge growth in teaching. *Educational Researcher*, 15(2), 4-14.

SIEGEL, H. (1979). On the distortion of the history of science in science education. *Science Education*, 63, 111-118.

SIERRA DÍEZ, B. (1995). Solución de problemas por analogía. En *Razonamiento y comprensión*, Carretero, M. y otros, Madrid: Ed. Trotta.

SLABAUGH, W. (1949). Lecture demonstration: 1- floatation, 2- chemical equilibrium constant. *Journal of Chemical Education*, 26, 430.

SMITH, D. (1977). Le Chatelier's principle demonstrate with a rubber band. *Journal of Chemical Education*, 54(11), 701.

SMITH, C., SNIR, J. y GROSSLIGHT, L. (1992). Using conceptual models to facilitate conceptual change: the case of weight-density differentiation. *Cognition and Instruction*, 9(3), 221-283.

SMITH, K. y METZ, P. (1996). Evaluating student understanding of solution chemistry through microscopic representations. *Journal of Chemical Education*, 73(3), 233-235.

SÓLAZ, J. (1996). Diagramas: ¿ilustraciones eficaces en la instrucción en ciencias? *Educación Química*, 7(3), 145-149.

SOLBES, J. y TRAVER, M. (1996). La utilización de la historia de las ciencias en la enseñanza de la física y la química. *Enseñanza de las Ciencias*, 14(1), 103-112.

SORUM, C. H. (1948). Lecture demonstration for general chemistry. *Journal of Chemistry Education*, 25(9), 489-490.

STARK, J. G. (1965). Chemical equilibrium. Readers' forum. *Education in Chemistry*, 2(3), 157.

STAVER, J. y LUMPE, A. (1995). Two investigations of students understanding of the mole concept and its use in problem solving. *Journal of Research in Science Teaching*, 32(2), 177-193.

STAVRIDOU, H. y SOLOMONIDOU, C. (2000). Représentations et conceptions des élèves grecs par rapport au concept d'équilibre chimique. *Didaskalia*, 16, 107-134.

STAVY, R. (1991). Using analogy to overcome misconceptions about conservation of matter. *Journal of Research in Science Teaching*, 28(4).

STAVY, R. y TIROSH, D. (2002). *Hacia una teoría de las reglas intuitivas: el caso de "cuanto más A, más B"*. En Benlloch, M. La Educación en Ciencias. Barcelona: Paidós.

STRONG, L. (1988). Chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 65, 618.

SUMMERLIN, L. R., BORGFORD, C. L. y EALY, J. B. (1988). *Chemical Demonstrations Volume 2* (2º ed.), American Chemical Society, Washington.

SUTTON, C. (2003). Los profesores de ciencias como profesores de lenguaje. *Enseñanza de las Ciencias*, 21(1), 21-25.

THAGARD, P. (1992). Analogy, explanation, and education. *Journal of Research in Science Teaching*, 29(6), 537-544.

THIELE, R. (1994). Teaching by analogy. *Education in Chemistry*, 31(1), 17-18.

THIELE, R. y TREAGUST, D. (1994a). The nature and extend of analogies in secondary chemistry textbooks. *Instructional Science*, 22, 61-74.

THIELE, R. y TREAGUST, D. (1994b). An interpretative examination of high school chemistry teachers' analogical explanations. *Journal of Research in Science Teaching*, 31(3), 227-242..

THOMAS, P. y SCHWENZ, R. (1998). College physical chemistry students' conceptions of equilibrium and fundamental thermodynamics. *Journal of Research in Science Teaching*, 35(10), 1151-1160.

THOMSON, M. (1976). Models to demonstrate chemical equilibrium. *School Science Review*, 57, 509-511.

TIROSH, D. y STAVY, R. (1996). Intuitive rules in science and mathematics: the case of "Everything can be divided by two". *International Journal of Science Education*, 18(6), 669-683.

TOBIN, K. y CAPIE, W. (1981). The development and validation of a group test of logical thinking. *Educational and Psychological Measurement*, 41, 413-423.

TÓTH, Z. (2000). How to introduce chemical equilibrium – a teaching strategy. 16<sup>th</sup> *International Conference on Chemical Education*. Budapest, Hungary.

TREAGUST, D. F. y GRÄBER, W. (1999). *Teaching approaches and learning outcomes for "Chemistry equilibrium" in senior high school in Australia and Germany* in: Proceedings of the Second International Conference of the European Science

Education Research Association volume 2 p 605-607 eds: Komorek, M., Behrendt, H., Dahncke, H., Duit, R., Gräber, W. and Kross, A. Germany: University of Kiel.

TREAGUST, D., DUIT, R. y NIESWANDT, M. (2000). Sources of students' difficulties in learning Chemistry. *Educación Química*, 11(2), 228-235.

TRUMPER, R. (1993). Children's energy concepts: a cross-age study. *International Journal of Science Education*, 15(2), 139-148.

TRUMPER, R., RAVIOLO, A. y SCHNERSCH, A. M. (2000). A cross-cultural survey of conceptions of energy among elementary school teachers in training: empirical results from Israel and Argentina. *Teaching and Teacher Education*, 16, 697-714.

TYSON, L. (1996). Learning chemical equilibrium: using a model of intellectual development to enhance our understanding of conceptual change. *Annual Meeting of the American Educational Research Association*. New York.

TYSON, L., TREAGUST, D.F. y BUCAT, R.B. (1999). The complexity of teaching and learning chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 76(4), 554-558.

UMLAND, J. y BELLANA, J. (2000). *Química general* (3<sup>o</sup> edición). México: Thomson.

VAN DER BORGHT, C. y MABILLE, A. (1989). The evolution in the meanings given by Belgican secondary school pupils to biological and chemical terms. *International Journal of Science Education*, 11(3), 347-362.

VAN DRIEL, J. H., DE VOS, W. y VERLOOP, N. (1998). Relating students' reasoning to the history of science: the case of chemical equilibrium. *Research in Science Education*, 28(2), 187-198.

VAN DRIEL, J., DE VOS, W., VERLOOP, N. y DEKKERS, H. (1998). Developing secondary students' conceptions of chemical reactions: the introduction of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 20(4), 379-392.

VAN DRIEL, J. y VERLOOP, N. (1999). Teachers' knowledge of models and modelling in science. *International Journal of Science Education*, 21(11), 1141-1153.

VAN DRIEL, J., DE VOS, W. y VERLOOP, N. (1999). Introducing dynamic equilibrium as an explanatory model. *Journal of Chemical Education*, 76(4), 559-561.

VAN DRIEL, J., GRÄBER, W. (2002). Teaching and learning of chemical equilibrium. En J. K. Gilbert et al. (eds.) *Chemical Education: Towards Research-based Practice*, 271-292. Netherlands: Kluwer.

VIENNOT, L. (1979). *Raisonnement spontané en dynamique élémentaire*. Paris: Hermann.

VINAGRE ARIAS, F., MULERO, M. R. y GUERRA, J. F. (1996). *Cuestiones curiosas de química*. Madrid: Alianza Editorial.

