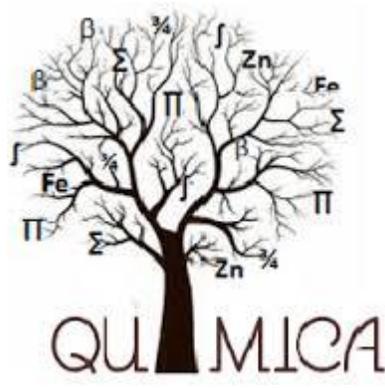


Ingeniería Agronómica

Sede Atlántica-UNRN

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

(Ed. 2016)



Equipo docente

Profesor: Dr. Nicolás A. Fellenz

Auxiliares: Ing. Ana Caro

Programa de la
asignatura

Sede y localidad	Atlántica, Viedma
Carrera	Ingeniería Agronómica

Asignatura: Química General e Inorgánica	
Año calendario: 2016	Cuatrimestre: segundo
Carga horaria semanal: 5 hs	Créditos (si corresponde):
Carga horaria total: 80	

Días y horario de cursada:
Martes de 10 a 12
Miércoles de 15 a 18
Horarios, días y lugar de consulta para alumnos: todos los miércoles de 10 a 12
Horas de estudio recomendadas (extra clase): 4 horas semanales

Profesor Adjunto: Dr. Nicolás Fellenz	Email: nfellenz@unrn.edu.ar
Auxiliares:	Email:
Ing. Ana Caro	acar@unrn.edu.ar

Programa Analítico de la asignatura

Contenidos mínimos establecidos por Plan de Estudio
Estructura electrónica y clasificación periódica. Enlaces. Soluciones. Termoquímica.
Cinética. Equilibrio químico. Teoría ácido base y equilibrio iónico. Electroquímica.
Propiedades generales de los elementos de grupos representativos y de transición, con énfasis a los

de importancia agronómica.

Objetivos de la asignatura:

- Incorporar información básica sobre leyes y conceptos químicos.
- Aplicar estas leyes y conceptos a la interpretación de los distintos procesos que ocurren en la naturaleza con énfasis en la producción agropecuaria.

Propuesta Metodológica:

Los contenidos de la asignatura se trabajarán a través del desarrollo de clases teóricas y clases de seminarios.

En todos los casos el tema central de cada módulo se tratará primero en una clase teórica. En donde el docente incorporará los distintos conceptos utilizando para ello métodos expositivos e ilustrativos. También se darán ejemplos de aplicación que estén relacionados a la problemática ambiental.

La segunda parte de la materia contempla la realización de seminarios y guías de problemas. En esta parte el alumno aplicará los conceptos teóricos a la resolución de problemas numéricos. También se trabajará en el análisis de datos experimentales a través de la utilización de textos de divulgación e investigación. Sobre estos últimos se aprenderá sobre la confección y entrega de informes técnicos.

Forma de aprobación :

A- Cursado de la materia:

- Asistencia obligatoria al 75% de las clases teóricas y al 75 % de los seminarios estipulados por la asignatura.
- Aprobar con un puntaje mínimo de 4 (cuatro) las evaluaciones parciales o sus recuperatorios.
- Aprobar el 100% de los informes de los trabajos prácticos solicitados por la cátedra. Para su aprobación los informes deberán ser entregados en tiempo y forma. En caso de no ser aceptado será devuelto para su corrección y nueva entrega.

B- Aprobación de la materia:

- Se tomará un examen final oral y escrito.

C- Los alumnos libres deberán presentar un trabajo escrito donde se desarrolle un tema de este programa. Pasada esta instancia, deberán rendir un examen oral de todos los temas que abarca este programa.

Unidad I : Estructura de la materia**Contenidos:**

Teoría atómica. Desarrollo histórico del modelo atómico: Las ideas de Dalton, Teoría de Bohr del átomo de hidrógeno. El electrón, los protones y neutrones. Ecuación de Rydberg. Saltos electrónicos entre niveles, espectros de emisión y absorción. Número atómico, número másico. Isótopos.

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: agosto

Bibliografía obligatoria de la Unidad: (común para todas las unidades)

- Brown LeMay, Bursten y Murphy, "Química La Ciencia Central".
- Chang Raymond, "Química".

Bibliografía complementaria de la Unidad: (común para todas las unidades)

- Atkins-Jones, "Principios de Química, *los caminos del descubrimiento*".

Unidad II: Uniones químicas.**Contenidos:**

Enlaces Químicos. El enlace metálico, covalente y el enlace iónico, diferencias. Moléculas. Regla del octeto. Estructuras de Lewis.. Momentos dipolares. Propiedades físicas y químicas relacionadas al tipo de enlace, Ej: solubilidad. Energías de enlace y estabilidad de los compuestos. Ecuaciones químicas, escritura y balanceo.

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: agosto

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

Unidad III : Estados de agregación de la materia**Contenidos:**

Fuerzas intermoleculares y estados de agregación. Fuerzas de Van der Waals. Puentes de hidrógeno y su implicancia en las propiedades físicas. Estados físicos de la materia. Gases. Líquidos.

Sólidos. Propiedades principales y diferencias. Cambios de estado. Equilibrio dinámico. Líquidos y presión de vapor.

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: septiembre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

Unidad o eje temático IV: Soluciones

Contenidos:

Sistemas materiales. Sustancias y mezclas, clasificación. Tipos de soluciones, soluto y solvente. Procesos de disolución con y sin reacción química. Solubilidad, dependencia con la temperatura. Expresión de la concentración de una solución, unidades físicas y químicas. Dilución. Propiedades coligativas. Contaminantes acuosos, ejemplos.

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: septiembre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

Unidad o eje temático V: Primer laboratorio.

Contenidos:

Reglas de seguridad en el laboratorio químico. Uso de material. Cálculo de errores. Espectroscopía de emisión a la llama (cualitativo)

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: septiembre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

PRIMER EXAMEN PARCIAL (fines de septiembre)

RECUERATORIO (principios de octubre)

Unidad VI: Gases

Contenidos:

Estado gaseoso. Leyes fundamentales de los gases. Gases ideales. Ley de Graham. (Efusión y difusión de los gases). Composición de la atmósfera y sus características químicas más sobresalientes. El ozono y su importancia para la vida. Gases de uso industrial. El dióxido de carbono y el efecto invernadero.

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: octubre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

Unidad o eje temático VII: Segundo laboratorio.

Contenidos:

Preparación de soluciones. Verificación de Ley de Efusión de Graham

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: septiembre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

Unidad VII: Sólidos

Contenidos:

Introducción a los sólidos. Enlace metálico, modelo del mar de electrones, propiedades. Teoría de las

bandas. Propiedades eléctricas: Conductores, semiconductores y aislantes. Enlace iónico, características y ejemplos. Polarizabilidad. Energía reticular. Enlace covalente, características y ejemplos. Sólidos moleculares. Punto de fusión y ebullición: su relación con el tipo de enlace. Distintos empaquetamientos. Sólidos en red, características, ejemplos y aplicaciones.

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: octubre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

Unidad IX: Cinética y Equilibrio Químico

Velocidades de reacción. Definición y factores que la afectan. Variación de las concentraciones con el tiempo. Temperatura y velocidad. Ecuación de Arrhenius. Energía de activación. Mecanismos de reacción. Catálisis. Concepto de equilibrio dinámico, equilibrio químico. La constante de equilibrio, dependencias. Interpretación de la K_c . Estados fuera de equilibrio. Cociente de reacción. Tipos de equilibrio: homogéneo y heterogéneo. Cálculo de concentraciones de equilibrio. Principio de Châtelier. Perturbación de sistemas en equilibrio. Catalizadores. Equilibrios en solución acuosa. Electrolitos. Clasificación. Equilibrio ácido-base, pH.

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: octubre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

Unidad o eje temático X: Termodinámica.

Contenidos:

La energía química, generación y destrucción de enlaces. Primera ley de la termodinámica. Ley de la conservación de la Energía. Universo, sistema y entorno. Concepto de calor, trabajo, energía interna. Entalpía. Entalpías molares estándar de formación. Transformaciones endotérmicas y exotérmicas. Entalpía estándar de reacción. Ley de Hess. Entalpía de reacción y temperatura.

Segunda ley de la termodinámica. Transformaciones reversibles e irreversibles. Entropía.

Tercera ley de la Termodinámica. Energía libre. Energía libre y equilibrio químico. Constante de

equilibrio y temperatura.

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: noviembre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

Unidad o eje temático XI: Electroquímica.

Contenidos:

Estados de oxidación. Reacciones de óxido-reducción: Balanceo de ecuaciones. Baterías y celdas de combustible. Corrosión. Electrólisis

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: noviembre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: ídem unidad 1

Bibliografía complementaria de la Unidad: ídem unidad 1

Unidad o eje temático XII: Tercer laboratorio

Termoquímica. Determinación del calor de dilución

Fechas tentativas de Inicio y finalización del dictado de la unidad: noviembre

Bibliografía obligatoria de la Unidad: apunte de la cátedra

SEGUNDO EXAMEN PARCIAL (noviembre)

Ajustes razonables para estudiantes con discapacidad:

Se coordinará con la oficina correspondiente las acciones necesarias para los casos que se presenten

Seminario N°1: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1. ¿Cuáles son las tres partículas fundamentales que constituyen a los átomos? ¿qué carga eléctrica tienen? ¿Cuál es su masa? ¿Cuáles de estas partículas constituyen el núcleo del átomo?
2. Realice una ilustración indicando las posiciones aproximadas de todos los protones, electrones y neutrones en un átomo de helio. Asegúrese de indicar en su diagrama el número y la posición de cada tipo de partícula.
3. ¿Cuántos átomos entrarán, ubicándolos en fila, sobre una línea de un milímetro?
4. ¿Qué cantidad de átomos necesitará apilar para alcanzar un metro de altura?
5. ¿Cuál es el número másico de un átomo de hierro con 30 neutrones?
6. ¿Cuántos protones, electrones y neutrones tiene un átomo de Zn?
7. Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies:
 ^{56}Fe , ^{52}Cr , ^{36}Cl , ^{52}Mn , ^{23}Na , ^{80}Br , ^{202}Hg
8. **Describir el número de partículas elementales que tendrá cada especie con las características indicadas. Representarlas adecuadamente buscando su símbolo en la tabla periódica: a) Z=15, A=31 b) Z=11, A=23 c) Z=17, A=35 d) Z=20, A=40 e) Z=51, A=119 f) Z=1; A=3. Considere todas las especies neutras.**
9. Discutir el concepto de isótopos. Dé ejemplos.
10. Verifique que el peso atómico del cloro es 35,45 con la siguiente información:
 ^{35}Cl , masa = 34,96885 ; abundancia porcentual = 75,77%
 ^{37}Cl , masa = 36,96590 ; abundancia porcentual = 24,23%
11. Calcule el peso atómico del plomo sabiendo que las abundancias relativas son las siguientes:
 ^{204}Pb (1,4%), ^{206}Pb (24,1%), ^{207}Pb (22,1%), ^{208}Pb (52,4%)
12. La abundancia natural del ^3He es 0,000137%. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones existen en un átomo de este tipo? ¿El PA reportado en la tabla periódica será próximo al PA de este isótopo? Justifique su respuesta.
13. De acuerdo con la suma de las masas de sus partículas subatómicas, ¿de cuál átomo esperaremos que tenga mayor masa: de un átomo de ^3He o de un átomo de ^3H (al cual llamamos también *tritio*)?
14. ¿Cómo se denominan los átomos con carga? Mencione y esquematice los procesos que conducen a ellos.
15. Describir el número de partículas elementales que tendrá cada especie con las características indicadas. Representarlas adecuadamente buscando su símbolo en la tabla periódica: a) Z=15,

A=31, carga -3 b) Z=11, A=23, carga +1 c) Z=17, A=35, carga -1 d) Z=20, A=40, carga +2 e) Z=51, A=119, carga +3 f) Z=1; A=3, carga +1. Compare estos resultados con los del ejercicio 6.

