

REFORMA ACADÉMICA DEL NIVEL MEDIO SUPERIOR

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
Secretaría Académica

M4

Guía del Alumno

QUÍMICA, SEGUNDA EDICIÓN 1995

q

Química II

a
2

QD40
U530
1995
v.4
pte. 3

0120-22560

QD40

U530

1995a

v.4

pte.2



1020124206

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

COMITE DE QUIMICA

MC Blanca Esmeralda Villarreal de Salinas

Lic. y LCB Fany Cantú Cantú

QFB Manuela Treviño de Ortega

LQI Sylvia Magda Sánchez Martínez

QFB Virginia Hinojosa de Sepúlveda



INDICE

Presentación

Interpretación de la Guía del Alumno

Objetivo General

Estructura Curricular de México

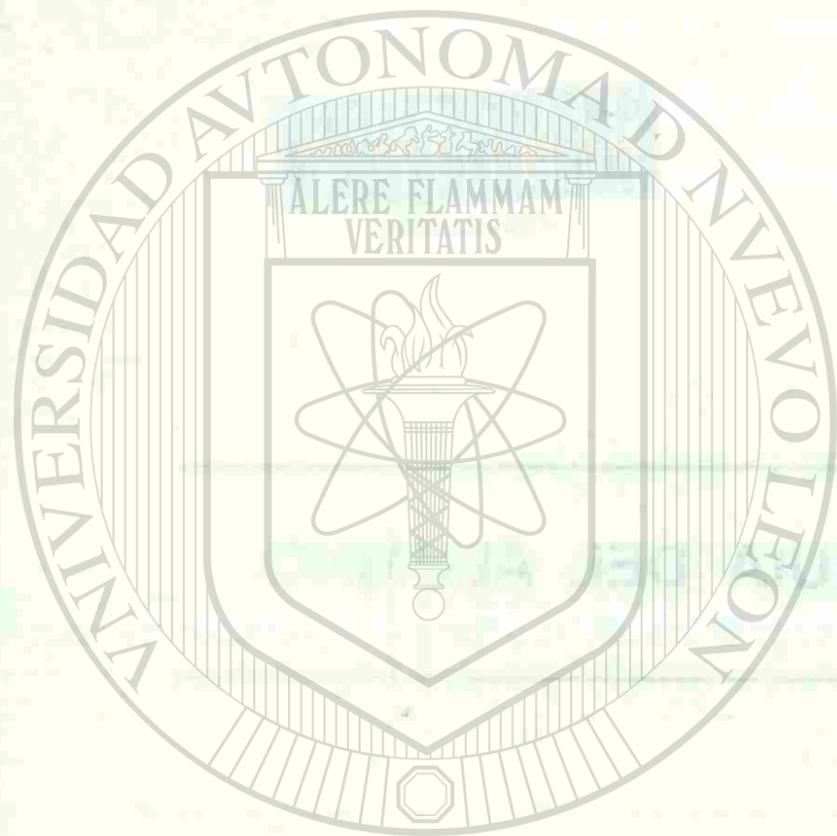
Objetivo y Equivalencia Curricular

GUIA DEL ALUMNO

Objetivo y Equivalencia Curricular

Materia de la Unidad

Actividades



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INDICE

	Pág.
Presentación	5
Interpretación de la Guía de Unidad	6
Objetivo General	7
Estructura Conceptual de Módulo	8
Guía de Unidad VI	9
Objetivo y Estructura Conceptual	12
Metas de la Unidad	13
Actividades	14
Guía de Unidad VII	37
Objetivo y Estructura Conceptual	39
Metas de la Unidad	40
Actividades	41
Guía de Unidad VIII	72
Objetivo y Estructura Conceptual	74
Metas de la Unidad	75
Actividades	76

	Pág.
Guía de Unidad IX	96
Objetivo y Estructura Conceptual	98
Metas de la Unidad	99
Actividades	100
Lecturas Complementarias	123
Lecturas de Enriquecimiento	157
Prácticas de laboratorio	169

PRESENTACION

En el primer curso de Química lograste adquirir los conocimientos necesarios y el lenguaje adecuado para conocer y comprender aspectos básicos de esta ciencia; así como, el desarrollo de habilidades del pensamiento que te serán útiles y necesarias en la continuación de tus estudios en esta disciplina científica.

El programa del curso de Química II incorpora temas que te permitirán:

- Aplicar los conceptos básicos anteriormente estudiados en la resolución de problemas.
- Reconocer y comprender los cambios de la materia cualitativa y cuantitativamente.
- Conocer las propiedades y características de sustancias de uso común, como los ácidos y las bases, para un manejo responsable y adecuado de las mismas.
- Utilizar en la vida diaria, el conocimiento sobre los sistemas acuosos, reconociendo sus beneficios y riesgos.

Esta guía como la anterior en su diseño contempla la división del programa por unidades, en donde se integran: objetivos y metas por alcanzar, la estructura conceptual que permite la organización del tema de estudio; las actividades a realizar para conducir el aprendizaje en forma gradual y sostenida, lecturas complementarias y de enriquecimiento y finalmente experimentos de laboratorio donde tendrás la oportunidad de confirmar los conceptos teóricos.

Confiamos en que con el apoyo de esta guía la conducción profesional de tu maestro y tu participación activa; logres un aprendizaje exitoso.

COMITE DE QUIMICA

MC Blanca Esmeralda Villarreal de Salinas

Lic. y LCB Fany Cantú Cantú

QFB Manuela Treviño de Ortega

LQI Sylvia Magda Sánchez Martínez [®]

QFB Virginia Hinojosa de Sepúlveda

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INTERPRETACION DE LA GUIA DE UNIDAD

ACT Actividad para el alumno

DEM Demostración en clase

Guía Guía del alumno

Guía, Pág. Página de la Guía del Alumno

LAB Práctica de laboratorio

LC Lectura complementaria

LE Lectura de enriquecimiento

P Película

Pág. Página del libro de texto

T Tema del programa

Libro Libro de Texto

MODULO 4

OBJETIVO GENERAL

Interpretar, predecir y cuantificar cambios químicos. Identificar soluciones acuosas y determinar la acidez y basicidad de las mismas, verificando la importancia de su aplicación en la vida diaria.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INTERPRETACION DE LA GUIA DE UNIDAD