- VISAUTA, B. (1998). *Análisis estadístico con SPSS para Windows. Vol II. Estadística multivariante*. Madrid: Mc Graw Hill.
- VON GLASERSFELD, E. (1993). Introducción al constructivismo radical. En Watzlawick, P. et al., *La realidad inventada*, 20-27. Barcelona: Gedisa.
- VOSKA, K. y HEIKKINEN, H. (2000). Identification and analysis of student conceptions used to solve chemical equilibrium problems. *Journal of Research in Science Teaching*, 37(2), 160-176.
- VOSNIADOU, S. (1994). Capturing and modelling the process of conceptual change. *Learning and Instruction*, 4, 45-69.
- VOSNIADOU, S. y IOANNIDES, C. (1998). From conceptual development to science education: a psychological point of view. *International Journal of Science Education*, 20(10), 1213-1230.
- WEBB, M. (1993). Computer-based modelling in school science. *School Science Review*, 74, 33-47.
- WEIGANG, O. (1962). A model for demonstrating dynamic equilibria. *Journal of Chemical Education*, 39(3), 146-147.
- WELKOWITZ, J., EWEN, R.B. y COHEN, J. (1981). *Estadística aplicada a las Ciencias de la Educación*. Madrid: Santillana.
- WEST, L. y FENSHAM, P. (1979). What is learning in chemistry? In *Chemical Education: A view across the secondary-tertiary interface*, RACI, 162-169.
- WHEELER, A. E. y KASS, H. (1978). Student's misconceptions in chemical equilibrium. *Science Education*, 62(2), 223-232.
- WHITE, R. (1991). Episodes, and the purpose and conduct of practical work. En Woolnough, B. (ed.), *Practical Science*, Capítulo 8. Philadelphia: Open University Press.
- WHITE, R. (1994). Dimensions of content. En Fensham P., Gunstone, R. y White, R. (Eds.). *The content of Science. A constructivist approach to its teaching and learning*. London: Falmer Press.
- WILLIAMSON, V. M. y ABRAHAM, M. R. (1995). The effects of computer animation on the particulate mental models of college chemistry students. *Journal of Research in Science Teaching*, 32(5), 521-534.
- WILSON, J. (1994). Network representations of knowledge about chemical equilibrium: variations with achievement. *Journal of Research in Science Teaching*, 31(10), 1133-1147.
- WILSON, A. (1998). Equilibrium: a teaching/learning activity. *Journal of Chemical Education*, 75(9), 1176-1177.

WOOD, J. (1989). Simulating the effect of temperature on reaction rates. *Education in Chemistry*, 26(1), 22.

WRIGHT, P. G. (1965). Chemical equilibrium and the limited character of its relation to chemical kinetics. *Education in Chemistry*, 2(1), 14-18.

WRIGHT, P. G. (1965b). Chemical equilibrium. Readers' forum. *Education in Chemistry*, 2(3), 153 -154.

WRIGHT, P. G. (1974). Against the teaching of thermodynamics in school. *Education in Chemistry*, 11(1), 9 -10.

YARROCH, W. (1985). Student understanding of chemical equation balancing. *Journal of Research in Science Teaching*, 22(5), 449-459.

## ANEXOS

### Anexo 1: Versión completa del Test de Proposiciones con respecto al Equilibrio Químico (TPEQ)

El siguiente test está realizado con el fin de obtener información para una investigación educativa que pretende mejorar la enseñanza y la comprensión de conceptos de química. Te solicitamos que completes el mismo con la mayor atención posible. Gracias.

Apellido y Nombre:

Carrera:

Edad:

Fecha:

### TEST DE PROPOSICIONES CON RESPECTO AL EQUILIBRIO QUIMICO

Para la siguiente reacción química:



NO → óxido nítrico (monóxido de nitrógeno)

NOCl → cloruro de nitrosilo

Lee cada una de las siguientes proposiciones y subraya, dentro del paréntesis, la respuesta correcta.

#### a. Acercamiento al equilibrio

Al poner en contacto los reactivos:

1.1 La concentración de NOCl (aumenta, decrece, no cambia).

1.2 La concentración de NO (aumenta, decrece, no cambia).

1.3 La concentración de Cl<sub>2</sub> (aumenta, decrece, no cambia).

2.1 La velocidad de la reacción directa (aumenta, decrece, no cambia) cuando las concentraciones de reactivos decrece.

La velocidad de la reacción inversa es inicialmente cero.

2.2 La velocidad de la reacción inversa (aumenta, decrece, no cambia) cuando las concentraciones de los productos aumentan.

#### b. Características del equilibrio químico

3. Después que se ha alcanzado el equilibrio las concentraciones de todas las especies presentes (aumentan, decrecen, no cambian) con el tiempo.

4. En el equilibrio las concentraciones de los reactivos y productos están relacionadas por la ley de equilibrio:

$$K_c = \underline{\hspace{10em}}$$

5.1 Una constante de equilibrio alta indica que las concentraciones en el equilibrio de los productos son (altas, bajas, iguales) con respecto a las concentraciones de los reactivos.

5.2 Una baja constante de equilibrio indica que las concentraciones de equilibrio de los productos son (altas, bajas, iguales) con respecto a las concentraciones de los reactivos.

6.1 En el equilibrio las reacciones directa e inversa (dejan de ocurrir, continúan ocurriendo).

6.2 En el equilibrio las reacciones directa e inversa tienen (mayores, menores, iguales) velocidades.

### **c. Cambio de las condiciones de equilibrio**

7. Principio de Le Chatelier. Si a un sistema en equilibrio se le realiza un cambio en sus condiciones, el sistema se ajusta para restablecer el equilibrio de forma tal que parcialmente (refuerza, contrarresta) el cambio impuesto.

#### **c1. Cambio de la concentración de un reactivo**

Después que el equilibrio ha sido alcanzado, la  $[\text{NO}]$  es instantáneamente incrementada a volumen y temperatura constante.

8.1 Las concentraciones cambian de forma tal de contrarrestar parcialmente el cambio impuesto: un incremento en  $[\text{NO}]$ . Así el sistema se ajusta para (aumentar, reducir, no cambiar) la  $[\text{NO}]$ .

8.2 Las concentraciones de  $\text{NO}$  y de  $\text{Cl}_2$  (aumentan, decrecen, no cambian),

8.3 la concentración de  $\text{NOCl}$  (aumenta, decrece, no cambia).

9. Cuando el equilibrio se ha restablecido:

9.1 la  $[\text{NO}]$  será (mayor, menor, igual) que su valor modificado.

9.2 la  $[\text{NO}]$  será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial.

9.3 la  $[\text{Cl}_2]$  será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial

9.4 la  $[\text{NOCl}]$  será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial

10. Cuando la  $[\text{NO}]$  es incrementada:

10.1 la velocidad de la reacción directa instantáneamente (aumenta, disminuye),

10.2 la velocidad de la reacción inversa inicialmente no cambia y gradualmente (aumentará, disminuirá).

11. Cuando el equilibrio se restablezca:

11.1 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (iguales, distintas) entre sí,

11.2 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.

12. Cuando el equilibrio se restablezca la constante de equilibrio es (igual, distinta) que bajo las condiciones iniciales.

#### **c2. Cambio de la temperatura del sistema**

Después que el equilibrio se ha alcanzado la temperatura es instantáneamente incrementada a presión constante.

13.1 Las concentraciones cambiarán de forma tal de parcialmente contrarrestar el cambio impuesto: un incremento en la temperatura. Así el sistema se ajusta para favorecer la reacción (exotérmica, endotérmica).

13.2 La  $[\text{NO}]$  y la  $[\text{Cl}_2]$  (aumentan, decrecen, no cambian),

13.3 la  $[\text{NOCl}]$  (aumenta, decrece, no cambia).

14. Cuando el equilibrio se restablezca:

14.1 la  $[\text{NO}]$  será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial.

14.2 la  $[\text{Cl}_2]$  será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial.

- 14.3 la  $[\text{NOCl}]$  será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial.
15. Cuando la temperatura se incrementa:
- 15.1 la velocidad de la reacción directa (aumentará, disminuirá, no cambiará).
- 15.2 la velocidad de la reacción inversa (aumentará, disminuirá, no cambiará).
- 15.3 la velocidad de la reacción inversa será (más grande, más pequeña, igual) que la velocidad de la reacción directa.
16. Cuando el equilibrio se restablezca:
- 16.1 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (iguales, distintas).
- 16.2 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.
17. Cuando el equilibrio se ha restablecido la constante de equilibrio es (mayor, menor, igual) que bajo las condiciones iniciales.

### **c3. Cambio del volumen del sistema (o la presión del sistema)**

Después que el equilibrio ha sido alcanzado, se disminuye el volumen del sistema a temperatura constante.