16. Corregir los errores de la siguiente tabla:

	Z	A	n	e (-)	p(+)
N	7	14	7	7	7
I²⁻	53	127	53	55	53
Co³⁻	27	59	27	30	27
Al	13	14	27	13	13
Cu³⁺	29	63	34	29	29
Ca²⁺	20	40	20	22	20

17. Complete los espacios en la siguiente tabla:

Símbolo	Co ³⁺			
Protones		34	76	80
Neutrones		46	116	120
Electrones		36		78
Carga neta			2+	

- Distinguir los diferentes grupos de elementos y su ubicación en la tabla periódica.
- Discutir el significado de número de oxidación. Asignar a cada grupo de la tabla periódica el número de oxidación más común.
- Esquematice a través de ecuaciones químicas la pérdida o ganancia de electrones para cada grupo de la tabla periódica según la tendencia general del mismo.
- Calcular el número de oxidación para cada elemento de las siguientes especies: K₂O, CaO, Li₂O, MgO, Al₂O₃. ¿Qué tienen en común todos ellos?
- Construir todos los compuestos posibles por combinación entre los siguientes iones:

Cationes	Aniones
Fe ⁺²	O ²⁻
H ⁺	CO ₃ ⁻²
Na ⁺	OH ⁻
Mn ²⁺	ClO ⁴⁻
	Cl ⁻

23. Agrupe y nombre los compuestos del ejercicio anterior según sean óxidos, sales, hidróxidos o ácidos.
24. Escriba la fórmula, complete la tabla y nombre los compuestos iónicos formados por cada par de cationes y de aniones, como se puede apreciar en el primer par:

Ion	K ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Fe ³⁺
Cl ⁻	KCl Cloruro de potasio			
OH ⁻				
CO ₃ ⁻²				
PO ₄ ⁻³				
NO ₃ ⁻				

Seminario N°2: ESTRUCTURA ELECTRÓNICA

1. ¿Qué son los espectros atómicos? ¿Qué diferencia existe entre un espectro de emisión y uno de absorción?
2. a) Discuta las hipótesis del modelo de Bohr. b) Indique una expresión para la energía del electrón para un átomo hidrogenoide c) Mencione las diferencias que existen entre el modelo de Bohr y el modelo aceptado en la actualidad.
3. Utilizando la ecuación propuesta por Bohr calcule las energías de un electrón perteneciente a un átomo hidrogenoide de número atómico igual a uno, dos y tres. Realice el cálculo para el estado fundamental, 1^{ro}, 2^{do} y 3^{er} estado excitado. ¿De qué manera podría influir esto en la estabilidad de los átomos?
4. Deduzca una expresión que le permita calcular la diferencia de energía entre dos niveles electrónicos
5. Utilizando la expresión deducida en el punto anterior calcule la diferencia de energía entre los niveles 1 y 3, 1 e infinito para un átomo hidrogenoide de $Z = 11$. ¿Qué significado físico tiene la última transición? Represente el proceso utilizando una ecuación química.
6. Utilice la ecuación de Planck para hallar una expresión que relacione la diferencia de energía entre dos niveles electrónicos y la longitud de onda de la radiación electromagnética (luz) emitida o absorbida.
7. Aplicando la expresión deducida en el punto anterior calcule la longitud de onda del fotón emitido cuando un electrón del átomo de hidrógeno se desexcita desde $n=3$ a $n=2$.
8. **La serie de Balmer corresponde a las transiciones (saltos) del electrón del átomo de hidrógeno que se efectúan entre cualquier nivel inicial $n > 2$ hasta n final = 2. Diga cuál es el nivel inicial que corresponde a las siguientes líneas espectrales de la serie de Balmer: 6564,7 Å, 4862 Å, 4341,7 Å.**
9. En el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea a $1,02 \cdot 10^{-7}$ m. Determine:
 - a) La variación de energía asociada a la transición electrónica que da lugar a esa línea del espectro.
 - b) Sabiendo que n inicial es igual a 1, ¿cuál es el nivel energético superior?
10. Cuando un electrón absorbe energía se excita a un estado de mayor energía. ¿Cuál de las siguientes transiciones requerirá radiación de mayor longitud de onda? a) de $n = 2$ a $n = 4$; b) de $n = 1$ a $n = 4$.
11. Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es $-13,625$ eV, calcule:
 - a) La frecuencia de la radiación necesaria para

ionizar el hidrógeno. b) La longitud de onda, en nm, y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al $n = 2$.

12. Calcule el número máximo de electrones que pueden ubicarse en cada nivel.
13. Escriba las estructuras electrónicas simplificadas de los primeros 18 elementos de la tabla periódica. ¿Observa algún comportamiento regular?
14. Discuta el significado y las implicancias de la llamada regla del octeto. ¿Qué podemos predecir utilizando esta regla?
15. Utilizando los conceptos del modelo actual del átomo, escriba las estructuras electrónicas detalladas de los primeros 18 elementos de la tabla periódica.
16. Escriba las estructuras electrónicas de los siguientes iones y/o elementos: He, Li⁺, Na⁺, O²⁻, F⁻, C⁴⁻ y N³⁻. Finalmente compare estas estructuras con las de los gases nobles más cercanos. ¿Qué comportamiento común observa?
17. Indique:
 - a) La posición en la tabla periódica y el estado de oxidación más probable de un elemento cuyos electrones de valencia poseen la configuración $3s^2$;
 - b) Si se tratará de un metal o un no metal, un elemento cuya configuración electrónica de su último nivel energético es $4s^2 4p^5$.

Seminario N°3: TABLA PERIÓDICA

1. Defina potencial de ionización (PI). Escriba una reacción química que represente ese proceso. Finalmente indique como varía en la tabla periódica
2. Utilizando la expresión de Bohr, calcule las energías de las órbitas para H, He⁺ y Li²⁺ (todos ellos átomos hidrogenoides). Compare y relacione estos resultados con los valores de PI de cada elemento.
3. ¿Por qué en los halógenos la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento?
4. Identifique los elementos utilizando los siguientes datos: a) grupo II período VII; b) grupo 1 período III; c) grupo VI período 2.
5. **Mencione en que grupo y períodos se encuentran los elementos conocidos como metales alcalinos. ¿Qué similitud tienen? (considere su estructura electrónica) Realice este procedimiento para todos los elementos representativos.**
6. Describa las propiedades periódicas tales como la electroafinidad, el radio atómico y electronegatividad. ¿Cómo cambian los tamaños de los átomos al moverse a) de izquierda a derecha a lo largo de un período b) de arriba hacia abajo en un grupo.
7. Realice el mismo procedimiento que en el ejercicio anterior para todas las propiedades periódicas.
8. La primera energía de ionización del Ar y su afinidad electrónica son valores positivos. ¿Cuál es el significado de un valor positivo en cada caso?
9. Ordene los átomos siguientes en orden creciente de radio atómico: F, Cl, O, P y Mg.
10. **Las dos tablas siguientes corresponden a radios atómicos:**

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F
Radio (Å)	1,23	0,89	0,80	0,77	0,70	0,66	0,64

Elemento	Li	Na	K	Rb	Cs
Radio (Å)	1,23	1,57	2,03	2,16	2,35

Utilizando el concepto de carga nuclear efectiva mencione y justifique las variaciones del radio atómico a la largo de un mismo período y de un mismo grupo

11. Defina radio iónico y explique por qué éste aumenta al descender en un grupo de la tabla periódica.
12. ¿Cómo explica el hecho de que los cationes monoatómicos sean más pequeños que los átomos neutros que le dieran origen? ¿Qué sucede con los aniones?

13. Explique las variaciones en los radios atómicos o iónicos: a) $I^- > I > I^+$; b) $Ca^{2+} > Mg^{2+} > Be^{2+}$; c) $Fe > Fe^{2+} > Fe^{3+}$
14. Defina el concepto de isoelectrónico. a) Justifique la observación experimental que indica que de las especies isoelectrónicas F^- y Na^+ el anión posee mayor tamaño; b) ¿Qué átomo es isoelectrónico con cada uno de los siguientes iones: Al^{3+} ; Ti^{4+} ; Br^- ; Sn^{2+} ?

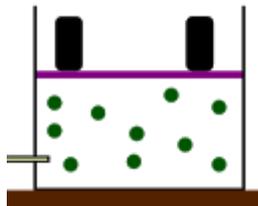
Seminario N°4: ENLACES QUÍMICOS

1. Describa el modelo que interpreta el enlace metálico. Mencione las características de este tipo de sustancias. Ejemplifique.
2. Describa el enlace iónico. Mencione cuales son las características más sobresalientes de este tipo de sustancias. Ejemplifique.
3. ¿Podemos decir que los compuestos iónicos existen como moléculas? ¿Por qué?
4. ¿Qué herramienta puede utilizar para predecir si un enlace será iónico o covalente?
5. Describa las uniones covalentes y establezca una clasificación en base a la polaridad de los enlaces presentes. Defina el momento dipolar.
6. Mencione las características principales de los compuestos moleculares.
7. a) Calcule el momento dipolar del HCl suponiendo que existe una carga igual a la de un electrón sobre cada uno de los átomos y sabiendo que la longitud del enlace es de 1,27 Å. b) Si el momento dipolar experimental de esa molécula es de 0,22 e·Å (donde e⁻ es la carga del electrón) calcule la carga real que reside sobre cada átomo. En base a los resultados de a y b discuta la naturaleza del enlace.
8. Prediga cual de las siguientes especies tendrá momento dipolar distinto de cero. H₂, O₂, H₂O, NaCl, HF.
9. Explique la representación de Lewis de las estructuras moleculares.
10. **Escriba los nombres y dibuje las estructuras de Lewis de las siguientes especies: a) Cl₂O; b) Cl₂O₇; c) NH₃; d) CO; e) ClO⁻; f) NH₄⁺; g) N₂O₄; h) HNO₃; i) H₂SO₄; j) CO₃²⁻; k) NaCl; l) CaBr₂; m) PO₄³⁻; n) HPO₄²⁻.**
11. Defina los conceptos de energía reticular y energía de enlace. ¿A que tipo de enlace se aplica cada uno de ellos?
12. ¿Qué relación existe entre la energía de enlace y la distancia de enlace? Ejemplifique.
13. Para cada una de las siguientes moléculas o iones de azufre y de oxígeno, escriba una estructura sencilla de Lewis que cumpla con la regla del octeto: a) SO₂; b) SO₃; c) SO₃²⁻. Clasifique estas moléculas / iones en orden de distancia de enlace S–O creciente.
14. Prediga el orden de las longitudes de enlace C–O en CO; CO₂ y CO₃²⁻.
15. Explique el concepto de polarizabilidad y a través de un ejemplo mencione cómo afecta el carácter del enlace. Finalmente, diga cuáles propiedades físicas se verán afectadas por presencia de este fenómeno.

Seminario N°5: GASES

(Problemas conceptuales: 4, 5, 15)

- De qué manera difiere un gas de un líquido respecto a cada una de las siguientes propiedades:
 - densidad
 - capacidad de comprimirse
 - facilidad para mezclarse con otras sustancias de la misma fase para formar mezclas homogéneas
- Marte tiene una presión atmosférica promedio de 0,07 atm. ¿Sería más fácil o más difícil beber con un sorbete en Marte que en la Tierra? Explique su respuesta.
- Asuma que tiene una muestra de gas dentro de un recipiente con un pistón móvil, como el que aparece a continuación.
 - Dibuje de nuevo el recipiente para mostrar qué podría verse si se incrementa la temperatura del gas de 300 a 500 K, mientras la presión permanece constante.
 - Dibuje de nuevo el recipiente para mostrar cómo se vería si la presión en el pistón aumenta de 1,0 a 2,0 atm mientras la temperatura se mantiene constante.

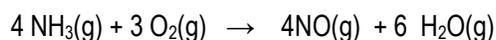


- Considere la siguiente reacción química:
$$2 \text{CO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g})$$
Imagine que esta reacción ocurre en un recipiente que tiene un pistón que se mueve para permitir que se mantenga la presión constante cuando ocurre una reacción a temperatura constante.
 - ¿Qué sucede con el volumen del recipiente como resultado de la reacción? Explique su respuesta.
 - Si se impide el movimiento del pistón, ¿qué sucede con la presión como resultado de la reacción?
- Un buceador que se encuentra en el fondo del mar a una profundidad donde la presión es 1520 torr y la temperatura es 5,0 °C, infla un globo con el aire que sale de su máscara hasta que el volumen del globo es 20,0 cm³ y lo suelta. El globo sube a la superficie donde la presión

atmosférica es 1,00 atmósfera y la temperatura es 27°C.