ACT Actividad para el alumno

DEM Demostración en clase

Guía Guía del alumno

Guía, Pág. Página de la Guía del Alumno

LAB Práctica de laboratorio

LC Lectura complementaria

LE Lectura de enriquecimiento

P Película

Pág. Página del libro de texto

T Tema del programa

Libro Libro de Texto

MODULO 4

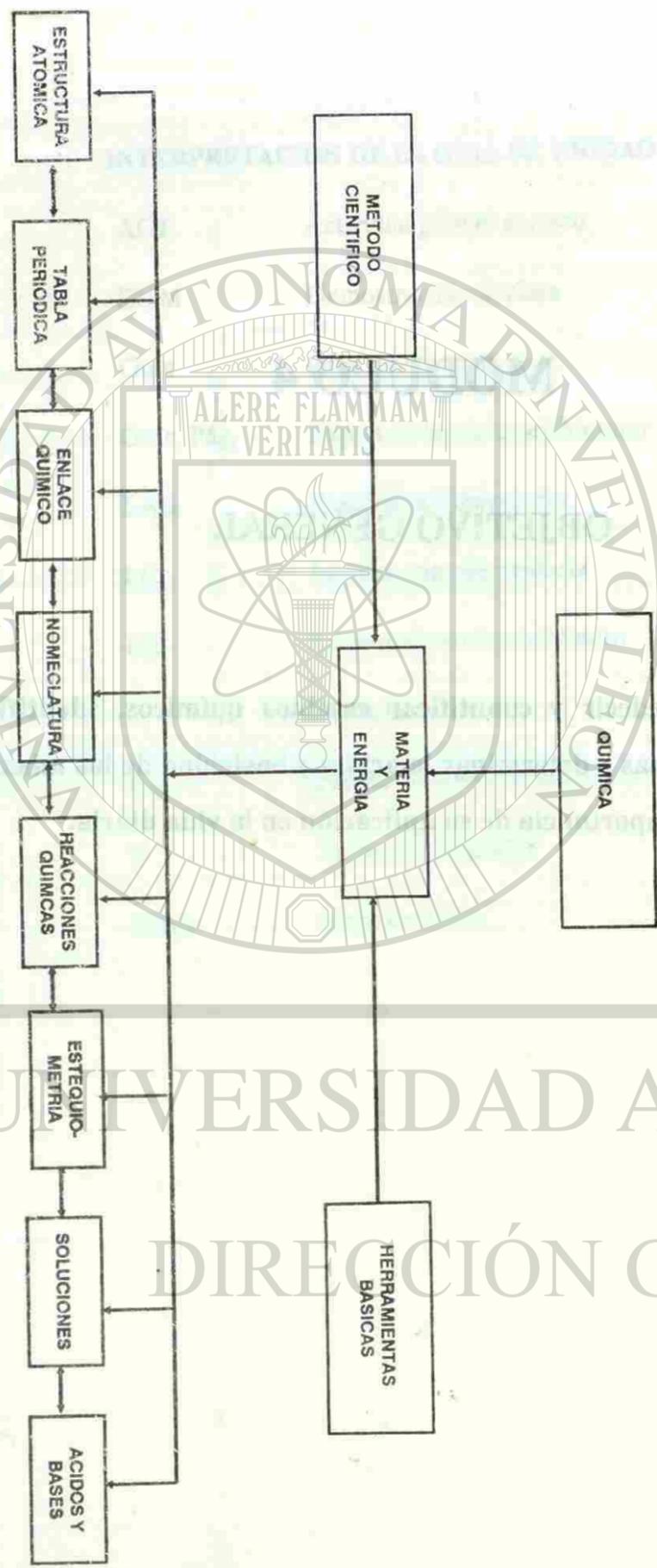
OBJETIVO GENERAL

Interpretar, predecir y cuantificar cambios químicos. Identificar soluciones acuosas y determinar la acidez y basicidad de las mismas, verificando la importancia de su aplicación en la vida diaria.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





ESTRUCTURA DEL MODULO 4

VI		REACCIONES QUIMICAS. CAMBIOS QUIMICOS EN LA MATERIA		
GUIA DE UNIDAD				
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos	
1. CAMBIOS QUIMICOS Evidencias 1 Día - 2 h	<p>Temas y Subtemas</p> <p>1. CAMBIOS QUIMICOS Evidencias</p> <p>2. ECUACION QUIMICA Representación de una reacción Simbología Balanceo de ecuaciones Método de tanteo</p>	<p>DEM 6.1 Evidencias LC 6.1 Evidencias de un a reacción</p> <p>LE 6.1 Elaboración de pan ACT 6.1</p>	<p>Guía: Pág. 125</p> <p>Guía: Pág. 159</p> <p>LIBRO 6.1, 6.2 ; Pág. 97</p>	
3. TIPOS DE REACCIONES Clasificación general <i>Síntesis o Combinación</i> <i>Descomposición</i> <i>Desplazamiento simple</i> <i>Desplazamiento doble o metátesis</i> Combustión Energéticas Exotérmicas Endotérmicas 1 Día - 2 h	<p>3. TIPOS DE REACCIONES</p> <p>Clasificación general</p> <p><i>Síntesis o Combinación</i></p> <p><i>Descomposición</i></p> <p><i>Desplazamiento simple</i></p> <p><i>Desplazamiento doble o metátesis</i></p> <p>Combustión</p> <p>Energéticas</p> <p>Exotérmicas</p> <p>Endotérmicas</p>	<p>DEM 6.2 Tipos de reacciones ACT 6.2</p> <p>LE 6.2 Grabaciones del Challenger</p> <p>DEM 6.3 Reacción exotérmica y endotérmica</p> <p>LE 6.3 Fotosíntesis</p> <p>ACT 6.3</p>	<p>LIBRO 6.3; Pág. 100</p> <p>Guía; Pág. 160</p> <p>LIBRO 6.5; Pág. 107</p> <p>Guía; Pág. 161</p>	
4. VELOCIDAD DE REACCION Factores que la afectan	<p>Por el sentido de la reacción</p> <p><i>Irreversible</i></p> <p><i>Reversible</i></p>	<p>DEM 6.4 Reacción reversible e irreversible ACT 6.4</p>	<p>LIBRO 23.1; Pág. 438</p> <p>LIBRO 23.2 a 23.6; Pág. 439</p>	

REACCIONES QUÍMICAS. CAMBIOS QUÍMICOS EN LA MATERIA		Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
LAB 6.1	Actividad de metales	LAB 6.1 Actividad de metales LAB 6.2 Factores que afectan la velocidad de reacción LAB 6.3 La corrosión como proceso electroquímico	LAB 6.1 Actividad de metales LAB 6.2 Factores que afectan la velocidad de reacción LAB 6.3 La corrosión como proceso electroquímico	Guía Guía Guía
LAB 6.2	Factores que afectan la velocidad de reacción			
LAB 6.3	La corrosión como proceso electroquímico			