18. Las concentraciones de todas las especies gaseosas en el sistema instantáneamente (aumentan, disminuyen, no cambian).
- 19.1 Las concentraciones cambian de forma tal de parcialmente contrarrestar el cambio impuesto: un incremento en las concentraciones de las especies gaseosas. Así el sistema se ajusta para favorecer la reacción que produce un (mayor, menor) número de partículas gaseosas.
- 19.2 La  $[\text{NOCl}]$  (aumenta, decrece, no cambia);
- 19.3 las  $[\text{NO}]$  y  $[\text{Cl}_2]$  (aumentan, decrecen, no cambian).
20. Cuando el equilibrio se restablece:
- 20.1 La  $[\text{NO}]$  será (mayor, menor, igual) que su valor modificado,
- 20.2 la  $[\text{Cl}_2]$  será (mayor, menor, igual) que su valor modificado,
- 20.3 la  $[\text{NOCl}]$  será (mayor, menor, igual) que su valor modificado.
21. Cuando el volumen decrece:
- 21.1 La velocidad de la reacción directa (aumenta, decrece, no cambia),
- 21.2 la velocidad de la reacción inversa (aumenta, decrece, no cambia),
- 21.3 la velocidad de la reacción directa será (mayor, menor, igual) que la velocidad de la reacción inversa.
22. Cuando el equilibrio se ha restablecido:
- 22.1 Las velocidades de las reacciones directa e inversa son (iguales, distintas),
- 22.2 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.
23. Cuando el equilibrio se restablece, la constante de equilibrio es (igual, distinta) que en las condiciones iniciales.

### **c4. Adición de un catalizador**

Después que el equilibrio ha sido alcanzado se adiciona un catalizador al sistema, a temperatura constante.

- 24.1 La velocidad de la reacción directa (aumenta, disminuye, no cambia),
- 24.2 la velocidad de la reacción inversa (aumenta, disminuye, no cambia).
- 24.3 Las velocidades de la reacción directa e inversa son (iguales, distintas) entre si.
- 25.1 La concentración de  $\text{NO}$  (cambia, no cambia).
- 25.2 la concentración de  $\text{Cl}_2$  (cambia, no cambia),
- 25.3 la concentración de  $\text{NOCl}$  (cambia, no cambia),
26. La constante de equilibrio es (igual, distinta) que bajo las condiciones iniciales.

## Anexo 2: Tablas de resultados TPEQ del estudio preliminar

### Porcentajes de respuestas para cada opción

Licenciatura en Biología UCM N= 177

**Tabla nº1 Acercamiento y características del equilibrio**

Ítem	1.1	1.2	1.3	2.1	2.2	3	4	5.1	5.2	6.1	6.2	7
opción 1	<b>93,2</b>	1,1	0,6	24,3	<b>76,8</b>	0,0	<b>80,8</b>	<b>88,7</b>	7,3	11,3	1,1	0,6
opción 2	1,1	<b>87,0</b>	<b>87,6</b>	<b>66,7</b>	13,0	1,7	18,1	7,3	<b>89,8</b>	<b>88,1</b>	5,1	<b>95,5</b>
opción 3	5,6	11,9	11,3	8,5	9,0	<b>96,0</b>	0,0	2,3	1,1	0,0	<b>90,4</b>	0,0
no contesta	0,0	0,0	0,6	0,6	1,1	2,3	1,1	1,7	1,7	0,6	3,4	4,0

**Tabla nº2 Cambio en la concentración de un reactivo**

Ítem	8.1	8.2	8.3	9.1	9.2	9.3	9.4	10.1	10.2	11.1	11.2	12
opción 1	0,6	14,1	<b>89,3</b>	13,0	<b>50,3</b>	16,9	<b>65,0</b>	<b>91,0</b>	<b>43,5</b>	<b>95,5</b>	<b>29,4</b>	<b>76,8</b>
opción 2	<b>91,0</b>	<b>74,6</b>	6,2	<b>62,7</b>	15,8	<b>46,3</b>	7,3	6,2	50,8	3,4	4,5	21,5
opción 3	6,8	7,9	2,8	18,6	29,4	30,5	21,5	0,0	0,0	0,0	61,0	0,0
no contesta	1,7	3,4	1,7	5,6	4,5	6,2	6,2	2,8	5,6	1,1	5,1	1,7

**Tabla nº3 Cambio de la temperatura del sistema**

Ítem	13.1	13.2	13.3	14.1	14.2	14.3	15.1	15.2	15.3	16.1	16.2	17
opción 1	54,8	<b>48,6</b>	39,0	<b>30,5</b>	<b>31,1</b>	30,5	<b>57,6</b>	<b>52,5</b>	<b>45,8</b>	<b>91,5</b>	<b>27,7</b>	16,9
opción 2	<b>42,9</b>	32,8	<b>47,5</b>	26,6	24,9	<b>28,2</b>	37,9	40,7	40,7	5,1	4,5	<b>7,3</b>
opción 3	0,0	16,4	11,3	39,5	40,7	38,4	2,8	4,5	10,2	0,0	62,7	72,9
no contesta	2,3	2,3	2,3	3,4	3,4	2,8	1,7	2,3	3,4	3,4	5,1	2,8

**Tabla nº4 Cambio del volumen del sistema**

Ítem	18	19.1	19.2	19.3	20.1	20.2	20.3	21.1	21.2	21.3	22.1	22.2	23
opción 1	<b>71,8</b>	35,6	<b>72,3</b>	30,5	19,8	19,2	<b>54,2</b>	<b>59,9</b>	<b>33,3</b>	<b>48,0</b>	<b>89,3</b>	<b>22,0</b>	<b>77,4</b>
opción 2	15,8	<b>60,5</b>	18,6	<b>62,1</b>	<b>57,1</b>	<b>57,1</b>	22,6	25,4	47,5	24,9	5,1	11,9	16,4
opción 3	9,0	0,0	5,1	3,4	16,4	16,4	15,3	9,0	11,9	17,5	0,0	58,2	0,0
no contesta	3,4	4,0	4,0	4,0	6,8	7,3	7,9	5,6	7,3	9,6	5,6	7,9	6,2

**Tabla nº5 Adición de un catalizador**

Ítem	24.1	24.2	24.3	25.1	25.2	25.3	26
opción 1	<b>92,1</b>	<b>33,3</b>	<b>37,3</b>	26,0	25,4	31,1	<b>78,0</b>
opción 2	1,7	53,1	57,6	<b>71,2</b>	<b>71,8</b>	<b>65,0</b>	19,2
opción 3	4,0	9,6	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0
no contesta	2,3	4,0	5,1	2,8	2,8	4,0	2,8

**Tablas: Porcentajes de respuestas para cada opción.**

Licenciatura en Geología UCM N= 144

**Tabla n°1 Acercamiento y características del equilibrio**

Item	1.1	1.2	1.3	2.1	2.2	3	4	5.1	5.2	6.1	6.2	7
Opción 1	<b>79,9</b>	3,5	3,5	25,0	<b>63,9</b>	0,7	<b>87,5</b>	<b>83,3</b>	16,0	16,7	0,7	0,7
Opción 2	4,2	<b>79,9</b>	<b>76,4</b>	<b>52,1</b>	17,4	1,4	11,8	13,9	<b>81,9</b>	<b>81,9</b>	6,3	<b>97,2</b>
Opción 3	15,3	16,7	19,4	22,9	16,0	<b>93,8</b>	0,0	2,8	2,1	0,0	<b>93,1</b>	0,0
No contesta	0,7	0,0	0,7	0,0	2,8	4,2	0,7	0,0	0,0	1,4	0,0	2,1

**Tabla n°2 Cambio en la concentración de un reactivo**

Item	8.1	8.2	8.3	9.1	9.2	9.3	9.4	10.1	10.2	11.1	11.2	12
opción 1	6,3	26,4	<b>74,3</b>	17,4	<b>47,2</b>	24,3	<b>63,2</b>	<b>85,4</b>	<b>48,6</b>	<b>95,8</b>	<b>29,9</b>	<b>74,3</b>
opción 2	<b>75,7</b>	<b>55,6</b>	16,7	<b>54,2</b>	22,9	<b>37,5</b>	9,7	11,1	48,6	3,5	5,6	21,5
opción 3	16,0	16,0	7,6	24,3	26,4	36,1	24,3	0,0	0,0	0,0	60,4	0,0
no contesta	2,1	2,1	1,4	4,2	3,5	2,1	2,8	3,5	2,8	0,7	4,2	4,2