- a) Diga si el volumen del globo será mayor o menor al llegar a la superficie y justifique su respuesta.
 - b) Determine el volumen del globo al llegar a la superficie y expréselo en litros.
6. Una masa de un gas ocupa 12.400 mL a una presión de 170 torr y a una temperatura de 750 K. ¿Cuál será la presión final que ejercerá este gas expresada en atm, mm de Hg y cm de columna de agua, cuando su volumen sea de 8,3 L? ($\delta_{\text{Hg}} = 13,6 \text{ gr/cm}^3$).
7. a) Una cantidad fija de gas se comprime, a temperatura constante, de un volumen de 566 mL a uno de 308 mL. Si la presión inicial fue de 622 mm de Hg, ¿cuál es la presión final?
- b) ¿Cuál es el volumen final de un gas si una muestra de 3,0 L se calienta de 23 a 350 K a presión constante?
- c) Un gas originalmente a 15°C y con un volumen de 233 mL se comprime a 150 mL, mientras su presión permanece constante. ¿Cuál es su temperatura final?
8. Calcular el volumen que ocupan 3 g de hidrógeno a 2 atm y 360 K.
9. Un gas ocupa un volumen de 0,05 L a 40°C y 640 torr. Calcular el volumen del gas en CNTP.
10. Calcular el peso molecular de un gas que tiene una densidad de 1,84 g/L a 52°C y 600 mm de Hg .
11. Calcule la densidad de un gas a 27°C y 0,870 atm, si el peso molecular es 34,1 g/mol.
12. Un tanque de 10,0 L de He se llena a una presión de 150 atm. ¿Cuántos globos de 1,5 L pueden ser inflados a una presión de 1 atm con el He del tanque?. Suponga que la temperatura permanece constante.
13. El ciclopropano es un gas que se utiliza como anestésico general. El gas tiene una densidad de 1,50 g/L a 50°C y 0,948 atm.
- a) ¿Cuál es el peso molecular del mismo?
 - b) La fórmula mínima es CH_2 . ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?.
 - c) ¿Qué volumen ocuparán 2,4 moles de dicho gas a 98°C y 714 Torr.?
14. El dirigible Hindenburg tenía un volumen de hidrógeno de 2×10^8 L.
¿Cuántos gramos de hidrógeno se necesitan para llenar la nave a presión de 0,9 atm y una temperatura de 18°C?
15. El cloro y el ozono, se emplean para purificar agua para uso humano. Suponiendo que el volumen de una cierta muestra de cloro es de 5,6 L a 740 torr y 33 °C.
- a) ¿Qué volumen ocupará en CNPT?
 - b) ¿A cuántos moles de Cl_2 corresponde dicha cantidad?
 - c) ¿Cuántos átomos y moléculas de cloro contiene la muestra?

- d) Si se emplea ozono a la misma presión y temperatura. ¿Qué peso de O₃ contendría? ¿A cuántos moles de O₃ y átomos de oxígeno corresponden?
- e) Compare el número de moles de Cl₂ y de O₃. A que conclusión arriba.
16. Un gas ocupa un volumen de 200cm³ a una presión de 760 mmHg. ¿Cuál será su volumen si la presión aumenta a 900 mmHg?
17. Se tiene un gas a una temperatura de 25°C, con un volumen de 70 cm³, a una presión de 586 mmHg. ¿Qué volumen ocupará si la temperatura disminuye a 0 °C?
18. Una masa de hidrógeno ocupa un volumen de 2,0 L, a una temperatura de 38 °C y una presión de 696 mmHg. ¿Cuál será su presión si su temperatura aumenta a 60 °C y su volumen a 2,3 L?
19. Una masa de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 200 L, a una presión de 0,8 atm y a una temperatura de 22 °C
¿Cuántos moles de hidrógeno se tienen? ¿A qué masa equivale el número de moles contenidos en el tanque?
20. Una masa de oxígeno gaseoso ocupa un volumen de 70 litros en un recipiente que se encuentra a una presión de 1,5 atmósferas y a una temperatura de 298 K. Determina:
¿Cuántos moles de oxígeno se tienen?
¿Qué masa, en gramos, de oxígeno contiene el recipiente?
21. En la primera etapa de un proceso industrial para producir ácido nítrico, el amoníaco reacciona con oxígeno en presencia de un catalizador adecuado para formar óxido nítrico y vapor de agua:



- ¿Cuántos litros de NH₃(g) a 850°C y 5,00 atm se requieren para que reaccionen con 1,00 mol de O₂(g) en esta reacción?
22. Calcule la velocidad rms de un átomo de He a 25°C.
23. Un gas desconocido compuesto por moléculas biatómicas homonucleares efunde a una velocidad que es tan sólo 0,355 veces la del O₂, a la misma temperatura. Calcule la masa molar del gas desconocido e identifíquelo.
24. ¿Cuál es la concentración en partes por millón (ppm) del vapor de agua en una muestra de aire, si la presión parcial del agua es de 0,80 torr y la presión total del aire es de 735 torr?
25. ¿Qué es el ozono? ¿A qué se debe su capacidad para proteger la superficie terrestre de la radiación ultravioleta? ¿Cuáles son las sustancias que agotan el ozono, cuáles son sus usos más comunes y cómo se liberan a la atmósfera?

26. ¿Cuáles son los gases de efecto invernadero? ¿Dónde se emiten? ¿Cuáles son las consecuencias aparentes del aumento de concentración de estos gases en la atmósfera, ocasionada en los últimos años / siglos?

Seminario N°6: SOLUCIONES

(Problemas conceptuales: 16, 17, 19)

1. Realice una clasificación de la materia en función de su composición. Distinguir mezclas y sustancias puras. Indicar algunas de las propiedades que caracterizan a las sustancias puras y las mezclas. ¿Cómo podría diferenciar entre una sustancia pura y una mezcla?
2. Discuta las diferencias entre propiedades extensivas e intensivas. Ejemplifique.
3. ¿Qué tipo de propiedad es la densidad? ¿Qué información nos brinda? ¿A qué tipo de materia se aplica?
4. Agrupe a las siguientes mezclas según sean homogéneas o heterogéneas: a) arena en agua b) NaCl completamente disuelto en agua c) etanol al 96% en agua d) NaCl completamente disuelto en agua con cristales de SiO_2
5. Defina soluto y solvente. Identifique a cada uno en las mezclas del ejercicio anterior.
6. Defina solubilidad y solución saturada. Utilizando un gráfico explique cómo varía la solubilidad de un sólido en agua en función de la temperatura. ¿Esta regla se cumple para todas las sustancias sólidas?
7. Calcule para cada caso la cantidad de soluto que deberá agregar a 500 mL de agua a 20 °C de manera de obtener soluciones saturadas: a) $S_{\text{NaCl}} = 35 \text{ g de sal/100 g de H}_2\text{O}$ b) $S_{\text{CaCl}_2} = 76 \text{ g de sal/100 g de H}_2\text{O}$ c) $S_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 11 \text{ g de sal/100 g de H}_2\text{O}$
8. Un químico le entrega una solución preparada disolviendo una masa conocida de la sustancia pura A en agua destilada y llevando a volumen en un recipiente volumétrico. ¿Qué datos necesita para calcular la concentración en las siguientes unidades: a) %p/p, b) %p/v
9. Una solución acuosa contiene 3,2 % p/p de glucosa y tiene una densidad de 1,03 g/mL. ¿Cuántos gramos de glucosa hay en 400 mL de solución?
10. **¿Cuál será la concentración de una solución que se preparó disolviendo 3,5 gr de una sal en 50 mL de agua? Expresar los resultados en a) %p/p y b) %p/v.**
11. Mencione el significado de la palabra mol y molaridad.
12. Calcule el peso molecular de las siguientes especies: a) H_2SO_4 , b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, c) NH_2CONH_2 , d) H_2O
13. Calcule el número de moles presentes en las siguientes cantidades de muestra: a) 250 mL de solución 0,23 M de NaOH b) 120 mL de solución 0,12 M de ácido clorhídrico.
14. Calcule la molaridad de una solución que contiene 12,5 gr de NaNO_3 en 120 mL de agua.

15. a) ¿Qué volumen de solución 4 %p/v puede preparar si cuenta con 50 mL de una solución madre 36%p/v?; b) ¿Qué volumen de esa solución madre necesitaría para preparar 300 mL de otra solución 22%p/v?
16. a) Calcular la molaridad (M) de una solución que contiene 148 gramos de Ca(OH)_2 en 500 mL de solución. B) Si se toman 100 mL de la solución anterior y se lleva con agua destilada a un volumen de 1000 mL. ¿Cuál es la molaridad (M) de la nueva solución?
- 17. Se tiene en existencia una solución de NH_3 14,8 M. a) Cuántos mL de esa solución debe diluir para preparar 1000 mL de NH_3 0,250 M?; b) Si toma una porción de 10 mL de la solución en existencia y la diluye hasta un volumen de 0,500 L, ¿cuál será la concentración de la solución final?**
18. El glicerol es una sustancia ampliamente utilizada en la fabricación de cosméticos, alimentos, anticongelantes y plásticos. El glicerol es un líquido soluble en agua con una densidad de 1,2656 g/L a 15 °C. Calcule la molaridad de una solución de glicerol que se preparó disolviendo 50,0 mL de glicerol a 15 °C en agua suficiente para obtener 250,0 mL de solución.
19. En un recipiente se introducen 74 gramos de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ y 1,64 moles de $\text{Zn}(\text{s})$, éstos reaccionan para dar $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{ZnSO}_4(\text{aq})$. Calcular: a) el número de moléculas de la sal que se forman; b) indicar cuál es el reactivo en exceso y cuantos gramos de éste quedan sin reaccionar; c) calcular la masa de reactivo en defecto que debe agregarse para que reaccione completamente el reactivo que estaba en exceso; d) calcular el aumento de masa de sal al reaccionar las cantidades del inciso c).
20. Un método común para la preparación de oxígeno gaseoso en el laboratorio utiliza la descomposición térmica de clorato de potasio (KClO_3). Considerar que la descomposición es completa y calcular el número de gramos de O_2 gaseoso que se obtendrá a partir de 46,0 g de KClO_3 . (Los productos son KCl y O_2).
21. La fermentación de los azúcares es un proceso bioquímico complejo que produce, en ciertas condiciones, alcoholes. Por ejemplo, la glucosa se convierte por fermentación en etanol y dióxido de carbono según la siguiente reacción: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucosa) \rightarrow 2 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol) + 2 CO_2 . Si se fermentan 500,4 g de glucosa, ¿cuál es la cantidad de etanol, en gramos y en litros, que se obtendrá? (Densidad del etanol = 0,789 g/mL).
22. Todas las sustancias que se mencionan a continuación, pueden aportar nitrógeno al suelo: i. Urea: $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$; ii. Nitrato de amonio: NH_4NO_3 ; iii. Guanidina: $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$. a) ¿Cuál de ellos será la fuente más rica en N, si nos basamos sólo en el contenido porcentual en masa de nitrógeno?; b) Calcule la cantidad de átomos de N que se agregarán a una maceta, cuando se depositan 2,25 g de cada uno de ellos; c) Preparamos una solución de urea disolviendo 0,105 kg

de esa sustancia en la cantidad necesaria de agua para obtener 145 cm^3 de solución. Cuál será la concentración de la solución expresada en g/L; en %m/V y en M; d) Para regar una superficie de $1,2 \cdot 10^4 \text{ cm}^2$, debemos diluir la solución anterior de manera tal que su concentración sea 10 %m/V ¿Qué volumen de dicha solución se deberá tomar para preparar 1 litro de solución diluida?; e) Si queremos regar una superficie de $1,5 \cdot 10^4 \text{ m}^2$, ¿qué volumen de solución diluida habrá que preparar?

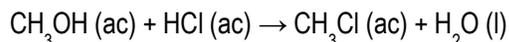
23. Si debe preparar 4L de un fungicida con una concentración de 0,25 %P/V a partir de un producto comercial que se consigue en el mercado a una concentración de 7,5 %P/V
- ¿Cuánto producto debería comprar?
 - Describe el procedimiento que utilizaría para su preparación

Seminario N° 7: CINÉTICA QUÍMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

(Problemas conceptuales: 6, 11, 12)

1. ¿Como se define la velocidad de una reacción química? Exprésela adecuadamente para una reacción genérica.
2. Grafique como variará la concentración de reactivos y productos en función del tiempo par una reacción química cualquiera.
3. En la reacción: $A \rightarrow P$, la velocidad de reacción es 0,025 moles / (L x min) cuando la concentración de A es 0,40 M. Calcule cual sería el valor de la velocidad cuando la concentración de A es 0,10 M.