VI		REACCIONES QUÍMICAS. CAMBIOS QUÍMICOS EN LA MATERIA		
GUIA DE UNIDAD				
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos	
1 Día - 2 h	5. PREDICCIÓN DE REACCIONES Reactividad de los elementos por su posición en la tabla periódica Actividad química de los elementos Serie de actividad de metales Serie de actividad de halógenos	DEM 6.5 Velocidad de reacción. LC 6.2 Predicción de reacciones ACT 6.5	LIBRO 11.1, 11.2, 11.4, 11.9; Pág. 197 Guía; Pág. 126	
3 Días - 6 h	6. BALANCEO DE ECUACIONES Oxidación. Reducción Agentes oxidantes y reductores Números de oxidación Identificación de reacciones redox Balanceo de reacciones. Método del número de oxidación	DEM 6.6 Espontaneidad ACT 6.6 LE 6.4 Revelado fotográfico LE 6.5 La metalurgia de extracción ACT 6.7 ACT 6.8 LC 6.3 Balanceo de reacciones redox	LIBRO 26.1 a 26.7; Pág. 506 Guía; Pág. 162 LIBRO 26.13; Pág. 522 Guía; Pág. 127	
3 Días - 6 h	7. ELECTROQUÍMICA: La Electricidad en las Reacciones Procesos electroquímicos. Celdas voltaicas y electrolíticas <i>Estructura y composición de las celdas</i> <i>Reacciones en los electrodos</i> <i>Aplicaciones</i> <i>Celdas comerciales</i> <i>Procesos de corrosión y recubrimiento</i>	DEM 6.7 Reacciones redox DEM 6.8 Celda electroquímica DEM 6.9 Bateria de frutas DEM 6.10 Electrólisis LC 6.4 Corrosión del hierro LE 6.6 La corrosión ACT 6.9 ACT 6.10 AUTOEVALUACION	LIBRO 27.0 a 27.8; Pág. 527 Guía; Pág. 129 LIBRO 27.16; Pág. 548 Guía; Pág. 34	

UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios químicos en la materia

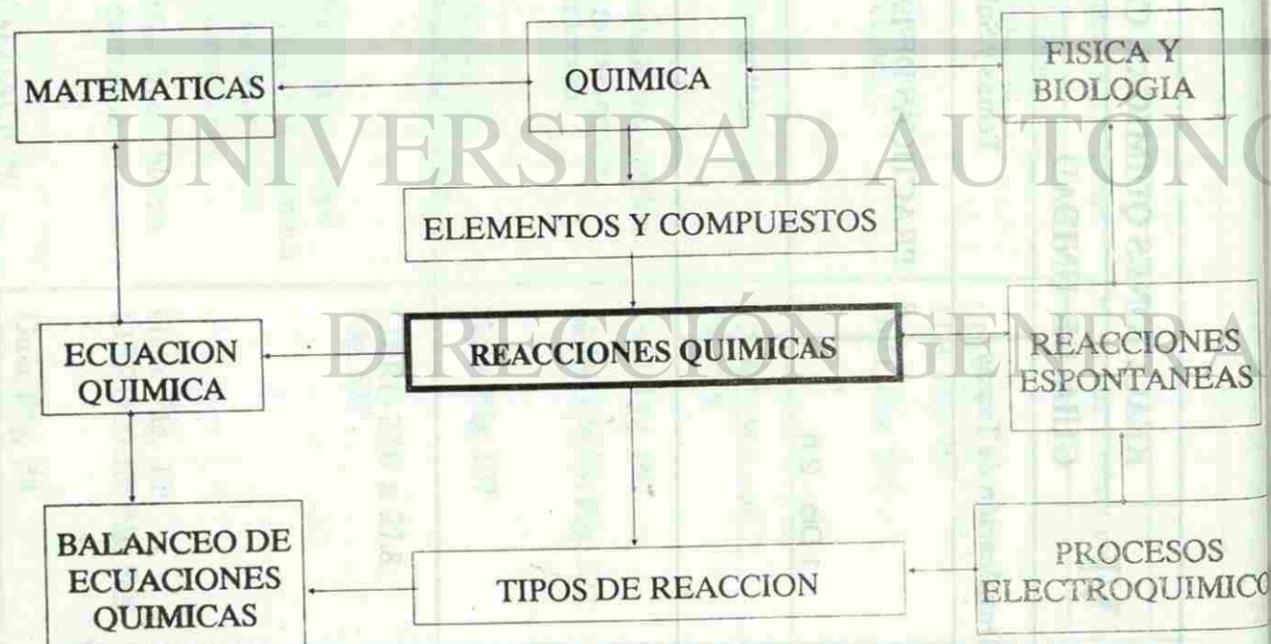
OBJETIVO

Clasificar reacciones químicas y representarlas por medio de ecuaciones balanceadas, señalando algunas de importancia biológica.

Predecir reacciones sencillas en base a las series de actividad de los elementos, identificando aquellas que ocurren espontáneamente en el entorno.

Describir los procesos electroquímicos más sencillos y distinguirlos que utilizan electricidad, de aquellos que la producen, reconociendo su importancia en algunas aplicaciones industriales y en la vida diaria.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de la unidad, el estudiante:

- 1.-Reconocerá un cambio químico a través de sus evidencias. (T 6.1)
- 2.-Representará reacciones químicas mediante ecuaciones, identificando sus participantes. (T 6.1)
- 3.-Aplicará el método de tanteo para balancear ecuaciones químicas. (T 6.2)
- 4.-Elaborará un esquema mostrando la clasificación de las reacciones, sus características y ejemplos. (T 6.3)
- 5.-Demostrará experimentalmente algunos tipos de reacciones, utilizando sustancias de uso común. (T 6.3)
- 6.-Utilizará gráficas de energía contra tiempo de reacción para distinguir entre reacciones exotérmicas y endotérmicas e identificará la energía de activación en las mismas. (T 6.3)
- 7.-Predecirá los productos en reacciones sencillas, dados los reactivos. (T 6.3)
- 8.-Indicará el efecto que producen las variaciones de presión, temperatura, concentración y la presencia de catalizadores, en una reacción química. (T 6.4)
- 9.-Utilizará las propiedades de los elementos, series de actividad de metales y halógenos; para predecir la espontaneidad de una reacción química. (T 6.5)
- 10.-Usará apropiadamente los términos: oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor; en las reacciones químicas de transferencia de electrones. (T 6.6)
- 11.-Aplicará el método de cambio en el número de oxidación en el balanceo de ecuaciones. (T 6.6)
- 12.-Comprobará en el laboratorio algunas reacciones químicas y observará como algunos factores alteran la velocidad de reacción. (T 6.4)
- 13.-Explicará la naturaleza del proceso electroquímico, considerando los fenómenos de oxidación y de reducción involucrados. (T 6.7)
- 14.-Describirá una celda electroquímica y designará el cátodo, el ánodo y la dirección del flujo de electrones. (T 6.7)
- 15.-Distinguirá entre celdas voltaicas y electrolíticas, enumerando sus características, reacciones que ocurren y ejemplos prácticos de cada una. (T 6.7)
- 16.-Explicará en qué consiste la serie electromotriz de los elementos. (T 6.7)
- 17.-Describirá en qué consisten los procesos de corrosión y recubrimiento, aplicando los conceptos electroquímicos. (T 6.7)

UNIDAD VI

Reacciones químicas. Cambios químicos en la materia

Actividad 6.1 Ecuaciones Químicas

I. Refuerza tus conocimientos sobre el tema "Ecuaciones Químicas" desarrollando la siguiente actividad.

1. Expresa con tus palabras lo que es una reacción química
2. ¿Qué diferencia existe entre los conceptos "reacción química" y "ecuación química"?
3. ¿Qué son reactivos?
4. ¿Qué son productos?