**Tabla n°3 Cambio de la temperatura del sistema**

Item	13.1	13.2	13.3	14.1	14.2	14.3	15.1	15.2	15.3	16.1	16.2	17
opción 1	42,4	<b>49,3</b>	38,2	<b>34,0</b>	<b>33,3</b>	29,9	<b>51,4</b>	<b>49,3</b>	<b>36,8</b>	<b>92,4</b>	<b>26,4</b>	25,0
opción 2	<b>50,0</b>	34,0	<b>45,8</b>	27,1	27,1	<b>29,2</b>	37,5	39,6	34,7	6,3	5,6	<b>8,3</b>
opción 3	0,0	14,6	13,2	37,5	38,2	38,2	8,3	8,3	24,3	0,0	63,2	63,9
no contesta	7,6	2,1	2,8	1,4	1,4	2,8	2,8	2,8	4,2	1,4	4,9	2,8

**Tabla n°4 Cambio del volumen del sistema**

Item	18	19.1	19.2	19.3	20.1	20.2	20.3	21.1	21.2	21.3	22.1	22.2	23
opción 1	<b>65,3</b>	41,7	<b>68,8</b>	36,8	29,2	29,2	<b>47,9</b>	<b>60,4</b>	<b>25,0</b>	<b>46,5</b>	<b>87,5</b>	<b>23,6</b>	<b>73,6</b>
opción 2	16,0	<b>53,5</b>	23,6	<b>53,5</b>	<b>41,0</b>	<b>38,9</b>	22,2	20,1	52,1	18,1	7,6	9,0	21,5
opción 3	14,6	0,0	3,5	5,6	22,2	23,6	21,5	15,3	18,1	29,2	0,0	58,3	0,0
no contesta	4,2	4,9	4,2	4,2	7,6	8,3	8,3	4,2	4,9	6,3	4,9	9,0	4,9

**Tabla n°5 Adición de un catalizador**

Item	24.1	24.2	24.3	25.1	25.2	25.3	26
opción 1	<b>90,3</b>	<b>41,7</b>	<b>56,3</b>	13,9	13,2	15,3	<b>90,3</b>
opción 2	0,0	45,8	40,3	<b>84,7</b>	<b>85,4</b>	<b>83,3</b>	8,3
opción 3	9,0	9,7	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0
no contesta	0,7	2,8	3,5	1,4	1,4	1,4	1,4

**Tablas: Porcentajes de respuestas para cada opción.**

Alumnos españoles UCM N= 321

**Tabla nº1 Acercamiento y características del equilibrio**

Item	1.1	1.2	1.3	2.1	2.2	3	4	5.1	5.2	6.1	6.2	7
opción 1	<b>87,2</b>	2,2	1,9	24,6	<b>71,0</b>	0,3	<b>83,8</b>	<b>86,3</b>	11,2	13,7	0,9	0,6
opción 2	2,5	<b>83,8</b>	<b>82,6</b>	<b>60,1</b>	15,0	1,6	15,3	10,3	<b>86,3</b>	<b>85,4</b>	5,6	<b>96,3</b>
opción 3	10,0	14,0	15,0	15,0	12,1	<b>95,0</b>	0,0	2,5	1,6	0,0	<b>91,6</b>	0,0
no contesta	0,3	0,0	0,6	0,3	1,9	3,1	0,9	0,9	0,9	0,9	1,9	3,1

**Tabla nº2 Cambio en la concentración de un reactivo**

Item	8.1	8.2	8.3	9.1	9.2	9.3	9.4	10.1	10.2	11.1	11.2	12
opción 1	3,1	19,6	<b>82,6</b>	15,0	<b>48,9</b>	20,2	<b>64,2</b>	<b>88,5</b>	<b>45,8</b>	<b>95,6</b>	<b>29,6</b>	<b>75,7</b>
opción 2	<b>84,1</b>	<b>66,0</b>	10,9	<b>58,9</b>	19,0	<b>42,4</b>	8,4	8,4	49,8	3,4	5,0	21,5
opción 3	10,9	11,5	5,0	21,2	28,0	33,0	22,7	0,0	0,0	0,0	60,7	0,0
no contesta	1,9	2,8	1,6	5,0	4,0	4,4	4,7	3,1	4,4	0,9	4,7	2,8

**Tabla nº3 Cambio de la temperatura del sistema**

Item	13.1	13.2	13.3	14.1	14.2	14.3	15.1	15.2	15.3	16.1	16.2	17
opción 1	49,3	<b>48,9</b>	38,6	<b>32,1</b>	<b>32,1</b>	30,2	<b>54,8</b>	<b>51,1</b>	<b>41,7</b>	<b>91,9</b>	<b>27,1</b>	20,6
opción 2	<b>46,1</b>	33,3	<b>46,7</b>	26,8	25,9	<b>28,7</b>	37,7	40,2	38,0	5,6	5,0	<b>7,8</b>
opción 3	0,0	15,6	12,1	38,6	39,6	38,3	5,3	6,2	16,5	0,0	62,9	68,8
no contesta	4,7	2,2	2,5	2,5	2,5	2,8	2,2	2,5	3,7	2,5	5,0	2,8

**Tabla nº4 Cambio del volumen del sistema**

Item	18	19.1	19.2	19.3	20.1	20.2	20.3	21.1	21.2	21.3	22.1	22.2	23
opción 1	<b>68,8</b>	38,3	<b>70,7</b>	33,3	24,0	23,7	<b>51,4</b>	<b>60,1</b>	<b>29,6</b>	<b>47,4</b>	<b>88,5</b>	<b>22,7</b>	<b>75,7</b>
opción 2	15,9	<b>57,3</b>	20,9	<b>58,3</b>	<b>49,8</b>	<b>48,9</b>	22,4	23,1	49,5	21,8	6,2	10,6	18,7
opción 3	11,5	0,0	4,4	4,4	19,0	19,6	18,1	11,8	14,6	22,7	0,0	58,3	0,0
no contesta	3,7	4,4	4,0	4,0	7,2	7,8	8,1	5,0	6,2	8,1	5,3	8,4	5,6

**Tabla nº5 Adición de un catalizador**

Item	24.1	24.2	24.3	25.1	25.2	25.3	26
opción 1	<b>91,3</b>	<b>37,1</b>	<b>45,8</b>	20,6	19,9	24,0	<b>83,5</b>
opción 2	0,9	49,8	49,8	<b>77,3</b>	<b>77,9</b>	<b>73,2</b>	14,3
opción 3	6,2	9,7	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0
no contesta	1,6	3,4	4,4	2,2	2,2	2,8	2,2

**Tablas: Porcentajes de respuestas para cada opción.**

Alumnos argentinos UBA N= 115

**Tabla n°1 Acercamiento y características del equilibrio**

Item	1.1	1.2	1.3	2.1	2.2	3	4	5.1	5.2	6.1	6.2	7
opción 1	<b>99,1</b>	0,0	0,0	20,0	<b>62,6</b>	0,0	<b>79,1</b>	<b>94,8</b>	3,5	3,5	0,0	0,0
opción 2	0,0	<b>96,5</b>	<b>96,5</b>	<b>60,9</b>	17,4	0,0	12,2	2,6	<b>93,9</b>	<b>94,8</b>	3,8	<b>94,6</b>
opción 3	0,0	1,7	1,7	13,0	9,6	<b>99,1</b>	0,0	2,6	0,9	0,0	<b>91,6</b>	0,0
no contesta	0,9	1,7	1,7	6,1	10,4	0,9	8,7	0,0	1,7	1,7	4,6	5,4

**Tabla n°2 Cambio en la concentración de un reactivo**

Item	8.1	8.2	8.3	9.1	9.2	9.3	9.4	10.1	10.2	11.1	11.2	12
opción 1	0,9	3,6	<b>93,9</b>	13,9	<b>57,4</b>	13,9	<b>80,9</b>	<b>92,2</b>	<b>42,6</b>	<b>94,8</b>	<b>33,2</b>	<b>91,3</b>
opción 2	<b>96,5</b>	<b>91,4</b>	3,1	<b>71,3</b>	16,5	<b>63,5</b>	2,6	2,6	43,5	0,9	1,2	7,8
opción 3	1,7	2,7	2,2	4,3	21,7	16,5	10,4	0,0	0,0	0,0	54,1	0,0
no contesta	0,9	2,3	0,8	10,4	4,4	6,0	6,1	5,2	13,9	4,3	11,5	0,9