4. Se midió la desaparición del HCl para la siguiente reacción:



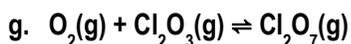
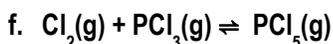
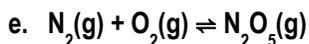
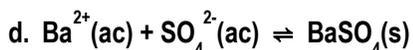
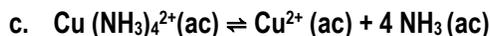
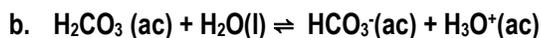
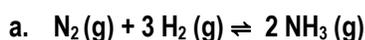
Se obtuvieron los siguientes datos:

Tiempo (min)	[HCl] (M)
0,0	1,85
54,0	1,58
107,0	1,36
215,0	1,02
430,0	0,58

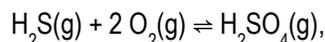
- a) Calcule la velocidad promedio de la reacción en M/s, para el intervalo de tiempo entre cada medición.
 - b) Grafique [HCl] en función del tiempo, y determine las velocidades instantáneas en M/min y M/s a $t = 75,0$ min y $t = 250$ min.
5. Defina tiempo de vida media. Escriba una expresión que permita calcularlo.
 6. La descomposición de H_2O_2 en O_2 y H_2O es de primer orden. Su $t_{1/2}$ es 5,80 minutos. Calcule: a) La concentración de agua oxigenada al cabo de 10 minutos si la concentración inicial es 0,50 M. b) El tiempo necesario para disminuir la concentración desde 0,50 M hasta 0,10 M.
 7. El yodo molecular $\text{I}_2(\text{g})$ se disocia en los átomos de yodo a 625 K con una constante de velocidad de primer orden de $0,271 \text{ s}^{-1}$. a) ¿Cuál es la vida media de esa reacción? b) Si

comienza con I_2 0,0050 M a esta temperatura, ¿cuánto quedará después de 5,12 s si asume que los átomos de yodo no se combinan de nuevo para formar I_2 ?

8. ¿Qué son los catalizadores? ¿Bajo que nombre se conoce a los catalizadores biológicos?
9. ¿Cuál es la diferencia entre una reacción irreversible (o completa) y una reversible (o incompleta o de equilibrio)?
10. ¿De qué modo puede asegurarse que un proceso químico ha alcanzado el equilibrio? ¿Qué tipo de equilibrio es el equilibrio químico?
11. Realice un gráfico en donde se represente la variación de la concentración de reactivos y productos en función del tiempo. Tome como modelo el siguiente sistema: $aA + bB \leftrightarrow cC$
12. Discuta que representa, o que información nos brinda, la constante de equilibrio de una reacción química.
13. Mencione cual es el significado práctico de tener una reacción cuya constante de equilibrio sea mucho menor que uno. ¿Qué sucede cuando K es mucho mayor que 1?
14. **Escriba las expresiones para la constante de equilibrio en términos de concentraciones en los siguientes casos.**



15. En la condición de equilibrio de la reacción:



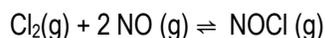
las concentraciones de cada especie son; $[H_2SO_4] = 3,45$ M, $[O_2] = 0,25$ M y $[H_2S] = 1,24$ M.

Determine el valor de la K_{eq} .

16. Dado el valor $K_c = 2 \cdot 10^{-10}$, a $25^\circ C$, para la reacción:



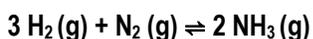
Calcula el valor de K_c para la reacción:



17. Diga si las siguientes reacciones son favorecidas en los reactivos o en los productos.

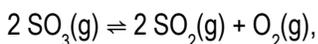
- a. $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 4 \text{NH}_3(\text{ac}) \quad K = 1,5 \times 10^{-3}$
 b. $\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+}(\text{ac}) + 4 \text{NH}_3(\text{ac}) \quad K = 1,0 \times 10^{-7}$

18. Si en cada reacción del punto anterior hay una concentración de reactivo en el equilibrio de 0,10 M, ¿en qué solución es mayor la concentración de amoníaco?
 19. Enuncie el principio de Le Chatelier.
 20. **La formación de amoníaco a partir de sus elementos es un proceso industrial importante conocido como síntesis de Haber-Bosch.**



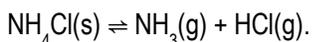
- a. ¿Cómo cambia la composición en el equilibrio cuando se agrega H_2 adicional? ¿Y cuando se agrega NH_3 adicional?
 b. ¿Cuál es el efecto sobre el equilibrio cuando se incrementa la presión del sistema? ¿Cambia la composición de equilibrio?
 21. Para la reacción, $3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$, en un tambor de 10 litros, se logra el equilibrio cuando existen 2 moles de H_2 , 4 moles de N_2 y 5 moles de NH_3 . Determine la concentración molar de cada especie y el valor de la K_{eq} .

22. Determine el valor de la $[\text{O}_2]$ que debe existir en el equilibrio de la reacción;



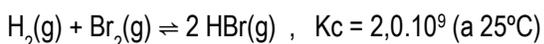
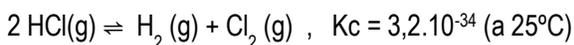
si la $[\text{SO}_2] = 0,125 \text{ M}$, la $[\text{SO}_3] = 2,75 \text{ M}$ y la K_{eq} tiene un valor de 0,01.

23. Cuando se calienta Cloruro de Amonio, NH_4Cl , se alcanza el equilibrio con amoníaco y cloruro de hidrógeno, según la ecuación:

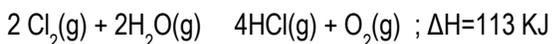


Se ha encontrado que el equilibrio, a 500°C , en un recipiente de 5,0 L, está formado por 2,0 moles de amoníaco, 1,0 mol de NH_4Cl y 2,0 mol de HCl. Calcular K_c y K_p a esta temperatura.

24. Se desea eliminar el hidrógeno molecular presente en un matraz. Razónese que será mejor introducir, ¿ Br_2 o Cl_2 ?



25. Suponiendo que en la siguiente reacción se ha alcanzado el equilibrio:



¿Que le sucederá al número de moles de agua si;

- a) ¿Se introduce algo de oxígeno?
 - b) ¿Se introduce algo de Cl_2 ?
 - c) ¿Se elimina algo de HCl ?
 - d) ¿Se disminuye el volumen del recipiente?
 - e) ¿Se baja la temperatura?
26. Un sistema cerrado que en un principio contiene $[\text{H}_2] = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y $[\text{I}_2] = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ a $448 \text{ }^\circ\text{C}$, se permite que alcance el equilibrio. Al analizar la mezcla de equilibrio se encontró que la concentración de HI es $1,87 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Calcule K_c a $448 \text{ }^\circ\text{C}$ para la reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$

Seminario Nº 8: EQUILIBRIO IÓNICO

(Problemas conceptuales: 6, 7, 10)

1. Escriba las ecuaciones de disociación de una base fuerte y un ácido fuerte.
2. Realice lo mismo que en el punto 1 para ácidos y bases débiles.
3. ¿Indique como calcularía el pH de una solución de un ácido fuerte y de una base fuerte?
4. ¿A qué se denomina autoionización del agua? Represente dicho proceso a través de una ecuación química y su correspondiente constante de equilibrio.
5. Calcule las concentraciones molares de H^+ y OH^- en una solución acuosa de $pH=6,5$; $pH=7$ y $pH=8,9$. ¿Cuál es equilibrio dominante?
6. Calcule las molaridades de H^+ y OH^- en una solución acuosa de $Ba(OH)_2$ de concentración 0.003 M. Escriba las ecuaciones químicas de todos los equilibrios presentes.
7. Calcule el pH y el pOH de cada una de las siguientes soluciones acuosas de ácido o base fuerte: a) NaOH - 0,01 M; b) HCl - 0,11 M; c) $Ca(OH)_2$ - 0,008 M.
8. **30 ml de HCl concentrado, de concentración 36 % p/p y densidad 1,18 g/ml, se llevan a un volumen final de 500 ml con agua destilada. Calcular la concentración de la solución resultante en % p/p y M. Finalmente calcule el pH de la solución resultante.**
9. Proponga un método para preparar 200 ml de una solución cuyo pH sea 6,3, partiendo de una solución de HCl - 0,1 M.
10. Escriba las ecuaciones de neutralización de los siguientes ácidos frente a una solución hipotética de NaOH: HCl, HNO_3 , H_2SO_4 y H_3PO_4 . ¿Qué podría decir de los hipotéticos volúmenes gastados de base, si pretendiera neutralizar soluciones de igual concentración de los ácidos mencionados?
11. Represente las curvas de titulación vistas en las clases teóricas realizando una breve explicación de las distintas zonas de dichas curvas.
12. ¿Qué es un indicador ácido-base? ¿Cómo y para qué se los utiliza? ¿Cuál es la diferencia entre punto de equivalencia y punto final en una titulación ácido-base?
13. Calcule el pH de la solución resultante de mezclar 120 ml de HCl - 0,2 M con 110 ml de NaOH - 0,2 M.
14. ¿Qué masa de NaOH deberá pesar para preparar 1000 ml de una solución cuyo pH sea igual a 1?

15. Se necesitan 23,4 ml de una solución de HCl al 6 % p/p y densidad 1,02 g/ml para neutralizar 28,2 ml de una solución de NaOH. Calcule la molaridad de la solución de NaOH y el número de moles de HCl utilizados en la neutralización.
16. Se mezclan 42 ml de solución de HCl 0,22 M, 25 ml de solución de HCl 6 % p/v y 56 ml de solución de HCl 2,5 % p/p de densidad 1,03 g/ml. Calcular M y % p/v de la solución final. ¿Cuál será el pH final?
17. A partir de una solución concentrada de HNO₃ (63 % p/p, densidad 1,41 g/ml) se quieren preparar 3 L de solución 0,15 M. Calcular el volumen de ácido concentrado necesario y el volumen de agua que se debe agregar.
18. ¿Qué cantidad de NaOH 0,30 M deberá emplear para neutralizar la solución del punto anterior?
- 19. Al titular una solución de HCl se gastan 25 ml de solución de NaOH (solución A). Al repetir la titulación con otra solución de NaOH (solución B) se gastaron 30 ml de base. Al usar otra solución de NaOH (solución C) se gastan 27,2 ml. Ordene en forma creciente la concentración de las soluciones A, B y C de NaOH. ¿Qué dato haría falta para calcular las concentraciones de dichas soluciones?**
20. Si 50ml de una solución 0,252 M de HCl neutralizan exactamente 28 ml de una solución de KOH, calcular la molaridad de la base. Represente con ecuaciones químicas el proceso anterior.
21. ¿De que manera puede calcular el pH de una solución de un ácido débil y de una base débil?
22. Calcule el pH resultante al mezclar 0,1 mol de HCN en 1000 ml de agua. $K_a=4.9 \cdot 10^{-18}$
23. La constante del ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$ a 25°C
- ¿Cuál es el pH de una disolución de acético inicialmente 0,5 M?
 - ¿Cuál sería la molaridad de una disolución de HCl para que su pH sea igual al de la disolución anterior?
24. Para que una disolución de NH₃ tenga un pH=10 ¿Cuál debe ser la M de la disolución? $K_b=1,8 \cdot 10^{-5}$.
25. Calcule la concentración de H⁺ de las siguientes soluciones:
a- 0,1 M HClO $K_{b, ClO^-} = 3.3 \cdot 10^{-7}$, b- HNO₂ $K_{b, NO_2^-} = 4.5 \cdot 10^{10}$.

Seminario N° 9: TERMODINÁMICA

(Problemas conceptuales: 10, 15, 17)

1. Definir los siguientes términos: energía, trabajo, calor, temperatura y variable termodinámica.
2. Definir sistema, entorno y universo. Definir sistema adiabático, sistema cerrado y sistema abierto.
3. Enunciar el primer principio de la termodinámica. Discutir el significado de energía interna.
4. En un proceso determinado un sistema absorbe 50,0 calorías mientras desarrolla un trabajo contra el medio externo de 30,0 calorías. ¿Cuál fue la variación de energía interna del sistema, la del entorno y la del universo?
5. **Un gas encerrado en un recipiente con pistón móvil de libre movimiento, ocupa un volumen de 3,20 L. Si se expande hasta 4,90 l contra la presión externa de 720 mmHg. Calcular el trabajo realizado por el sistema en l-atm, cal., joule y ergios.**
6. Defina calor. Defina temperatura. Indique como puede calcularse la cantidad de calor puesta en juego en procesos en los que una sustancia pura cambia su temperatura y en los procesos de cambio de estado de una sustancia pura.
7. Defina entalpía en función de otras variables y funciones termodinámicas. Indique la ventaja del uso de la entalpía en procesos químicos.
8. Observe la importancia de la diferencia en el número de moles gaseosos de los estados inicial y final sobre el valor de la diferencia entre ΔE y ΔH . Deduzca la relación entre ΔE y ΔH para el caso particular de una reacción química.
9. Las estalactitas y estalagmitas de piedra caliza se forman en las grutas debido a la siguiente reacción:
$$\text{Ca}^{+2}(\text{ac}) + 2 \text{HCO}_3^{-}(\text{ac}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

Si se forma 1 mol de CaCO_3 a 298 K y 1 atm de presión, la reacción realiza 2,47 kJ de trabajo cuando el CO_2 regresa a la atmósfera. Al mismo tiempo, se absorben 38,95 kJ de calor del ambiente. ¿Cuáles son los valores de ΔH y de ΔE para esta reacción?
10. Enuncie la ley de Hess.
11. El calor de formación de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ es de -195,6 Kcal/mol. El de $\text{CO}_2(\text{g})$ es de -94,1 Kcal/mol y el de $\text{CO}(\text{g})$ es de -26,4 Kcal/mol. Con estos datos deduzca si la reacción: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{CO}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{CO}_2(\text{g})$ será endo o exotérmica.
12. Calcular el calor de formación del CH_4 y la variación de energía interna durante la reacción. Datos: ΔH combustión $\text{H}_2 = -68,3$ Kcal/mol, ΔH combustión $\text{CH}_4 = -212,8$ Kcal/mol, ΔH combustión $\text{C} = -94,1$ Kcal/mol. Todos los datos corresponden a $T = 298$ K.