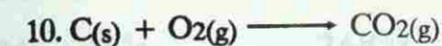
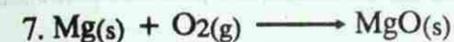
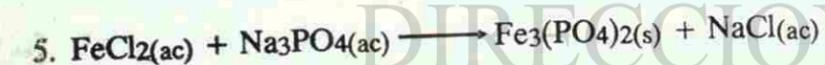
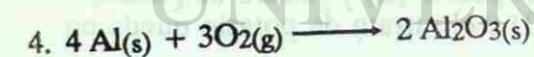
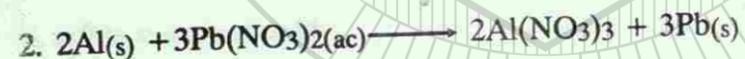
II. Representa los cambios químicos expresados en palabras por medio de ecuaciones químicas no balanceadas. Indica la evidencia de la reacción en cada caso.

1. Litio metálico reacciona con agua para producir hidróxido de litio acuoso y gas hidrógeno.
2. Zinc metálico se añade a una solución acuosa de nitrato de plata y se forman plata metálica y nitrato de zinc acuoso.
3. Se mezclan soluciones acuosas de nitrato de plata y de cloruro de sodio y se producen cloruro de plata sólido y nitrato de sodio acuoso.
4. Cuando se calienta el clorato de potasio sólido se descompone liberando oxígeno gaseoso y cloruro de potasio sólido.
5. Magnesio metálico se combina con ácido sulfúrico acuoso produciendo sulfato de magnesio acuoso más gas hidrógeno.
6. Se combinan soluciones acuosas incoloras de nitrato de plomo (II) y yoduro de potasio y se produce un sólido amarillo de yoduro de plomo (II) y el nitrato de potasio queda en solución.
7. Carbonato de plomo (II) sólido se combina con ácido nítrico acuoso produciendo nitrato de plomo (II) acuoso, agua y dióxido de carbono.

III. Completa las siguientes expresiones:

1. Las sustancias a la izquierda de la flecha en una ecuación química se llaman _____.
2. Los _____ son las sustancias que se escriben a la derecha de la flecha.
3. El símbolo _____ se lee _____ o _____.
4. El símbolo _____ es escrito junto a la fórmula de una sustancia gaseosa producida en una reacción.
5. El símbolo ↓ indica que la sustancia formada en una reacción es: _____.

IV. Convierte en palabras las siguientes ecuaciones químicas.



V. Contesta los problemas 21 al 28 de la pág 102 de tu libro de texto.

Actividad 6.2 Tipos de Reacción

I. Después de estudiado el tema "Clasificación General de Reacciones Químicas", responde las siguientes cuestiones:

1. Elabora un cuadro sinóptico o un mapa conceptual que contemple los tipos generales de reacción, mencionando ejemplos de cada uno.

2. Identifica el tipo de reacción al que pertenecen las reacciones planteadas en las Secciones II y IV de la Actividad 6.1.

6.1 (II)

1.

2.

3.

4.

5.

6.

7.

6.1 (IV)

1.

2.

3.

4.

5.

6.

7.

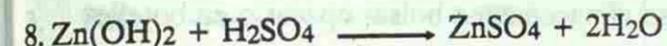
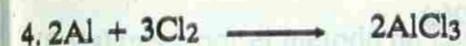
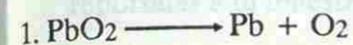
8.

9.

10.

3. Comprueba la Ley de la Conservación de la Materia utilizando modelos moleculares o gomitas de dulce y palillos. Se sugiere construir las moléculas reaccionantes de algunas reacciones químicas y después, utilizando las mismas piezas, representar las moléculas de los productos formados.

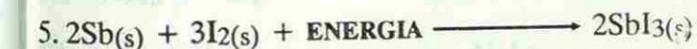
II. Clasifica las siguientes reacciones, escribiendo frente a cada una si se trata de síntesis, descomposición, desplazamiento simple o doble desplazamiento.

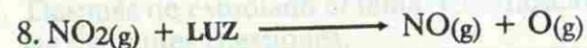
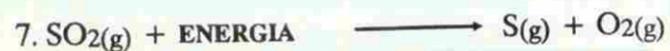
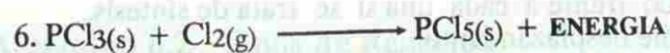


III. Resuelve los problemas 1 al 20 de la página 102 de tu libro de texto.

Actividad 6.3 Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas

I. Al terminar el tema "Reacciones Energéticas", clasifica las siguientes ecuaciones como exotérmicas o endotérmicas e identifica las que representen cambios químicos que se producen en el entorno.



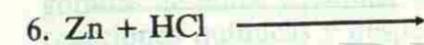
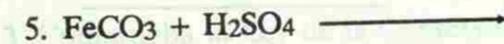
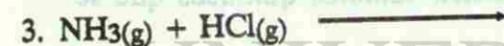


II. Discute brevemente lo siguiente:

1. ¿Por qué la temperatura de nuestro cuerpo aumenta al tener una infección?

2. ¿Por qué razón algunos alimentos y bebidas se almacenan en bolsas opacas o en botellas oscuras?

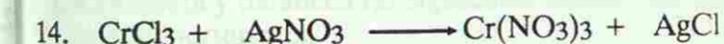
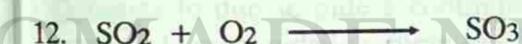
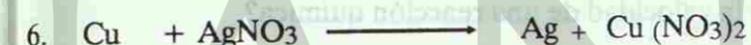
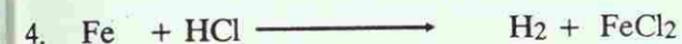
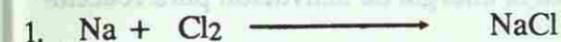
III. Considerando las características descritas para los tipos generales de reacciones, predice y nombra los productos de las siguientes reacciones y establece la posibilidad de que sean exotérmicas o endotérmicas.

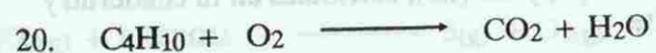


IV. Balancea las ecuaciones de las actividades 6.1 (II) y 6.3 (III), escríbelas en tu cuaderno y repórtalas a tu maestro cuando te lo solicite.

V. Resuelve los ejercicios 1 al 10 de la página 100 de tu libro de texto.

VI. Balancea por el método de tanteo las siguientes ecuaciones:





Actividad 6.4 Velocidad de Reacción

I. Para reforzar tu comprensión sobre el tema "Velocidad de las Reacciones Químicas", responde clara y brevemente las preguntas que se enuncian a continuación:

1. ¿Qué es energía de activación? Indica en una gráfica la energía de activación para reacciones exotérmicas y endotérmicas.

2. ¿Cuáles son los factores que afectan la velocidad de una reacción química?

3. Explica cómo cambia la velocidad de una reacción al aumentar o disminuir los siguientes factores.

a) Temperatura

b) Tamaño de Partículas

c) Concentración de las sustancias reaccionantes

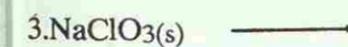
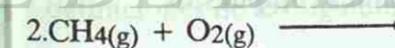
4. ¿Cómo se llaman las sustancias que aceleran la velocidad de una reacción química? ¿Y las sustancias que la disminuyen?