**Tabla n°3 Cambio de la temperatura del sistema**

Item	13.1	13.2	13.3	14.1	14.2	14.3	15.1	15.2	15.3	16.1	16.2	17
opción 1	35,7	<b>74,8</b>	14,8	<b>63,5</b>	<b>65,2</b>	17,4	<b>36,5</b>	<b>71,3</b>	<b>64,6</b>	<b>91,3</b>	<b>37,6</b>	40,2
opción 2	<b>55,7</b>	14,8	<b>75,6</b>	15,7	13,9	<b>62,6</b>	55,6	16,5	8,9	3,5	5,4	<b>25,4</b>
opción 3	0,0	4,3	2,6	13,0	12,2	11,3	2,6	3,5	15,0	0,0	42,9	27,2
no contesta	8,7	6,1	7,0	7,8	8,7	8,7	5,2	8,7	11,5	5,2	14,1	7,2

**Tabla n°4 Cambio del volumen del sistema**

Item	18	19.1	19.2	19.3	20.1	20.2	20.3	21.1	21.2	21.3	22.1	22.2	23
opción 1	<b>79,1</b>	20,9	<b>73,0</b>	16,5	18,3	17,4	<b>58,3</b>	<b>67,0</b>	<b>20,9</b>	<b>56,7</b>	<b>86,1</b>	<b>33,0</b>	<b>74,8</b>
opción 2	11,3	<b>66,1</b>	13,0	<b>69,6</b>	<b>55,6</b>	<b>54,8</b>	13,9	9,6	53,9	8,9	1,7	4,4	9,6
opción 3	0,9	0,0	2,6	2,6	11,3	12,2	12,2	6,1	6,1	12,5	0,0	37,4	0,0
no contesta	8,7	13,0	11,3	11,3	14,8	15,6	15,7	17,4	19,1	21,9	12,2	25,2	15,6

**Tabla n°5 Adición de un catalizador**

Item	24.1	24.2	24.3	25.1	25.2	25.3	26
opción 1	<b>71,3</b>	<b>31,3</b>	<b>46,1</b>	33,9	34,8	34,8	<b>73,9</b>
opción 2	0,9	27,0	32,2	<b>44,4</b>	<b>44,4</b>	<b>44,4</b>	6,1
opción 3	11,3	21,7	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0
no contesta	16,5	20,0	21,7	21,7	20,9	20,9	20,0

### Anexo 3: Cuestionario Inicial

Apellido y nombre:

Grupo:

Edad:

#### Aplica tus conocimientos

1) ¿En cuál de los siguientes recipientes se encuentra más concentrado el CO<sub>2</sub> gaseoso?

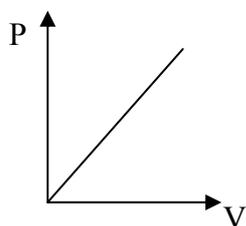
- (a) 2 moles de CO<sub>2</sub> en un recipiente de 2 litros
- (b) 1 moles de CO<sub>2</sub> en un recipiente de 2 litros
- (c) 3 moles de CO<sub>2</sub> en un recipiente de 3 litros
- (d) 2 moles de CO<sub>2</sub> en un recipiente de 1 litro
- (e) todos tienen igual concentración

2) Se tienen cuatro recipientes conteniendo soluciones de NaOH (masa molar = 40 g/mol).

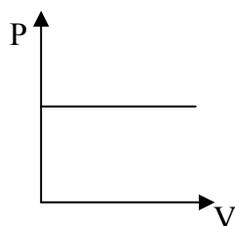
¿Cuál está más concentrado?

- (a) 1 litro de solución 1 M
- (b) 100 mL de solución 4% en volumen (m/v)
- (c) medio litro de solución 2 M
- (d) 1 litro de solución 1 N
- (e) los cuatro tienen igual concentración.

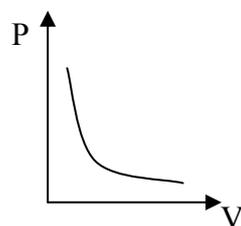
3) ¿Cuál de los siguientes gráficos corresponde a la ley de Boyle (ley de los gases que relaciona la presión con el volumen a temperatura constante)?



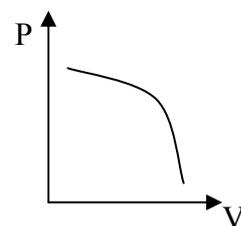
(a)



(b)

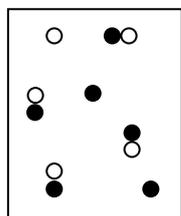


(c)

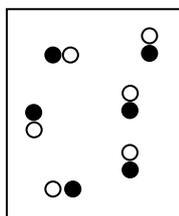


(d)

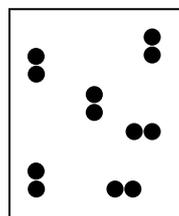
4) Estos diagramas representan gases. Los símbolos ● y ○ representan átomos de diferentes elementos.



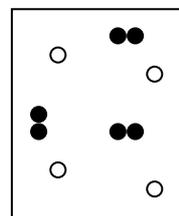
A



B



C



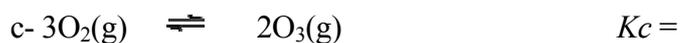
D

- a) ¿Qué diagrama representa una mezcla de dos elementos?
- b) ¿Cuál representa un compuesto?
- c) ¿Cuál representa sólo un elemento?

5) Si se combinan 5 moles de CO y 3 moles de O<sub>2</sub> ¿Cuál es el reactivo limitante para la siguiente reacción química?  $2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{CO}_2(\text{g})$

- (a) CO      (b) O<sub>2</sub>      (c) ninguno de los dos

6) Escribir la ecuación de  $K_c$  para las siguientes reacciones químicas:



7) En un recipiente se encuentra la siguiente reacción en equilibrio  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ , con unas concentraciones en equilibrio de:  $[\text{NO}_2] = 0,8$  moles/litro y de  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,5$  moles/litro. Se disminuye el volumen del recipiente y, cuando una nueva situación de equilibrio se alcanza, la concentración de  $\text{N}_2\text{O}_4$  es de  $0,7$  moles/litro. ¿Cuál es la concentración de  $\text{NO}_2$  en el nuevo equilibrio?

- (a)  $0,8$  moles/l    (b)  $0,5$  moles/l    (c)  $0,4$  moles/l    (d)  $0,6$  moles/l    (e)  $0,9$  moles/l

8) Para la siguiente reacción  $2\text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 3\text{O}_2(\text{g})$   $\Delta H^\circ_r = -284\text{kJ}$  ¿En qué condiciones de presión y temperatura se obtiene mayor cantidad de ozono en el equilibrio?

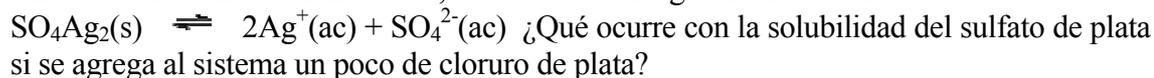
- (a) altas presiones y bajas temperaturas  
(b) altas temperaturas y bajas presiones  
(c) altas temperaturas y altas presiones  
(d) bajas temperaturas y bajas presiones

9) Para el caso anterior ¿Qué ocurre con  $K_c$  al cambiar la presión y la temperatura?

- Al cambiar la presión a temperatura constante,  $K_c$ : (a) aumenta, (b) permanece constante, (c) disminuye.

- Al cambiar la temperatura a presión constante,  $K_c$ : (a) aumenta, (b) permanece constante, (c) disminuye.

10) En un recipiente se encuentra sulfato de plata, sal poco soluble, en equilibrio con sus iones disueltos en solución acuosa, de acuerdo a la siguiente reacción:



La solubilidad: (a) aumenta (b) se mantiene igual (c) disminuye.