13. Muchos encendedores contienen butano líquido, $C_4H_{10}(l)$. Utilizando las entalpías de formación estándar, calcule la cantidad de calor producido cuando 5,00 g de butano hacen combustión completa en el aire bajo condiciones normales.
14. El etanol (C_2H_5OH) actualmente se mezcla con nafta y se utiliza para combustible de automóviles. a) Escriba la ecuación balanceada para la combustión de etanol líquido en aire. b) Calcule el cambio de energía estándar para la reacción; asuma que el $H_2O(g)$ es un producto. c) Calcule el calor producido por litro de etanol cuando hace combustión en condiciones de presión constante. El etanol tiene una densidad de 0,789 g/mL.
15. En la combustión completa de $C_2H_6(g)$ y $C_2H_4(g)$ se desprenden 372,9 Kcal/mol y 337,3 Kcal/mol, respectivamente. Calcular la variación de entalpía de la reacción: $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$, si la entalpía de formación del agua líquida es 68,3 Kcal/mol.
16. Calcule el cambio de entalpía para la reacción: $P_4O_6(s) + 2 O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s)$
Dadas las siguientes etapas de la reacción:
 $P_4(s) + 3 O_2(g) \rightarrow P_4O_6(s) \quad \Delta H = -1640,1 \text{ kJ}$
 $P_4(s) + 5 O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s) \quad \Delta H = -2940,1 \text{ kJ}$
17. La mayor parte de la energía que un organismo necesita proviene de la energía química almacenada en carbohidratos y grasas. Los carbohidratos se descomponen en glucosa, la que a su vez reacciona con el oxígeno proveniente de la respiración (O_2) en una serie de pasos para producir finalmente CO_2 , H_2O y energía.
 $C_6H_{12}O_6(s) + 6 O_2(g) \rightarrow 6 CO_2(g) + 6H_2O(l) \quad \Delta H^\circ = -2803 \text{ kJ}$
¿Qué tipo de reacción es la escrita anteriormente? ¿Qué efecto producirá sobre la temperatura del sistema?

EJERCICIOS ADICIONALES

SEMINARIO I

1.- El galio tiene dos isótopos naturales:

Uno con $A = 69$ y masa atómica $68,9257 \text{ uma}$

Otro con $A = 71$ y masa atómica $70,9249 \text{ uma}$

Calcule las abundancias porcentuales de cada uno de los isótopos si su masa atómica promedio es de $69,7231 \text{ uma}$.

2.-Determine la masa atómica promedio del boro sabiendo que está formado por 2 isótopos: ^{10}B de masa atómica $10,013$ que representa el $9,91\%$ del boro y ^{11}B con una masa atómica de $11,009$ con una abundancia de $90,09\%$.

3.- Complete la siguiente tabla:

Z	A	Nº de electrones	Elemento
	151		Eu
77	192		
	106		Pd

4.-¿Qué conjuntos de valores son posibles de la siguiente tabla? Justifique.

	A	Z	Nº de protones	Nº de neutrones
A	19	42	19	23
B	235	92	92	143
C	53	131	131	79
D	32	15	15	15
E	14	7	7	7
F	40	18	18	40

5.- Indique el número de protones, electrones y neutrones que contiene cada una las siguientes especies:

a) Cl^- ($A = 35$)

b) Fe^{+2} ($A = 57$)

c) Al^{+3} ($A = 27$)

d) S^{-2} ($A = 32$)

e) O^{-2} ($A = 16$)

SEMINARIO II

1.- Los átomos de mercurio excitados emiten luz intensa con una longitud de onda de 436 nm. ¿Qué frecuencia tiene esta radiación?

2.- La clorofila absorbe luz azul con $\lambda = 460$ nm y emite luz roja con $\lambda = 660$ nm.

a) Calcule el cambio neto de energía de la clorofila cuando se absorbe un mol de fotones de 460 nm y se emite un mol de fotones de 660 nm.

b) ¿Qué ocurrió con esa diferencia?

3.- Indique el número de electrones desapareados presentes en cada uno de los siguientes átomos: B, Ne, P, Mn, Se, I, Pb, Fe, Na.

4.- Un átomo (neutro) de un cierto elemento tiene 17 electrones. Sin consultar la tabla periódica: a) escriba la configuración electrónica del elemento en el estado fundamental, b) clasifique el elemento dentro de un grupo de la tabla periódica, c) clasifique el elemento dentro de un periodo de la tabla periódica.

5.- ¿Cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas con un gas noble:

a) Al^{3+} , b) Ca^{2+} c) F^- , d) Fe^{2+} , e) Pb^{2+} .

SEMINARIO III

1.- Basándose en la posición de la tabla periódica, elija el átomo que tenga mayor radio atómico en cada uno de los siguientes pares: a) Na, Cs; b) Be, Ba; c) N, Sb; d) F, Br; e) Ne, Xe.

2.- Acomode los siguientes átomos en orden decreciente de radio atómico: Na, Al, P, Cl y Mg.

3.- En cada uno de los siguientes pares indique cual es la especie de menor tamaño: a) Cl o Cl⁻; b) Na o Na⁺; c) O²⁻ o S²⁻; d) Mg²⁺ o Al³⁺; e) Au⁺ o Au³⁺.

4.- Ordene los siguientes iones en orden creciente de radio iónico: N³⁻, Na⁺, F⁻, Mg²⁺, O²⁻.

5.- Dos elementos tienen sus átomos con las siguientes configuraciones $1s^2 2s^2 2p^6$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. La primera energía de ionización de uno es 2080 kJ/ mol y la del otro es 496 kJ/ mol. Asigne cada valor de energía de ionización a cada una de las configuraciones propuestas.

SEMINARIO IV

1.- Las siguientes fórmulas corresponden a compuestos orgánicos, indicar para cada una de ellas la estructura de Lewis y nombrarlas:

a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ b) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ d) $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$

2.- Clasifique los siguientes compuestos en moleculares o iónicos según corresponda:

a) H_2O (agua) b) Cs_2S (sulfuro de cesio) c) H_2S (sulfuro de hidrógeno)

d) CaF_2 (fluoruro de calcio) e) Ar (argón) f) H_2 (hidrógeno)

3.- Utilice símbolos de Lewis y estructura de Lewis para diagramar la formación de SiCl_4 a partir de átomos de Si y Cl.

4.- ¿Cuál de los siguientes enlaces son polares: (a) B-Cl; (b) Cl-Cl; (c) P-F; (d) Hg-Sb; (e) O-Br? ¿Cuál es el átomo más electronegativo en cada enlace polar?

5.- La longitud de los enlaces C-S en el disulfuro de carbono (CS_2), es más corta que la esperada para los enlaces C-S sencillos. Utilice una estructura de Lewis para racionalizar esta observación.

SEMINARIO V

1.- La densidad del agua a 4°C es 1 g/cm³ ¿Cuántas moléculas están presentes en 1 litro de agua a esta temperatura?

2.- Con el fin de atraer los machos para el apareamiento, las hembras de muchas especies de insectos secretan un tipo especial de compuesto llamados feromonas. Una de estas feromonas tiene la fórmula molecular C₁₉H₃₈O. Normalmente, la cantidad de esta feromona secretada por cada hembra está en el orden de 1.05x10⁻¹²g. ¿Cuántas moléculas hay en esa cantidad?

3.- En la formación de monóxido de carbono (CO), 2,445 g de carbono se combinan con 3,257 g de oxígeno. ¿Cuántos átomos de oxígeno se combinan con cada átomo de carbono?

4.- El nivel de concentración permisible de cloruro de vinilo (C₂H₃Cl) en la atmósfera de una planta química es de 2,05 x 10⁻⁵ g / litro. ¿Cuántos moles de cloruro de vinilo en cada litro representa esa cantidad? ¿Cuántas moléculas por litro?

5.- Una pastilla de un antiácido contiene: 324 mg de aspirina (C₉H₈O₄), 1904 mg de NaHCO₃ y 1000 mg de ácido cítrico (C₆H₈O₇).

a) Calcule el número de moles de cada sustancia que contiene la pastilla.

b) ¿Cuál es el número de moléculas de aspirina en cada pastilla?

c) Calcule el número de moles de átomos de oxígeno en cada sustancia presente en cada pastilla.

SEMINARIO VI

1.- Calcule la masa de HCl puro que hay en $5,00 \text{ cm}^3$ de ácido clorhídrico concentrado de densidad $1,19 \text{ g/cm}^3$ que contiene 37,23% en masa de HCl.

2.- Se disuelven 20,00 g de NaNO_3 en agua llevándose el volumen a 0,5 litros de solución. ¿Cuál es la concentración en:

- a) g de soluto por litro de solución?
- b) g de soluto por cm^3 de solución?
- c) g de soluto por 100 cm^3 de solución?
- d) Molaridad?

3.- ¿Cuántos moles de soluto hay en 16,3 litros de una solución 0,113 M?

4.- Una solución de HNO_3 tiene una concentración de 68,1 %p/p. La densidad de la solución es $1,405 \text{ g/cm}^3$. Calcular la concentración en:

- a) % p/v
- b) moles/litro

5.- Se disuelven 160 g de H_3PO_4 en cantidad suficiente de agua como para formar 0,8 litros de solución. Teniendo en cuenta que la densidad de la solución resultante es $1,14 \text{ g/cm}^3$, calcular su concentración expresada como: a) % p/p; b) % p/v; c) g/litro; d) molaridad.

6.- Señalar y justificar cuál de las siguientes soluciones de KOH es la más concentrada:

- a) 0,0020 M
- b) $2,008 \text{ g/dm}^3$
- c) $2,00 \text{ g}/100 \text{ cm}^3$ de solución
- d) $0,551 \text{ g}/250 \text{ cm}^3$ de solución
- e) $5,0 \text{ mg}$ de K^+ / 100 cm^3

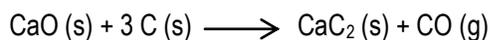
SEMINARIO VII

1.- Suponga que una clavadora olímpica que pesa 52.0 kg ejecuta un clavado recto desde una plataforma de 10m. En el punto más alto del clavado, la clavadora está 10.8m sobre la superficie del agua. A) ¿qué energía potencial tiene la clavadora en ese punto, relativa a la superficie del agua. B) suponiendo que toda la energía potencial de la clavadora se convierte en energía cinética en la superficie del agua, ¿a qué velocidad en m/s entrará la clavadora al agua. C) ¿la clavadora, efectúa trabajo al entrar al agua? Justificar.

2.- Calcule ΔE y determine si el proceso es endotérmico o exotérmico en los siguientes casos:

- Un sistema libera 113 KJ de calor al entorno y efectúa 39 KJ de trabajo sobre el entorno.
- $Q = 1.62 \text{ KJ}$ y $w = -874 \text{ J}$
- El sistema absorbe 77.5 KJ de calor mientras que efectúa 63.5 KJ de trabajo sobre el entorno.

3.- Calcule la cantidad de calor para obtener $2 \times 10^{-2} \text{ g}$ de carburo de calcio mediante el siguiente proceso:



Datos: $\Delta H_{\text{form}} \text{CaO (s)}: -151.9 \text{ Kcal/mol}$ $\Delta H_{\text{form}} \text{CaC}_2 \text{ (s)}: -15.0 \text{ Kcal/mol}$

$\Delta H_{\text{form}} \text{CO (g)}: -26.4 \text{ Kcal/mol}$

4.- La fermentación alcohólica por microorganismos comprende la ruptura de la glucosa en etanol y dióxido de carbono por la reacción:



Datos: $\Delta H_{\text{form}} \text{glucosa (s)}: -1274 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_{\text{form}} \text{etanol (l)}: -277 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_{\text{form}} \text{CO}_2 \text{ (g)}: -393.5 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_{\text{form}} \text{H}_2\text{O (l)}: -285.8 \text{ kJ/mol}$

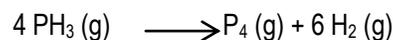
- Calcular el calor liberado por fermentación alcohólica de un mol de glucosa a 25°C y 1 atm.
- Calcule el calor de combustión de la glucosa para dar CO_2 y H_2O .
- ¿Qué porcentaje de calor total de combustión de la glucosa se libera durante la fermentación alcohólica.