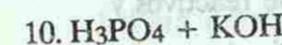
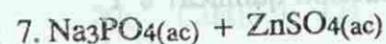
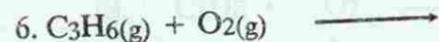
5. Explica mediante la Teoría de Choques cómo influyen en la velocidad de reacción química los cambios de temperatura, concentración, tamaño de partículas de reactivos y la presencia de catalizadores.

Actividad 6.5 Predicción de Reacciones

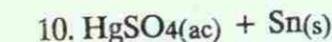
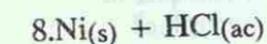
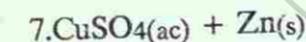
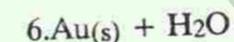
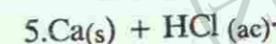
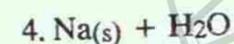
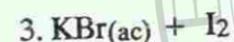
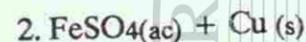
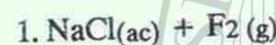
Contesta lo que se pide a continuación para reforzar los conceptos sobre el balanceo por tanteo y la reactividad de metales y halógenos.

I. Completa y balancea las siguientes ecuaciones químicas, mencionando el tipo de reacción al que pertenecen.



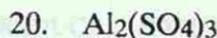
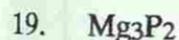
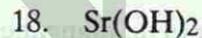
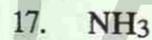
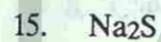
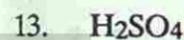
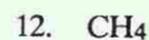
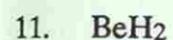
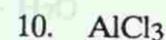
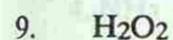
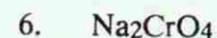
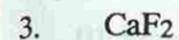
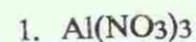


II. Utiliza las Series de Actividad de Metales y Halógenos para predecir si se efectúan las siguientes reacciones químicas. Escribe los productos que se obtienen en las reacciones que se llevan a cabo y NR (no reacción) en las que no ocurren.



Actividad 6.6 Números de Oxidación

I. Conociendo las reglas para asignar números de oxidación a los elementos, utilízalas para determinar los números de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos:



Actividad 6.7 Reacciones Redox

I. Utiliza los conceptos estudiados en el tema sobre Reacciones Redox para escribir las definiciones de los siguientes conceptos.

1. Reacción Redox:

2. Oxidación y Reducción en términos de pérdida o ganancia de electrones:

3. Oxidación y Reducción en términos de cambio en el número de oxidación:

4. Agente Oxidante:

5. Agente Reductor:

II. Considera la siguiente ecuación química sin balancear y responde lo que se solicita.



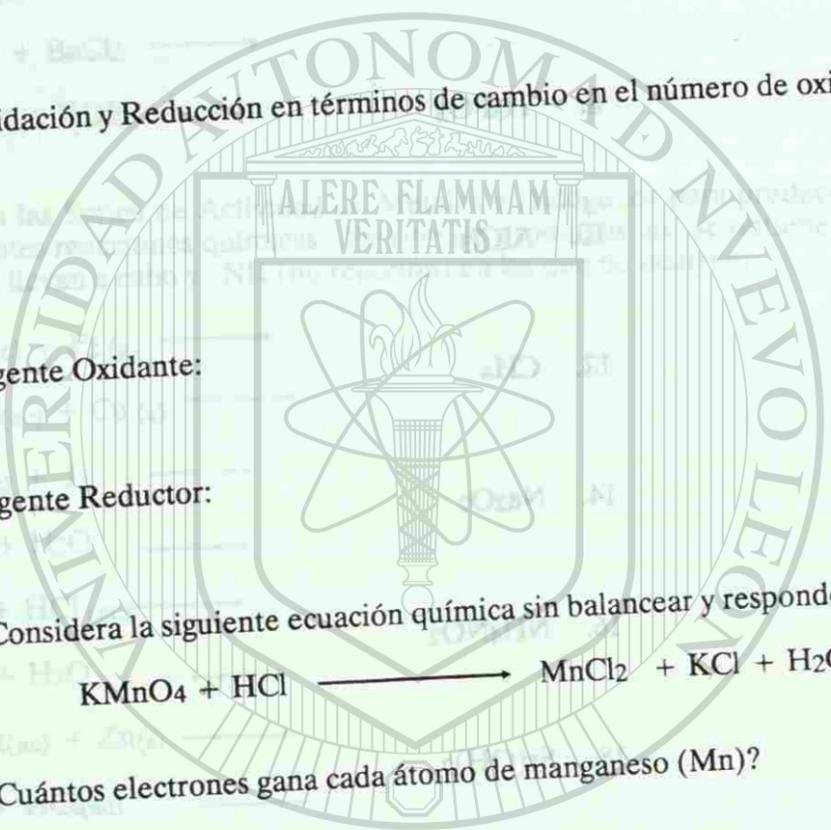
1. ¿Cuántos electrones gana cada átomo de manganeso (Mn)?

2. ¿Qué elemento se oxida? Explica.

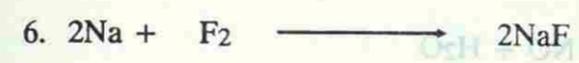
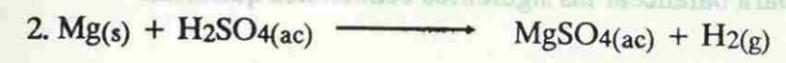
3. ¿Qué elemento se reduce? Explica.

4. ¿Cuál es el agente oxidante?

5. ¿Cuál es el agente reductor?



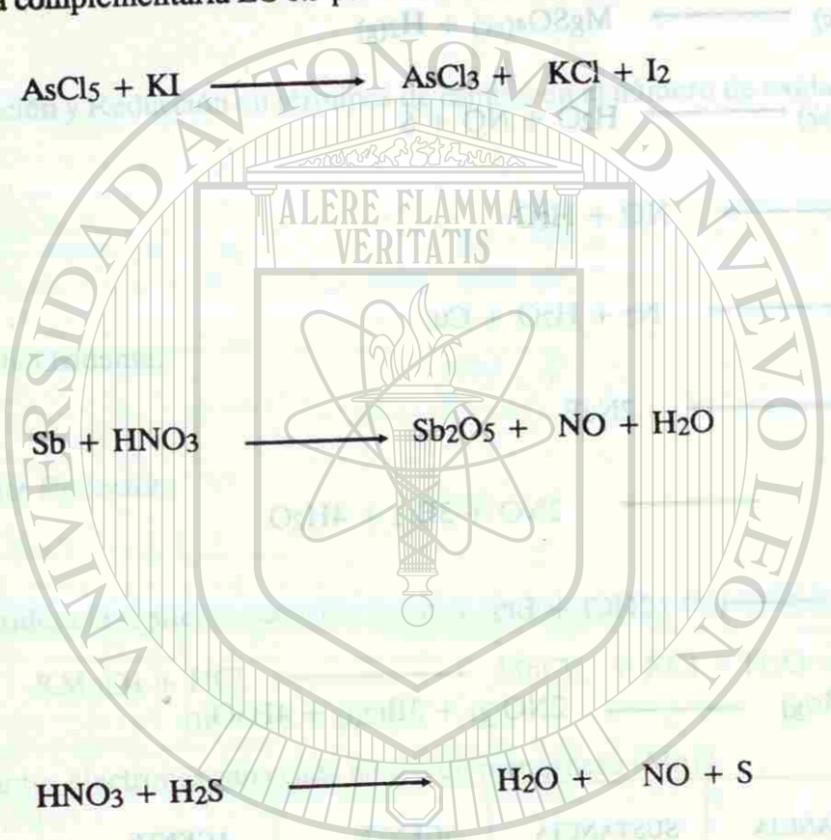
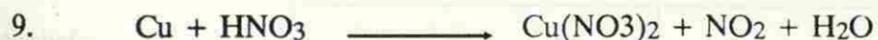
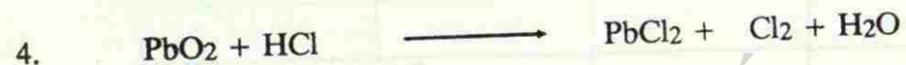
III. Para cada reacción de óxido - reducción mostrada, determina lo que se pide en la tabla.