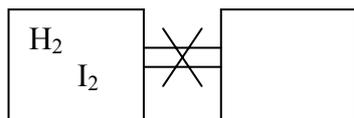
## Anexo 4: Cuestiones empleadas en las entrevistas

### Cuestión 1:

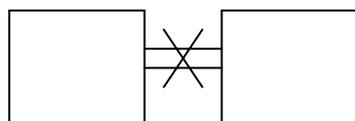
Explica qué representa:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$  También dibújalo.

### Cuestión 2:

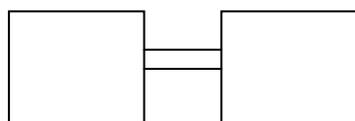
En la figura se muestran los reactivos introducidos inicialmente en un recipiente. Estos reactivos reaccionan de acuerdo a:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$



a) Escriba las especies, de la misma forma que se hizo arriba, que se encuentran presentes en el equilibrio, con la válvula que une ambos recipientes cerrada.



b) Idem que la situación anterior ahora con la válvula abierta.



### Cuestión 3:

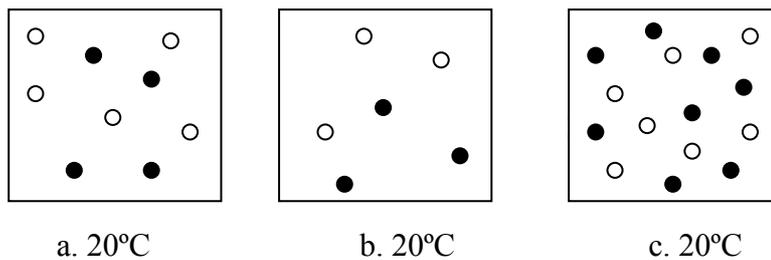
Si ● representa un átomo de nitrógeno y ○ representa un átomo de hidrógeno, representar una situación en equilibrio químico correspondiente a la siguiente reacción química:



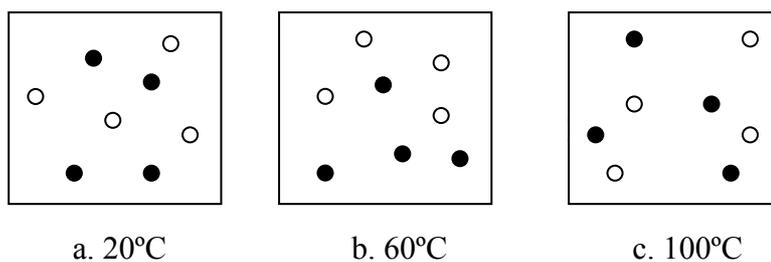
### Cuestión 4:

Para la siguiente reacción entre A (●) y B (○):  $A(g) + B(g) \longrightarrow AB(g)$

I. ¿En cuál de las siguientes situaciones de partida será mayor la velocidad inicial de formación de AB? Explica.

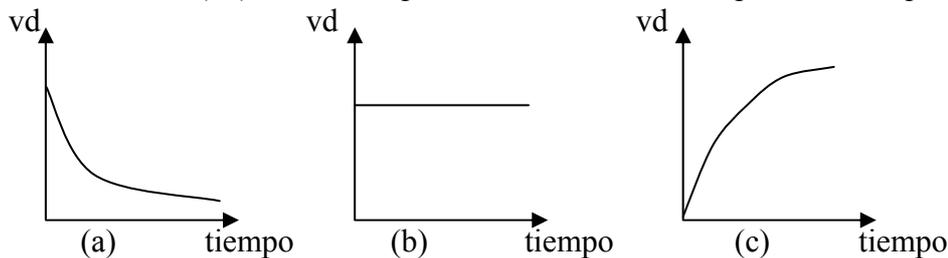


II. ¿En cuál de las siguientes situaciones de partida será mayor la velocidad inicial de formación de AB? Explica.



**Cuestión 5:**

¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad de reacción directa (vd) con el tiempo, cuando el sistema se aproxima al equilibrio?

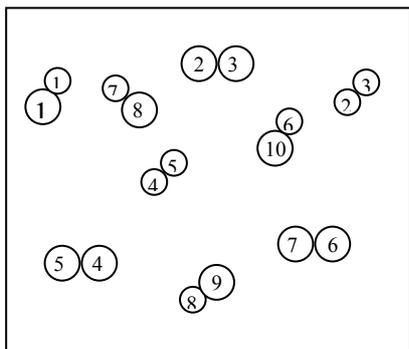


Explique utilizando la teoría o modelo de las colisiones.

**Cuestión 6:**

Para el siguiente equilibrio químico representado en la figura:

(  $\circ$  representa un átomo de hidrógeno y  $\bigcirc$  representa un átomo de yodo. Los átomos han sido numerados al azar para identificarlos)



a. Escribe la ecuación química correspondiente

b. Dibuja y enumera una situación de equilibrio después de transcurrido un cierto tiempo a temperatura constante.



**Cuestión 7:**

Representa y dibuja un equilibrio químico.

**Cuestión 8:**

Las siguientes tres consignas se refieren en general, no necesariamente a la química. En ellas expresa las primeras palabras, imágenes e ideas que vengan a tu mente.

a- Escribe tres palabras que asocies con la palabra equilibrio.

b- Dibuja una situación de un sistema que consideres en equilibrio. Explica brevemente de qué trata.

c- ¿Cómo definirías equilibrio?

**Cuestión 9:**

Si se colocan 2 moles de hidrógeno con tres moles de cloro en un recipiente cerrado.

1) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?



2) ¿Qué se encuentra al final de la siguiente reacción?



**Cuestión 10:**

¿Es correcta alguna de las siguientes ecuaciones de  $K_c$  para la siguiente reacción química?

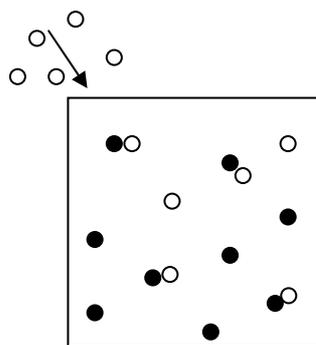


$$1) K_c = \frac{2}{1 \cdot 3} = 0,66$$

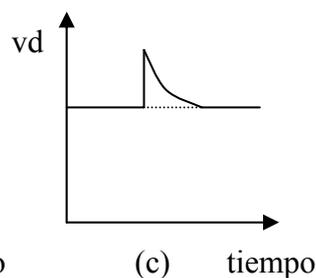
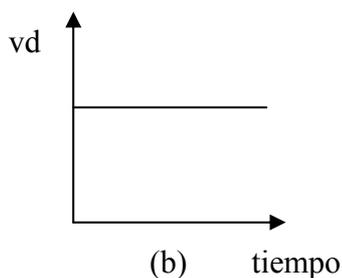
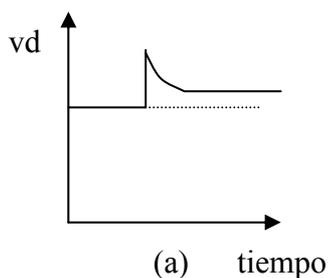
$$2) K_c = \frac{(2)^2}{(1) \cdot (3)^3} = 0,15$$

**Cuestión 11:**

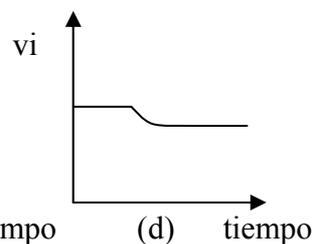
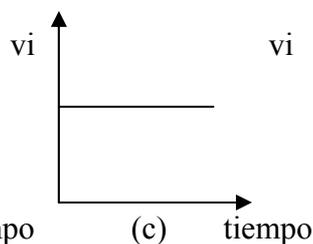
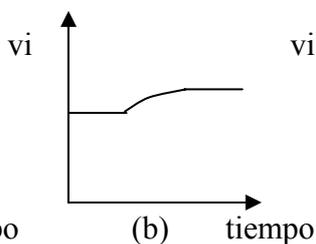
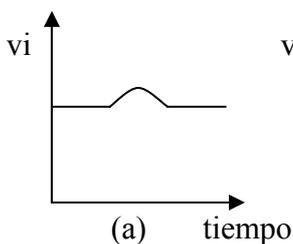
Si la siguiente reacción en equilibrio  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$  es perturbada al añadirse más reactivo X, a temperatura y volumen constante.



a) ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad de reacción directa (vd)?