SEMINARIO VIII

1.- El H_2 (g) y el I_2 (g) se combinan a través de una reacción de primer orden con respecto a cada una de las especies con $k = 1.67 \times 10^{-2} \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

Si $[\text{H}_2] = 1.51 \times 10^{-2}$ y $[\text{I}_2] = 3.02 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$. ¿Cuál es la velocidad de reacción?

2. La descomposición térmica de la fosfina es según:



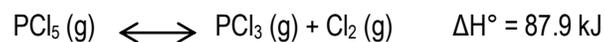
Es una reacción de primer orden con $t_{1/2}$ de 37.9 s a 719 K.

- Determine el valor de k
- ¿Cuánto tiempo se necesita para descomponer el 87.5% de la sustancia?

3. Se encuentra que una disolución acuosa de ácido acético contiene las siguientes concentraciones al equilibrio a 25°C .

$[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2] = 1.65 \times 10^{-2} \text{ M}$; $[\text{H}^+] = 5.44 \times 10^{-4} \text{ M}$; y $[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = 5.44 \times 10^{-4} \text{ M}$. Calcule la constante de equilibrio, K_{eq} , de la disociación de ácido acético a 25°C .

4. En la reacción



¿en qué sentido se desplazara el equilibrio al a) extraer Cl_2 (g); b) disminuir la temperatura; c) agregar PCl_3 .

SEMINARIO IX

1.- Calcule el pH de las siguientes soluciones suponiendo en cada caso disociación total.

a) solución de ácido clorhídrico 0.53 M

b) solución de hidróxido de sodio 0.35 M

c) solución de hidróxido de sodio preparada disolviendo 35 g de soluto con una pureza de 85% m/m en 800 ml de solución.

2. - Ordene los siguientes ácidos en función de su fuerza ácida creciente. Justificar.

Ácido nitroso, $pK_a = 3.20$

Ácido acético, $pK_a = 4.74$

Ácido fórmico, $pK_a = 3.80$

Ácido sulfhídrico, $pK_a = 7.10$

3. - El ácido cianhídrico es un ácido débil monoprótico con $K_a = 6.2 \times 10^{-10}$.

a) se dispone de una solución de cianuro de sodio 1×10^{-2} M. calcule el pH y el pOH de esa solución.

b) se dispone de otra solución de ácido cianhídrico 1×10^{-1} M. Calcule su pH.

c) el agregado de cianuro de sodio sólido a la solución utilizada en b) hará disminuir o aumentar el pH. Justifique mediante ecuaciones.

4. - Calcule el pH de 10 ml de buffer formado por ácido acético 1.0M y acetato de sodio 1.0 M antes y después del agregado de a) 0.08 moles de hidróxido de sodio y b) 0.12 moles de ácido clorhídrico. Suponga que no hay cambio de volumen por las adiciones. K_a (ácido acético) = 1.8×10^{-5} .

5.- Qué volumen de solución de fosfato diácido de potasio 0.30 M hay que agregar a 300 ml de fosfato monoácido 0.25 M para tener un buffer de $pH = 6.50$. Constantes de acidez del ácido fosfórico: $K_{a1} = 7.5 \times 10^{-3}$; $K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$; $K_{a3} = 1.0 \times 10^{-12}$.

TRABAJO PRACTICO N°1: REGLAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO QUIMICO. USO DE MATERIAL Y CALCULO DE ERRORES

NORMAS DE TRABAJO Y SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

CONSEJOS GENERALES

- ✓ No entrar en el laboratorio sin que esté presente el profesor o responsable
- ✓ Seguir las instrucciones del profesor o persona responsable
- ✓ Estudiar cada experiencia antes de llevarla a cabo
- ✓ Mantener una actitud responsable, no se deben gastar bromas, correr ni gritar
- ✓ **No comer, beber o fumar en el laboratorio de prácticas**



ELEMENTOS DE SEGURIDAD PERSONAL QUE SON OBLIGATORIOS EN EL LABORATORIO

- GUARDAPOLVO (no interesa el modelo o color)
- GAFAS PROTECTORAS. Se consiguen anteojos a un precio muy bajo; quienes lo usen por prescripción médica (anteojos recetados, pueden perfectamente seguir con ellos).
- GUANTES DE LATEX u otro material similar.

EXIGENCIAS SOBRE SEGURIDAD PERSONAL A CUMPLIR DURANTE LOS TRABAJOS DE LABORATORIO

- El cabello debe estar atado.
- No se permitirá el uso de sandalias.
- No se permitirá el uso de pantalones cortos o bermudas.

SIMBOLOS DE PELIGROSIDAD

E	Explosivo	Sustancias que pueden deflagrar y explotar espontáneamente. Debe evitarse el calor, fuego, chispas, percusión o fricción.	
O	Comburente	Sustancias que, en contacto con materiales combustibles, originan una reacción fuertemente exotérmica aumentando el peligro de incendio y su violencia. Debe evitarse el contacto con sustancias combustibles.	
F	Fácilmente inflamable	Sustancias que, por acción de una fuente de ignición, pueden arder y continuar quemando. Deben mantenerse lejos de llamas, chispas y fuentes de calor.	
F+	Extremadamente inflamable	Líquidos con puntos de inflamación y ebullición bajos, y gases que a presión y temperatura ambiente son muy inflamables en el aire. Deben mantenerse lejos de llamas, chispas y fuentes de calor.	
T	Tóxico	La absorción de estas sustancias puede tener efectos muy graves e irreversibles para la salud. Deben tomarse medidas especiales para su manejo.	
T+	Muy tóxico	La absorción de estas sustancias en cantidades muy pequeñas puede tener efectos muy graves e irreversibles para la salud, pudiendo llegar a tener consecuencias mortales. Deben tomarse medidas especiales para su manejo, evitando cualquier contacto con el cuerpo.	
C	Corrosivo	Sustancias que destruyen los tejidos. Deben tomarse medidas protectoras especiales.	
Xn	Nocivo	Su absorción puede dar lugar a daños agudos o crónicos para la salud. Deben tomarse medidas especiales para su manejo.	
Xi	Irritante	Sin llegar a ser corrosivos, pueden provocar inflamaciones de la piel o las mucosas. Debe evitarse el contacto con la piel y los ojos y no inhalar sus vapores.	
N	Peligroso para el medio ambiente	Pueden provocar daños en los ecosistemas por cambio de los equilibrios naturales. No deben alcanzar la canalización, el suelo o el medio ambiente.	

SUSTANCIAS QUE DEBEN USARSE CON PRECAUCIÓN

Todas las que se utilizan en las operaciones y reacciones en el laboratorio de química son potencialmente peligrosas por lo que, para evitar accidentes, **deberán trabajarse con cautela y normar el comportamiento en el laboratorio por las exigencias de la seguridad personal y del grupo** que se encuentre realizando una práctica.

Numerosas sustancias orgánicas e inorgánicas son corrosivas o se absorben fácilmente por la piel, produciendo intoxicaciones o dermatitis, por lo que se ha de evitar su contacto directo; si este ocurriera, **deberá lavarse inmediatamente con abundante agua la parte afectada.**

En ningún caso se tirarán productos químicos o disoluciones, salvo que sean inertes, a los desagües del laboratorio (especialmente prohibido está tirar por el desagüe materiales sólidos insolubles). Todas estas sustancias (residuos) tienen que ser depositados en los lugares dispuestos para tal efecto y no se tienen que tirar nunca en los desagües ni en las papeleras del laboratorio

OBJETIVOS

Al finalizar esta práctica, deberán estar en capacidad de:

1. Identificar el material a utilizar en el curso de la Química General.
2. Clasificar los instrumentos de laboratorio, de acuerdo a su uso
3. Manipular apropiadamente dichos instrumentos.
4. Determinar Error Absoluto y Error Relativo en medición de volumen con distintos materiales.

INTRODUCCION

MATERIAL DE LABORATORIO

Para desarrollar correctamente cualquier trabajo en el laboratorio es necesario mantener siempre limpio el material y la mesa de trabajo. El material debe estar limpio y seco antes de empezar el experimento. La mayor parte de los instrumentos empleados en el laboratorio son de vidrio por ser éste transparente, de fácil limpieza, inerte químicamente y resistente a altas temperaturas.

MATERIAL DE VIDRIO PARA CONTENER REACTIVOS

Cuentagotas: maneja cantidades muy pequeñas de líquidos. 20 gotas son aprox. 1 mL.



Vidrio de reloj: se usa para pesar sustancias sólidas o desecar pequeñas cantidades de disolución.



Tubo de ensayo: recipiente de pequeña capacidad en el que se realizan las reacciones cualitativas. Antes de calentarlo en llama, hay que asegurarse de que esté seco. **Nunca debe enfriarse con agua.**

Vaso de precipitados: recipiente cilíndrico que se usa para realizar precipitaciones, ataques con ácidos o bases, disoluciones, etc. Puede estar graduado, pero las marcas indican **volúmenes aproximados**.

Matraz Erlenmeyer: recipiente de paredes inclinadas de usos similares al vaso de precipitados. Su forma disminuye el riesgo de salpicaduras y proyecciones y facilita la agitación ininterrumpida de su contenido. Las marcas indican **volúmenes aproximados**.

Embudo de decantación: recipiente de forma cónica invertida con dos aberturas. En la superior se ajusta un tapón y en la inferior hay una llave. Se utiliza en las operaciones de **extracción líquido-líquido**.



Matraz Bombilla: recipiente esférico que se utiliza para llevar a cabo reacciones químicas, destilaciones, etc. que requieren calentamiento.



Matraz kitasato: similar al matraz Erlenmeyer. Tiene un tubo lateral para hacer depresión en su interior. Conjuntamente con un **Embudo Buchner** y una **trompa de agua** se usa para realizar filtraciones por succión.



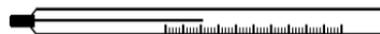
OTRO MATERIAL DE VIDRIO

Varilla: es un tubo de **vidrio macizo** con múltiples aplicaciones en el laboratorio. Por ejemplo, para agitar disoluciones, servir de guía en el transvase de líquidos, arrastre de sólidos, etc.

Cristalizador: vaso de paredes anchas de mayor diámetro que altura en el que se suelen llevar a cabo cristalizaciones. Tiene múltiples usos como recipiente auxiliar.

Embudo: además de utilizarse para facilitar el trasiego de líquidos hacia recipientes de boca estrecha en el laboratorio de Química se utiliza como soporte del **papel de filtro** en las **filtraciones por gravedad**. El papel de filtro se sujeta humedeciéndolo.

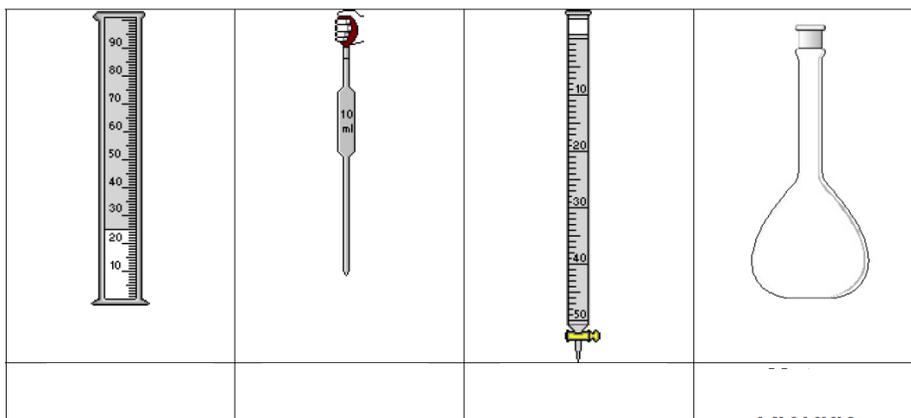
Termómetro: los termómetros de mercurio deben ser manejados con exquisito cuidado. En un laboratorio de Química se disponen de termómetros graduados hasta 100, 200, o 300 grados celsius °C



OPERACIONES BASICAS

MEDICION DE LIQUIDOS

Para tomar una cantidad aproximada de un líquido o una disolución que precise, utilice un vaso de precipitados o un erlenmeyer limpio y seco, y del volumen más próximo a la cantidad que necesite. En caso de necesitar un volumen exacto, y si la disolución no desprende gases, utilizará una **Probeta**, **Pipeta**, **Bureta** y **Matraz aforado**.