REACCION	SUSTANCIA QUE SE OXIDA	SUSTANCIA QUE SE REDUCE	AGENTE OXIDANTE	AGENTE REDUCTOR
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				
8				
9				

Actividad 6.8 Balanceo de Ecuaciones

I. Utiliza el método de balanceo por el cambio en el número de oxidación mostrado en la lectura complementaria LC 6.3 para balancear las siguientes ecuaciones químicas.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



II.- Identifica los agentes oxidante y reductor en cada una de las ecuaciones del Problema I.

REACCION	AGENTE OXIDANTE	AGENTE REDUCTOR
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
11		

Actividad 6.9 Celdas voltaicas y celdas electrolíticas

Refuerza tu comprensión sobre los tipos de celdas electroquímicas, respondiendo lo que se pide a continuación.

1. Escribe una definición clara y explícita para cada uno de los siguientes conceptos:

Celda voltaica:

ánodo:

cátodo:

media celda:

media reacción:

punto salino:

batería:

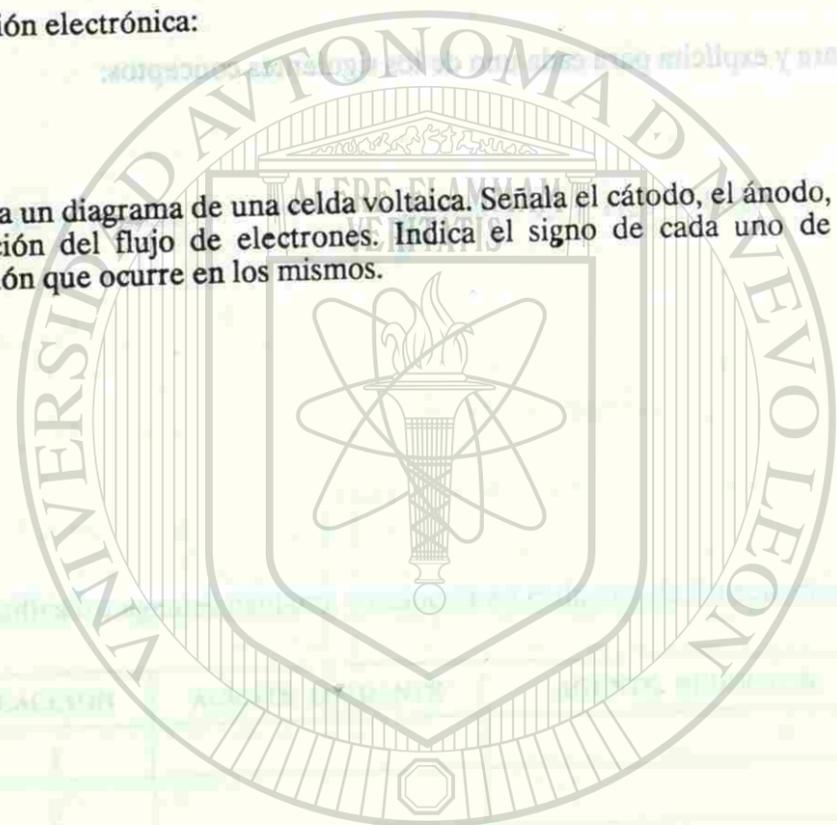
electrólisis:

celda electrolítica:

conducción electrolítica:

conducción electrónica:

2. Dibuja un diagrama de una celda voltaica. Señala el cátodo, el ánodo, el puente salino y la dirección del flujo de electrones. Indica el signo de cada uno de los electrodos y la reacción que ocurre en los mismos.



3. Dibuja un diagrama de una celda electrolítica, señala el signo en cada electrodo y la reacción que ocurre en los mismos.

Actividad 6.10 Serie Electromotriz

Utiliza los conceptos estudiados sobre la Serie Electromotriz para responder lo siguiente:

1. ¿Qué es el potencial de reducción de una media celda y cómo se mide?
2. ¿Qué significa el valor negativo de -0.76V para el potencial de reducción estándar para la media celda del zinc: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$?
3. ¿Qué significa el valor positivo de $+0.34\text{V}$ para el potencial de reducción estándar para la media celda del cobre: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$?
4. Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar de cada media reacción, predice si las reacciones siguientes ocurren espontáneamente.



5. Realiza los siguientes problemas de tu libro de texto: pág. 539 problemas 1,2,3,4 y pág.551 problemas 1,2,3,4,5,6,7,8,9.

EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

I. Selecciona la mejor opción en cada una de las siguientes preguntas.

1. La ecuación $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ es un ejemplo de reacción de:

- Combustión
- Combinación o síntesis
- Descomposición
- Desplazamiento simple
- Metátesis

2. El símbolo \rightleftharpoons indica:

- Que debe aplicarse calor
- Que la reacción es incompleta
- Que se forma un gas en la reacción
- Que la reacción es reversible
- Ninguna de las anteriores

3. En la reacción de combustión del metano (CH_4), principal componente del gas natural:

- Uno de los productos es agua
- Se usa O_2 gaseoso como reactivo
- Se produce CO_2
- Se produce calor
- Todos los enunciados son correctos

4. Es el coeficiente del HCl cuando se balancea la ecuación:

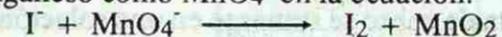


- 6
- 3
- 1
- 2
- Ninguno de los anteriores

5. La reacción: $2\text{Al} + \text{HCl} \longrightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ ocurre porque:

- El Al se encuentra arriba del Cl en las series de actividad
- El Al se encuentra arriba del H en las series de actividad
- Se añade calor a la reacción
- Un gas se forma
- Ninguna de las anteriores