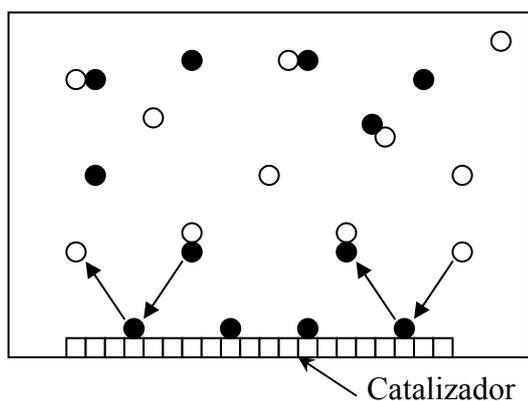
b) ¿Y con la velocidad inversa (vi)?



Realiza una explicación a nivel atómico.

**Cuestión 12:**

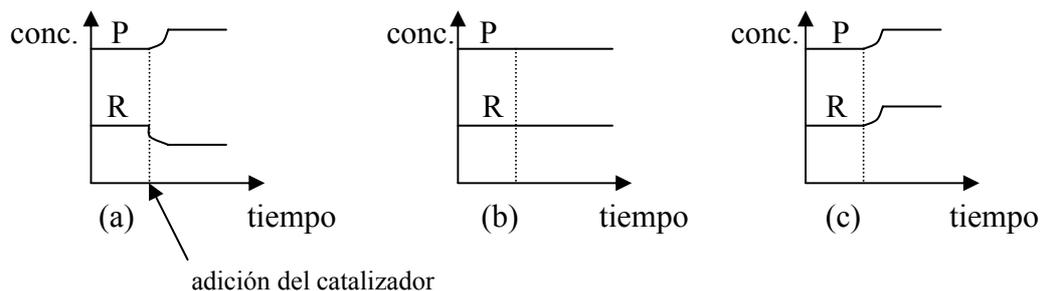
I. Explica la siguiente representación con partículas, para la reacción  $X(g) + Y(g) \rightleftharpoons XY(g)$ , a la que se le ha adicionado un catalizador. Las flechas en el dibujo sirven para mostrar dos ejemplos de distintos tipos de choques entre partículas.



II: ¿Qué sucede con las velocidades directa e inversa?

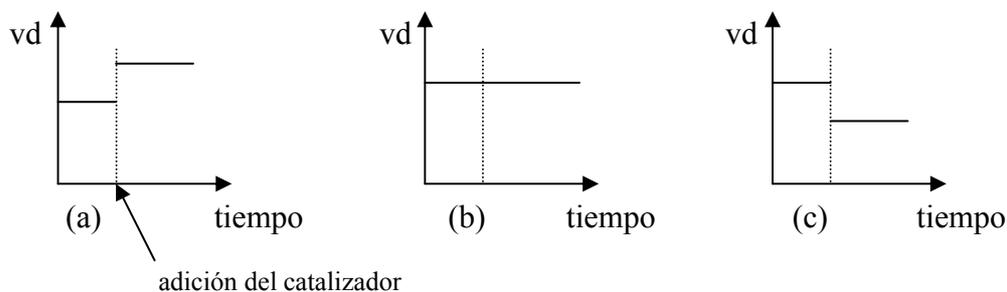
**Cuestión 13:**

a1. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con las concentraciones de reactivos (R) y productos (P) en el equilibrio cuando se adiciona un catalizador a un sistema en equilibrio?

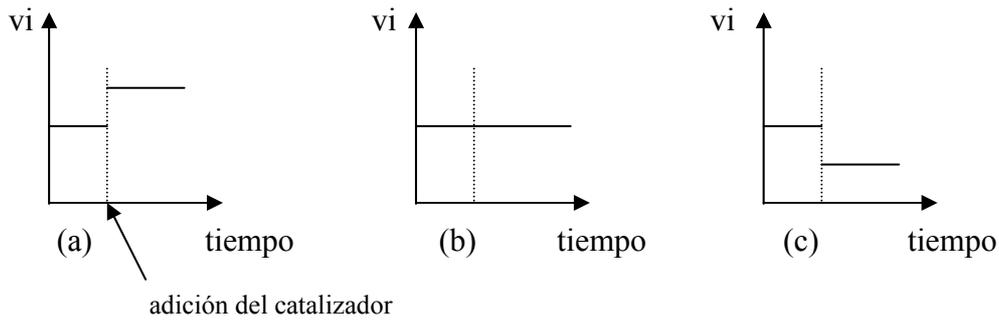


a2. ¿Con la adición del catalizador se obtiene mayor proporción de productos?

b. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad directa (vd) cuando se adiciona un catalizador?



c. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa mejor lo que ocurre con la velocidad inversa (vi) cuando se adiciona un catalizador?



**Cuestión 14:**

Para el siguiente equilibrio  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  ¿Qué ocurre si se disminuye el volumen del recipiente a temperatura constante? . Explica y dibuja.

**Cuestión 15:**

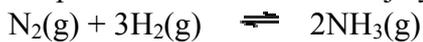
Para el siguiente equilibrio  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  exotérmica ¿Qué ocurre si se entrega una cierta cantidad de calor al sistema? . Explica y dibuja.

**Cuestión 16:**

Si se mezcla 1 mol de dióxido de nitrógeno con 1 mol de tetróxido de dinitrógeno a T constante. ¿Qué ocurre? Dibuja y explica.  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

**Cuestión 17:**

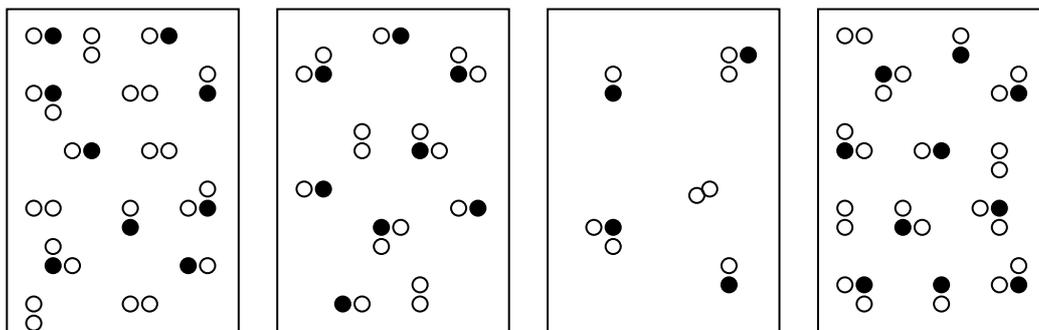
¿Qué ocurre con el siguiente sistema en equilibrio si se agrega más hidrógeno a temperatura constante? Dibuja y explica



**Cuestión 18:**

Para la siguiente reacción:  $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$   $K_c$  baja

¿Cuál de los siguientes dibujos mejor representa una situación de equilibrio? Si representa un átomo de N y  $\circ$  uno de oxígeno.



(a)

(b)

(c)

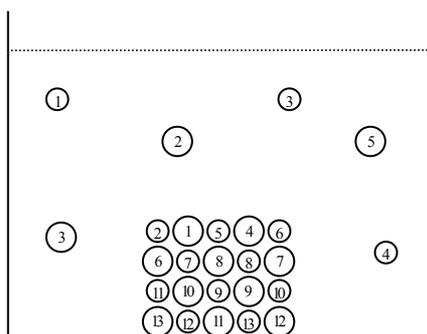
(d)

**Cuestión 19:**

La figura muestra un sistema en equilibrio entre el **AgCl** sólido (sal poco soluble) y sus iones, rodeados de moléculas de agua (que no han sido dibujadas para simplificar la representación, en su lugar se ha dibujado una línea punteada para sugerir que es un medio líquido). ○ representa un ion de Cl<sup>-</sup> y ● representa un ion de Ag<sup>+</sup>. Los iones han sido numerados para individualizarlos.

a) Escribe la ecuación química correspondiente:

b) Representa y enumera otra situación de equilibrio después de transcurrido un tiempo a temperatura constante.