Los materiales que se utilizan para la medida de volúmenes están normalmente calibrados a una determinada temperatura. Para medir el volumen, el nivel del líquido se compara con las marcas de graduación señaladas sobre la pared del instrumento de medida. Dicho nivel se lee en el fondo del menisco que se forma en el líquido. Se obtienen lecturas exactas situando el ojo a la altura del menisco Fig.1

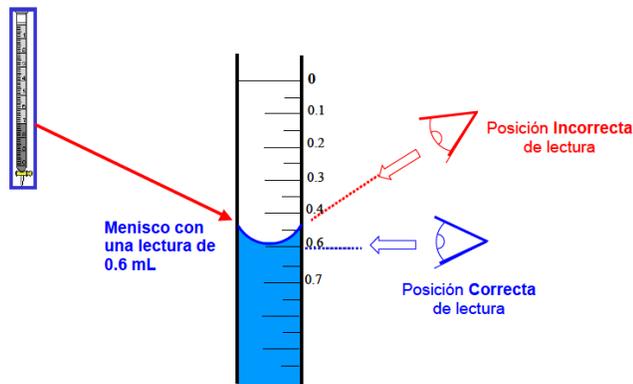


Fig.1

Bureta: Se emplea exclusivamente para medir volúmenes con exactitud. Las buretas, en general, tienen las marcas principales señaladas con números que indican mililitros, y subdivisiones no numeradas que indican 0,1 ml. Están provistas de una llave para controlar el flujo del líquido. El uso de la bureta será más eficiente si se maneja la llave o la pinza con la mano izquierda. La bureta permite medir y controlar capacidades no conocidas (por ejemplo titulaciones). Después de la carga y antes de su uso, se debe tener la precaución de que no queden burbujas de aire en su interior.

Es un instrumento muy preciso por lo que es necesario tomar algunas precauciones para su uso:

- Nunca adicione líquidos calientes.
- Después de limpiar la bureta, en las paredes interiores permanece adherida una cierta cantidad de agua que diluirá el líquido que se adicione, cambiando su concentración. Antes de rellenar la bureta, enjuague las paredes interiores con una pequeña cantidad de disolución. La bureta se inclina y se gira de tal forma que toda la superficie interior esté en contacto con la disolución utilizada para enjuagar.
- La zona que hay entre la llave y la boca de salida debe quedar completamente llena de líquido. Para ello, se llena la bureta por encima del cero y se abre la llave completamente hasta que se llene dicho espacio con el líquido.
- El líquido debe caer lentamente para que no quede parte pegado a las paredes. Si quedan gotas en las paredes, significa que la bureta no está limpia.

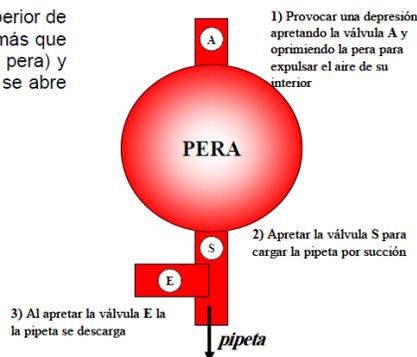
Matraz aforado: Mide volúmenes con gran precisión. Sólo mide un volumen dado por un aforo. Se utiliza para preparar disoluciones de una concentración dada. Posee un tapón para facilitar el enrase definitivo y homogeneizar la disolución mediante agitación.

Al ser un instrumento muy preciso, debe de tenerse en cuenta:

- No se puede calentar ni adicionar en él líquidos calientes.
- El enrase debe hacerse con sumo cuidado procurando que sea la parte baja del menisco la que quede a ras de la señal de aforo.
- Prepare las disoluciones en un vaso de precipitados y, esperando un rato si el proceso de disolución produce un cambio apreciable de temperatura, transférala al matraz, lave tres veces el vaso adicionando las aguas de lavado también al matraz, y enráselo.

Pipetas: Las pipetas se utilizan para transferir volúmenes de líquido cuya medida requiere cierta exactitud. Hay de varias clases. Nunca introduzca una pipeta o similar en una botella de reactivo pues puede impurificarlo. Trasvase la cantidad aproximadamente necesaria a un vaso de precipitados o similar y tome de éste la disolución. Para cargar la pipeta, se aspira el líquido por la parte superior con la ayuda de una **pera de goma**. Es un instrumento muy preciso por lo que es necesario tomar las mismas precauciones en su uso que la bureta.

Peras de goma: conectadas a la boca superior de una **pipeta** facilitan la succión de líquido sin más que provocar un depresión (apretar **A** y oprimir la pera) y oprimir la válvula **S**. Para expulsar el líquido, se abre la válvula **E**.



Probeta: Los volúmenes transferidos con una probeta son menos exactos que los transferidos con una pipeta. Se añade líquido hasta que el menisco coincide con un cierto nivel, el número de la correspondiente línea indica el volumen de líquido que contiene la probeta. La precisión de las medidas obtenidas con las probetas disminuye a medida que aumenta su capacidad. Úsela sólo para medir. No prepare nunca en ella disoluciones ni mezclas.

Por lo tanto, la bureta se emplea para verter disoluciones en valoraciones, el matraz aforado para preparar disoluciones de volumen exacto, y la pipeta para trasvasar disoluciones. Esta última función la pueden suplir en la mayoría de los casos otros instrumentos como las probetas (que tienen una precisión aceptable pero menor que la de las pipetas) y los vasos de precipitados, erlenmeyers, etc. (para volúmenes muy aproximados). No emplee las pipetas más que para transferir volúmenes muy exactos.

Recuerde que la diferencia entre un instrumento y otro no es el volumen que miden (hay probetas de 10 ml, pipetas de 100 ml y buretas de 1 ml) sino la precisión y la finalidad.

TOMA DE REACTIVOS

Los frascos de los reactivos deben cerrarse inmediatamente después de su uso y durante su empleo los tapones deben colocarse en sitio seguro boca arriba. Se tendrá la precaución de abrir un frasco y cerrarlo con su tapón antes de abrir otro, esto evitará que se intercambie los tapones de frascos diferentes.

Al tomar un reactivo sólido o líquido de un frasco debe evitarse su contaminación teniendo en cuenta las siguientes normas:

- La parte interna del cierre de los frascos de los reactivos nunca se pone en contacto con la mesa u otras fuentes de contaminación.
- Un reactivo cristalino o en polvo se saca del frasco por medio de una espátula **limpia y seca**.
- Después de sacada del frasco, no se debe devolver al mismo ninguna porción de una muestra de reactivo.

PESADAS

Para pesar sustancias, utilizaremos normalmente balanzas digitales. Las balanzas se caracterizan por su **exactitud** y por su **sensibilidad**. La primera cualidad se refiere a la propiedad que posee cualquier instrumento físico para suministrar el resultado de una medida con un valor coincidente con el verdadero; ello implica que el error sea lo más reducido posible. El término **exactitud** se toma con frecuencia como equivalente al de **precisión**. La sensibilidad está determinada por la aptitud de determinar con exactitud resultados de valores muy reducidos.

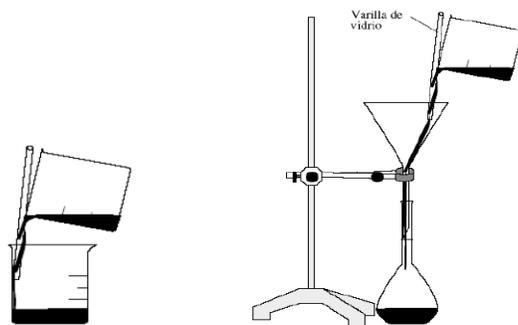
En general en todos los métodos de análisis químicos es necesario determinar la masa (pesar) exacta en alguna etapa, y para esto se utiliza una balanza analítica de precisión de 0,1 mg. En la mayoría de las ocasiones, sin embargo, no es necesario conocer la masa de una manera tan precisa, y entonces se utilizan balanzas monoplato que son más resistentes y de menor precisión (habitualmente de 0,1 g de precisión balanzas granatarias)

Al realizar una pesada, tenga en cuenta:

- No pesar nunca directamente sobre el platillo, sino sobre un vidrio de reloj o sobre algún recipiente de vidrio limpio y seco. **No pesar nunca directamente sobre un papel.**
- Si se ha adicionado más producto del necesario, no lo quite encima de la balanza pues puede dañarla. Sacar el vidrio de la balanza, retirar un poco de producto y volver a pesar. Si todavía hay producto en exceso volver a sacar el vidrio de la balanza y retirar más. Finalmente, si falta producto, adicionarlo con cuidado con el vidrio sobre la balanza.
- Después de usar la balanza, dejarla completamente limpia.

TRASVASE DE LÍQUIDOS.

Para evitar salpicaduras al verter un líquido de un recipiente a otro se apoya en una varilla de vidrio sobre el pico del recipiente en forma que el líquido fluya por la varilla y se recoja en el otro recipiente. Si el recipiente tiene una boca pequeña, debe utilizarse un embudo de vidrio seco y limpio en el que caiga el líquido procedente de la varilla.



CALCULO DE ERRORES: ERROR ABSOLUTO Y ERROR RELATIVO

Cualquier medida debe de ir acompañada del valor estimado del error de la medida, y a continuación, las unidades empleadas.

Por ejemplo, al medir un cierto volumen hemos obtenido 297 ± 2 ml.

Bien sea una medida **directa** (la que da el aparato) o **indirecta** (utilizando una fórmula) existe un tratamiento de los errores de medida. Podemos distinguir dos tipos de errores que se utilizan en los cálculos:

- **Error absoluto.** Es la diferencia entre el valor de la medida y el valor tomado como exacto. Puede ser positivo o negativo, según si la medida es superior al valor real o inferior (la resta sale positiva o negativa). Tiene unidades, las mismas que las de la medida.
- **Error relativo.** Es el cociente (la división) entre el error absoluto y el valor exacto. Si se multiplica por 100 se obtiene el tanto por ciento (%) de error. Al igual que el error absoluto puede ser positivo o negativo (según lo sea el error absoluto) porque puede ser por exceso o por defecto. no tiene unidades.

METODOLOGIA

Para calcular el error absoluto y el error relativo de los distintos instrumentos volumétricos, cada grupo tomara un elemento de vidrio (matraz, vaso de precipitado, probeta, pipeta de doble aforo o bureta) y medirá exactamente 10ml de agua destilada. Considerando que la densidad del agua es 1 g/ml se procederá a pesar la cantidad de agua medida en una balanza granataria. Este procedimiento se realizará por triplicado. Tabular en la siguiente tabla los resultados obtenidos.

Material Volumétrico	Masa 1	Masa 2	Masa 3	Error* absoluto (ml)	Error relativo (%)
Matraz					
Vaso precipitado					
Probeta					
Pipeta					
Bureta					

*se tomara como valor real de 10ml de agua 10 g.

Considere estos resultados y la capacidad de cada instrumento para decidir cuál de ellos es el más apropiado para cada medición.

TRABAJO PRACTICO N° 2: OBTENCION DE OXIGENO

OBJETIVOS

- Obtener oxígeno por descomposición catalítica de peróxido de hidrógeno.
- Verificar las propiedades físicas y químicas del mismo.

INTRODUCCION

El agua oxigenada se emplea en ocasiones como desinfectante. Su mecanismo de acción se debe a la efervescencia que produce, ya que la liberación de oxígeno destruye los microorganismos que no pueden vivir en presencia de oxígeno y que resultan patógenos. En la industria, el peróxido de hidrógeno se usa en concentraciones más altas para blanquear tela y pasta de papel, como componente de combustibles para cohetes y para fabricar espuma de caucho y sustancias químicas orgánicas.

Uno de los métodos de obtención de oxígeno en el laboratorio consiste en la descomposición del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) catalizada por óxido de manganeso IV (MnO_2).