6. Determina qué ocurre al manganeso como MnO_4^- en la ecuación:



- Su número de oxidación cambia de +7 a +4
- Es oxidado a Mn^{2+}
- Su número de oxidación cambia de -7 a +2
- Se reduce a Mn^{4+}
- a y d son correctos

7. Es el agente reductor en la ecuación: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

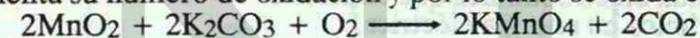
- Na
- H_2O
- NaOH
- H_2

8. Es el agente oxidante en la ecuación:



- HNO_3
- MnCl_2
- HCl
- NO
- MnCl_4

9. Atomo que incrementa su número de oxidación y por lo tanto se oxida en la reacción:



- Mn
- O
- K
- C
- todos son correctos

10. Representa una media reacción de reducción:

- $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
- $\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+ + 1\text{e}^-$
- $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$
- $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$
- c y d son correctas

11. Una celda electrolítica:

- cambia la energía eléctrica en energía química
- utiliza energía eléctrica para hacer que una reacción no-espontánea se efectúe
- se utiliza en electroplatinado
- se usa para descomponer el agua en H_2 y O_2
- todos los enunciados son correctos

12. Metal que reacciona espontáneamente con Cu^{2+} (ac) a 25°C :

- Ag
- Au
- Mg
- Hg
- H_2

13. Si el magnesio está arriba que el cobre en la serie de actividad, predice qué ocurriría si una si una cinta de cobre se sumerge en una solución de sulfato de magnesio.
- La cinta de cobre se platea de magnesio
 - El cobre se disuelve y la solución se colorea de azul
 - No ocurre reacción
 - Se producen burbujas de hidrógeno gaseoso en el cobre
 - Ninguna es correcta

14. Reacción que ocurre cuando el bromo es añadido a una solución de iones yoduro
- $2I^- + Br_2 \longrightarrow I_2 + 2Br^-$
 - $I_2 + 2Br^- \longrightarrow Br_2 + 2I^-$
 - $2I^- + 2Br^- \longrightarrow I_2 + Br_2$
 - $I_2 + Br_2 \longrightarrow 2I^- + 2Br^-$
 - $2Br^- \longrightarrow Br_2 + 2e^-$

15. Elemento que se oxida más fácilmente:
- Cu
 - Zn
 - Ni
 - Cu
 - Al

II. Relaciona las siguientes columnas:

16. Tipo de celda electroquímica que convierte energía química en energía eléctrica.
17. Parte de la celda voltaica donde ocurre la oxidación.
18. Parte de la celda voltaica donde ocurre la reducción.
19. Proceso que utiliza energía eléctrica para efectuar un cambio químico.
- Anodo
 - Electrólisis
 - Voltaica
 - Cátodo

VII

ESTEQUIOMETRIA. LA ARITMETICA EN QUIMICA

GUIA DE UNIDAD

Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
0.5 Día - 1h	1. LEYES ESTEQUIOMETRICAS Ley de la conservación de la materia Ley de las proporciones definidas Ley de las proporciones múltiples	ACT 7.1 LC 7.1 Leyes Estequiométricas ACT 7.2 DEM 7.1	Guía; Pág. 133 LIBRO 7.1, 7.2; Pág. 116
1 Día - 2 h	2. INTERPRETACION DE ECUACIONES QUIMICAS Información cuantitativa de la ecuación Mol y número de Avogadro Masa molecular y de fórmula unitaria	ACT 7.3 ACT 7.4 ACT 7.5	LIBRO 5.1 a 5.3; Pág. 79
2 Días - 4 h	3. RELACIONES PONDERALES EN SUSTANCIAS Conversión masa - mol Composición porcentual Fórmula empírica. Fórmula molecular	ACT 7.6 ACT 7.7 ACT 7.8 ACT 7.9	LIBRO 5.5 a 5.8; Pág. 85
4 Días - 8 h	4. REACCIONES PONDERALES EN REACCIONES QUIMICAS Cálculos de masa y mol en reactivos y productos Reactivo limitante y reactivo en exceso Porcentaje de rendimiento	ACT 7.10 ACT 7.11 ACT 7.12 ACT 7.13 ACT 7.14 ACT 7.15 LC 7.2 Rendimiento porcentual ACT 7.16	LIBRO 6.4; Pág. 102 Guía; Pág. 136 LIBRO 19.8; Pág. 374