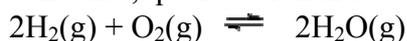
**Cuestión 20:**

Explica y dibuja el siguiente equilibrio químico



**Cuestión 21:**

Se mezclan inicialmente 3 moles de hidrógeno con 1 mol de oxígeno a temperatura constante, que reaccionan de acuerdo a la siguiente ecuación:



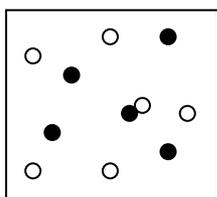
Representa con partículas una posible situación final.

Representación

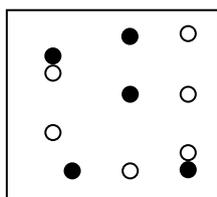
Explicación

**Cuestión 22:**

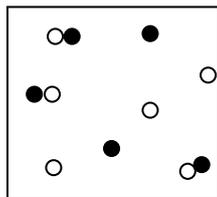
Para la reacción  $\text{X}(\text{g}) + \text{Y}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{XY}(\text{g})$ , se representan cuatro situaciones: (a) mezcla inicial de reactivos, (b) aproximación al equilibrio, (c) en equilibrio, (d) otra situación en equilibrio transcurrido un tiempo a temperatura constante.



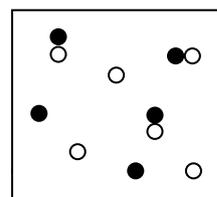
(a)



(b)



(c)

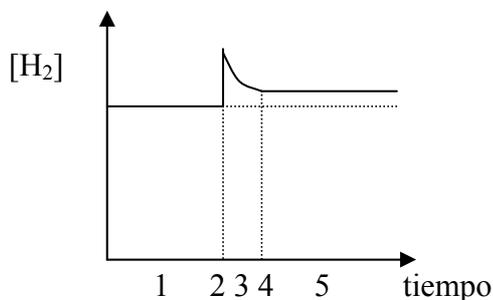


(d)

¿Qué conclusiones puedes sacar respecto al cambio de concentraciones?

**Cuestión 23:**

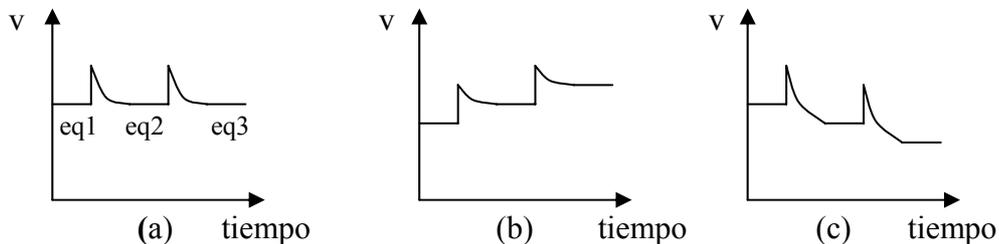
I. Interpretar el siguiente gráfico, mencionando lo que ocurre en las zonas 1, 3 y 5 y en los puntos 2 y 4. Para la siguiente reacción:  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ , en equilibrio ante la adición de más hidrógeno, a temperatura y volumen constante.



II: Explique, utilizando el principio de Le Chatelier, por qué la concentración de hidrógeno al final es mayor que al inicio.

**Cuestión 24:**

A un sistema en equilibrio se le entrega calor y el sistema alcanza una nueva situación de equilibrio a una temperatura mayor que en el equilibrio inicial. Luego se repite este proceso. ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor lo que ocurre con las velocidades de reacción en este proceso?



Explica usando el modelo de las colisiones.

## Anexo 5: Test de Actitudes hacia la Propuesta Didáctica

Apellidos y Nombre:

Grupo:

### Evaluación del trabajo realizado en las “Actividades con gráficos y representaciones para el tema equilibrio químico”

Sesiones en las que participó (si o no): Inicial \_\_\_ 1° \_\_\_ 2° \_\_\_ 3° \_\_\_ Final \_\_\_

Partes del material que completó (si o no): 1° \_\_\_ 2° \_\_\_ 3° \_\_\_

### Expresa tu grado de acuerdo o desacuerdo con las siguientes afirmaciones

(marca una X en la opción elegida)

		Muy en desacuerdo	Algo en desacuerdo	No sé	Me es indiferente	De acuerdo	Muy de acuerdo
1	La presentación del material fue muy buena						
2	La secuencia: individual, grupal y puesta en común, resultó útil						
3	Durante la realización de las actividades en casa (individual) me he aburrido						
4	La devolución de los cuestionarios corregidos por el profesor fue innecesaria						
5	He aprendido mucho durante este trabajo						
6	Las actividades dan mucho trabajo para el provecho que se obtiene en la comprensión del tema						
7	Partir de mis propias ideas me ha servido para comprender						
8	A medida que avancé en el trabajo percibí mejor mis dificultades conceptuales						
9	Las actividades me han permitido comprender mejor el modelo cinético molecular de los gases						
10	Discutir con otros mis ideas me ha resultado innecesario						
11	Las actividades me han permitido comprender mejor el modelo de las colisiones de la reacción química						
12	Se dispuso de tiempo suficiente para la discusión en pequeño grupo						
13	Las actividades fueron muchas y repetitivas						
14	La secuencia metodológica me ha resultado novedosa						
15	Las actividades abordaron todos los aspectos fundamentales del tema						
16	No participé activamente en las discusiones en el grupo						
17	Las últimas actividades, aunque más difíciles, las trabajé mejor						
18	La metodología empleada me resultó inapropiada						
19	Las actividades me han permitido comprender mejor la naturaleza dinámica del equilibrio químico						
20	Las explicaciones del profesor en la puesta en común fueron claras						
21	Los problemas con representaciones de partículas fueron útiles						

22	Esta forma de trabajar creo que no debería generalizarse en la universidad						
23	Los problemas con gráficos XY fueron clarificadores						
24	La metodología seguida en las sesiones resultó peor que la tradicional						
25	Un obstáculo pare el aprendizaje del eq. químico es no haber observado alguno en el laboratorio en el instituto						
26	La secuencia de complejidad creciente de las actividades resultó necesaria para ayudar al aprendizaje del tema						
27	He comprobado que era poco lo que sabía o entendía del tema antes de ingresar en la universidad						
28	Mi compromiso en las respuestas individuales fue el adecuado						
29	Las puestas en común realizadas con el profesor no eran necesarias						
30	Mi participación a lo largo del trabajo fue escasa						
31	Las actividades me resultaron muy complicadas						
32	Las actividades me han permitido comprender mejor el modelo del eq. químico como un sistema que contrarresta parcialmente las perturbaciones						
33	Con las explicaciones del profesor no era necesario el trabajo con los compañeros						
34	Percibí que mis ideas iniciales habían cambiado						
35	El uso de los modelos trabajados no me ayudó a predecir e interpretar situaciones sobre el tema						
36	Prefiero en la enseñanza más actividades de este tipo y menos ejercitación numérica						
37	El contenido conceptual del material era inadecuado						
38	Algunas ideas erróneas aprendidas con anterioridad fueron obstáculos para el aprendizaje del equilibrio químico						
39	Me he sentido menos activo mentalmente que en clases expositivas						
40	Aprender el equilibrio químico así me ha gustado						
41	La presentación de las actividades no me resultó práctica para el estudio						
42	Nunca había trabajado la química con cuestiones de este tipo						
43	Escribir mis ideas iniciales fue importante para aprender y comprender						
44	Esta metodología me parece inadecuada para el nivel universitario						
45	Estuve atento a las explicaciones del profesor en la puesta en común						
46	Un obstáculo pare el aprendizaje del eq. químico fue no haber observado alguno en las prácticas en la universidad						
47	En esta metodología es mayor y mejor el intercambio de ideas entre profesor y alumno(s)						