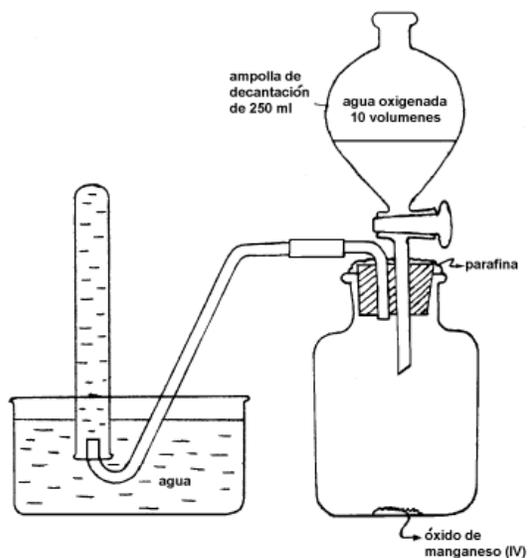
La descomposición del H_2O_2 para dar O_2 y H_2O es muy lenta, pero la catalizan impurezas tales como polvo y sustancias disueltas, como así la presencia de luz. Por este motivo, deben observarse ciertos cuidados para la conservación de las disoluciones. Trazas de compuestos de algunos metales de transición, tal como MnO_2 sólido, catalizan la descomposición del H_2O_2 , reacción que puede representarse mediante la siguiente reacción:



Este método se utilizará en el trabajo práctico, ya que proporciona una fuente segura y continua de oxígeno.

METODOLOGIA

Se arma el equipo (ver esquema), habiendo colocado previamente en un frasco de 250 ml una punta de espátula de MnO_2 (s). En la ampolla de decantación se colocan 50ml de una disolución de agua oxigenada de 10 volúmenes, preparada a partir de una disolución de agua oxigenada de mayor concentración. Verificando el correcto armado del equipo, se agregan aproximadamente unos 20ml de agua oxigenada 10 volúmenes y se espera que la reacción transcurra alrededor de 10 minutos. Entonces se agrega un volumen igual al anterior de agua oxigenada y se comienza a observar el gas obtenido en los tubos de ensayo llenos de agua, invirtiéndolos en la cubeta.



CUESTIONARIO

1. ¿Qué volumen de oxígeno gaseoso puede obtenerse por descomposición catalítica de 50ml de una disolución de agua oxigenada de 5 volúmenes?
2. ¿Qué precauciones deben observarse para la conservación de disoluciones de agua oxigenada?
3. ¿Cómo prepararía 50ml de una disolución de agua oxigenada 1M a partir de una disolución de la misma de 20 volúmenes?

TRABAJO PRACTICO N° 3: TITULACION ACIDO-BASE

OBJETIVOS

- Preparar una solución de ácido clorhídrico de concentración conocida (solución patrón).
- Determinar la concentración de una base, por medio de una reacción de neutralización, con un ácido de concentración conocida.

INTRODUCCION

La titulación o también denominada valoración es una técnica usual en química analítica para la determinación de la concentración de sustancias en solución (analito). El conocimiento de esta técnica es esencial en el laboratorio químico.

En general, las titulaciones son ácido-base, en las cuales un ácido reacciona con una base y esta reacción es denominada reacción de neutralización. Generalmente en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal, un ejemplo es el producto de la reacción entre el HCl con NaOH



En una titulación, el volumen de una de las soluciones es conocido (aunque se desconoce su concentración) y se mide el volumen de otra solución de concentración conocida (solución patrón) necesario para completar la reacción. Dado un volumen determinado de una solución básica, puede determinarse su concentración conociendo el volumen requerido de una solución ácida de concentración conocida (solución patrón) para neutralizarlo o viceversa.

Para reconocer el punto final de la titulación se utiliza un indicador que cambie de color al pasar de una solución básica a una neutra.

Para el presente trabajo de laboratorio utilizaremos un indicador de uso frecuente como la fenolftaleína, que pasa de color rosa o fucsia en medio básico a incolora en medio neutro o ácido. En el punto de viraje, llamado "punto final", se considera que el número de moles de ácido monoprótico y de base monohidroxilada que han reaccionado es el mismo. Midiendo los volúmenes de ambas soluciones y conociendo la concentración de una de ellas, se puede conocer la concentración de la otra solución.

METODOLOGIA

Preparar 100 ml de ácido clorhídrico de concentración 0.1N para utilizar como patrón. Determinar el volumen del ácido concentrado que se debe medir para preparar la solución 0.1N. Colocar en un vaso de precipitado 10ml de agua y agregar el volumen del ácido calculado, transvasar a un matraz y enrasar. Rotular el matraz. Se carga la bureta con la solución ácida de concentración conocida. Tomar 10 ml de la solución de NaOH de concentración desconocida, se colocan en un Erlenmeyer y se agregan 2 gotas de fenolftaleína.

Se descarga despacio el ácido hasta que vire la fenolftaleína a incoloro.

Se mide el volumen de la solución de ácido clorhídrico consumido para la reacción completa con el hidróxido de sodio y la concentración de la solución desconocida puede calcularse considerando que $V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$.

MASAS ATÓMICAS

Apunte de estudio de las asignaturas *Química General e Inorgánica y Química General*

Universidad Nacional de Río Negro

Hemos desarrollado hasta aquí como está constituido un átomo. De forma sencilla podemos decir que un dentro de un átomo encontraremos solo protones, neutrones y electrones. Es importante poder establecer el valor de las magnitudes asociadas a los átomos. Estas son por ejemplo: tamaño, volumen y masa.

Vamos a tomar como ejemplo al mas sencillo de los elementos: el hidrógeno. Este elemento es el que se encuentra primero en la tabla periódica y se lo representa con la letra **H**. A diferencia de los demás elementos, el hidrógeno no posee neutrones. Está constituido solo por un protón y un electrón. Sabiendo que la masa de un protón es $1,67266 \cdot 10^{-24}$ g y la de un electrón es $9,10972 \cdot 10^{-28}$ g entonces es muy sencillo poder calcular cual será la masa de un solo átomo de hidrógeno. Al valor resultante lo llamaremos **MASA ATÓMICA ABSOLUTA (MAA)** de H, para obtener este valor solo debemos sumar la masa de las partículas que conforman al átomo de H:

$$\text{masa atómica absoluta H} = \text{masa } p^+ + \text{masa } e^-$$

$$\text{masa atómica absoluta H} = 1,67266 \cdot 10^{-24} \text{ g} + 9,10972 \cdot 10^{-28} \text{ g}$$

$$\text{masa atómica absoluta H} = 1,673570972 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Es evidente que la masa de un solo átomo de H es extremadamente pequeña. Podríamos hacer este procedimiento sencillo para los demás elementos de la tabla periódica y también veríamos que los valores resultantes son muy pequeños. **Así, podemos concluir que la masa de un solo átomo, de cualquiera de los elementos de la tabla periódica, es extremadamente pequeña.**

Debido a esto no existe ningún instrumento lo suficientemente sensible que permita determinarla y por ese motivo suele expresársela en forma relativa. Para ello, al igual que el nivel del mar se emplea como punto de referencia para expresar alturas relativas, en química se escoge un elemento de comparación o referencia y se le asigna un valor arbitrario. Al comparar la masa de

este átomo de referencia con la de los demás átomos se obtiene la denominada **MASA ATÓMICA RELATIVA (MAR)** para cada elemento. Aunque en principio parezca complicado, por acuerdo internacional, se aceptó como referencia o unidad patrón a la doceava parte de la masa del isótopo de ^{12}C y se la denomina unidad de masa atómica (uma). Que queremos decir con esto? Que para obtener nuestra unidad de masa tomamos un átomo de ^{12}C y lo dividimos en 12 partes iguales, una de ellas será nuestra unidad y la usaremos para comparar con los demás elementos y obtener así la MAR de cada uno de ellos. De esta forma, la masa de los distintos átomos de los distintos elementos quedará expresada en función de esta unidad. Este procedimiento que parece complicado es algo que en realidad hacemos todo el tiempo en nuestra vida cotidiana. Por ejemplo, muchas veces utilizamos la expresión *“aquello es el doble de alto que esto otro”*. Al decir esto, sin saberlo quizá, estamos usando un patrón o referencia. Y decimos que una cosa tiene el doble de longitud que otra.

Así, por ejemplo, cuando decimos que la masa atómica relativa del nitrógeno (N) es 14, estamos indicando que la masa de un átomo de N es 14 veces mayor que la doceava parte de la masa del isótopo de ^{12}C . Además, conociendo el valor de la uma expresado en g es más sencillo aún conocer la MAA de cada átomo. El valor de la uma es de $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

Entonces, sabiendo que la MAR del C es 12, su MAA será:

$$12 \times 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,992 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Este cálculo podemos realizarlo para todos los elementos de la tabla periódica y obtener así todas las MAA. Para esto solo necesitamos saber cada una de las MAR, las cuales podemos fácilmente determinarlas sabiendo solamente la cantidad de protones y neutrones que posee cada elemento. ¿Por qué decimos esto? Porque la MAR del ^{12}C es 12 debido a que posee 12 partículas en el núcleo, la del N es 14 debido a que posee 7 protones y 7 neutrones, sumando entonces un total de 14 partículas nucleares.

De forma general podemos decir entonces que:

$$\text{MAR} = \text{número de partículas nucleares} = \text{Número másico}$$

$$\text{MAA} = \text{MAR} \times \text{peso de 1 uma}$$

En química muchas veces resulta importante conocer el número de átomos que tenemos en una determinada cantidad de muestra. Además, las cantidades de muestra suelen ser del orden de los gramos o incluso de los kilogramos. Por suerte, resulta muy sencillo poder saber esto siempre y cuando sepamos la masa o el peso de un átomo. Por ejemplo, si un átomo de ^{12}C tiene una masa de $1,992 \cdot 10^{-23}$ g entonces, ¿Cuántos átomos habrá cuando pesamos 12 g de carbón?

$$\begin{aligned}
 &1,992 \cdot 10^{-23} \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ átomo} \\
 &12 \text{ g} \text{ ----- } x = 12 \text{ g} \cdot 1 \text{ at} / 1,992 \cdot 10^{-23} \text{ g} \\
 &x = 6,02 \cdot 10^{23}
 \end{aligned}$$

Podemos realizar el mismo calculo para una muestra de 14 g de N y otra de 1 g de H, por ejemplo. Veremos que llamativamente el número de partículas que hay en esas muestras ¡ES EL MISMO!

Este número es muy importante en el campo de la química y se lo conoce como número de Avogadro o N_A y es igual a **$6,023 \cdot 10^{23}$** .

El N_A nos indica el número de partículas que hay en una muestra cuya masa es igual a la **MAR** seguida de la unidad gramos. Además a ese número de partículas se lo denomina **MOL**.

2300000000	
0,0205	
0,12	
8670340000000000000	
356	
0,0000000000000000002	
23098	
0,0102	
1054678	
0,00100034	
15487056	

2) Expresar los siguientes valores que fueron obtenidos en notación científica

	$6,03 \times 10^{-7}$
	8×10^8
	$6,023 \times 10^5$
	$5,6 \times 10^{-1}$
	$2,45 \times 10^{-5}$
	$9,206 \times 10^{-3}$
	$8,134 \times 10^6$

3) Resolver las siguientes operaciones expresando los resultados en notación científica:

i) $0,0000035 + 1,24 \times 10^{-4} =$

ii) $8567900 \cdot 4,5 \times 10^{-4} =$

iii) $0,0024 / 1230 =$

iv) $3,5 \times 10^7 - 8903456 =$

v) $7,078 \times 10^{-6} \cdot 3,21 \times 10^{-10} =$

vi) $0,0012 - 0,0003 =$

vii) $1 / 6,023 \times 10^{23} =$

viii) $1,4 \times 10^{35} \cdot 4,7 \times 10^{-45} =$

ix) $4560000000000 + 980000000000 =$

RESPUESTAS

1)

0,000000000345	$3,45 \times 10^{-10}$
0,0006789	$6,789 \times 10^{-4}$
3456000000000	$3,45 \times 10^{12}$
2300000000	$2,3 \times 10^9$
0,0205	$2,05 \times 10^{-2}$
0,12	$1,2 \times 10^{-1}$
8670340000000000000	$8,67034 \times 10^{18}$
356	$3,56 \times 10^2$
0,0000000000000000002	2×10^{-18}
23098	$2,3098 \times 10^4$
0,0102	$1,02 \times 10^{-2}$
1054678	$1,054678 \times 10^6$
0,00100034	$1,00034 \times 10^{-3}$
15487056	$1,5487056 \times 10^7$

2)

0,000000603	$6,03 \times 10^{-7}$
800000000	8×10^8
602300	$6,023 \times 10^5$
0,56	$5,6 \times 10^{-1}$
0,0000245	$2,45 \times 10^{-5}$
0,009206	$9,206 \times 10^{-3}$
8134000	$8,134 \times 10^6$

3) i) $1,275 \times 10^{-4}$

ii) $3,856 \times 10^3$

iii) $1,95 \times 10^{-6}$

iv) $2,61 \times 10^7$

v) $2,27 \times 10^{-15}$

vi) 9×10^{-4}

vii) $1,66 \times 10^{-24}$

viii) $6,58 \times 10^{-10}$

ix) $5,54 \times 10^{12}$