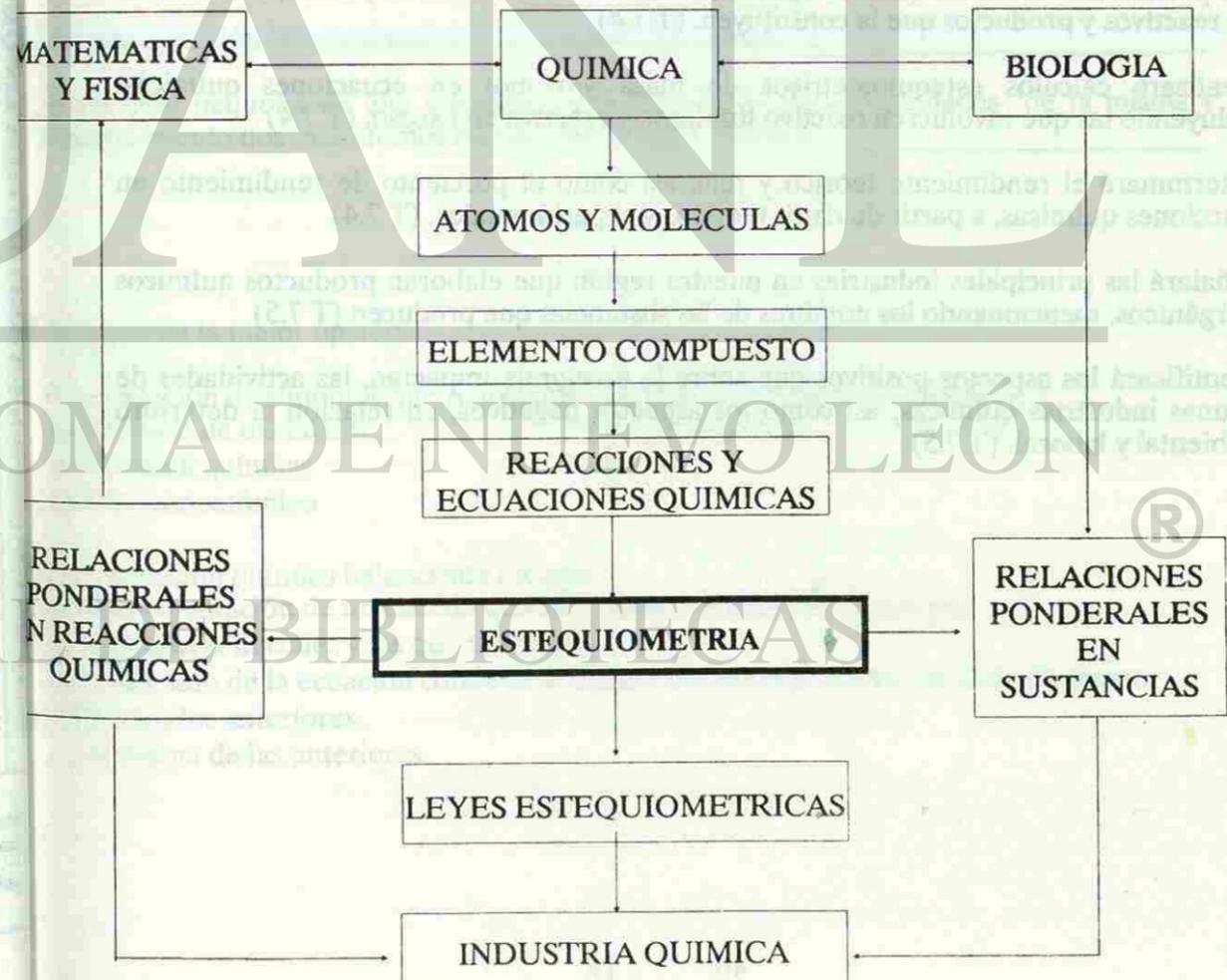
UNIDAD VII

Estequiometría. La aritmética en la química

OBJETIVO

Demostrar el cumplimiento de las leyes estequiométricas mediante cálculos en sustancias, reacciones químicas y en algunos procesos industriales, reconociendo la utilidad de éstos en la obtención de satisfactores y el detrimento que pueden ocasionar en el medio ambiente.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



VII		ESTEQUIOMETRIA. LA ARITMETICA EN QUIMICA		
GUIA DE UNIDAD				
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didacticos	
0.5 Día - 1h	5. LA INDUSTRIA QUIMICA: PRODUCTOR Y CONTAMINANTE Productos químicos regionales Lo positivo y lo negativo de la industria	LC 7.3 Reperuciones de la Tecnología Química. LE 7.1 La Industria química Actividad 7.17	Guía; Pág. 138	
1 Día - 2h	6. PRACTICAS DE LABORATORIO	LAB 7.1 Estudio cuantitativo de una reacción	Guía; Pág. 69	

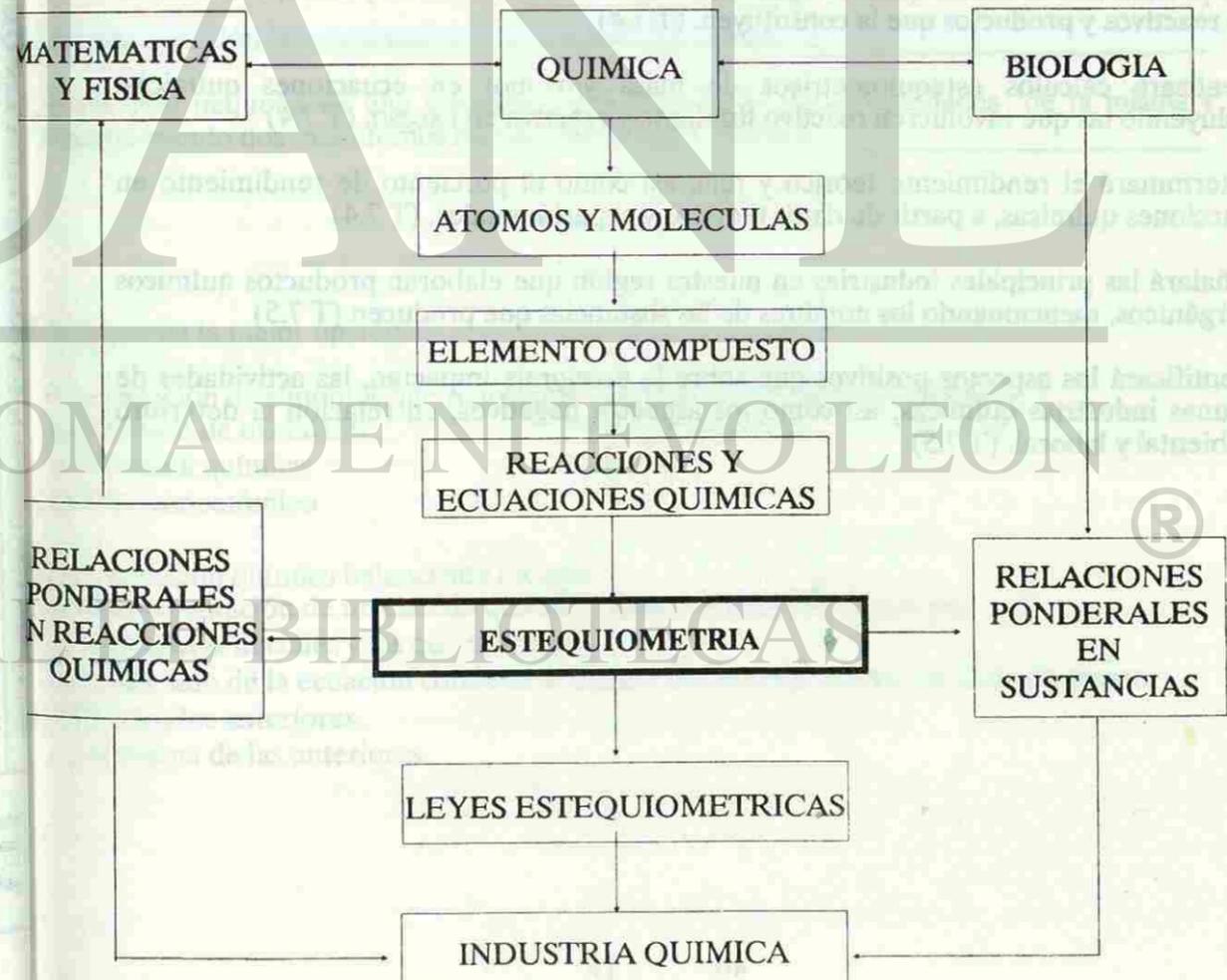
UNIDAD VII

Estequiometría. La aritmética en la química

OBJETIVO

Demostrar el cumplimiento de las leyes estequiométricas mediante cálculos en sustancias, reacciones químicas y en algunos procesos industriales, reconociendo la utilidad de éstos en la obtención de satisfactores y el detrimento que pueden ocasionar en el medio ambiente.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



VII		ESTEQUIOMETRIA. LA ARITMETICA EN QUIMICA		
GUIA DE UNIDAD				
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas			
0.5 Día - 1h	5. LA INDUSTRIA QUIMICA: PRODUCTOR Y CONTAMINANTE Productos químicos regionales Lo positivo y lo negativo de la industria			
1 Día - 2h	6. PRACTICAS DE LABORATORIO LAB 7.1 Estudio cuantitativo de una reacción			
	Experimentos y Actividades		Recursos Didacticos	
	LC 7.3 Reperuciones de la Tecnología Química. LE 7.1 La Industria química Actividad 7.17 AUTOEVALUACION		Guía; Pág. 138 Guía; Pág. 163 Guía; Pág. 69	

Al terminar las actividades de la unidad, el estudiante:

- 1.- Explicará el significado de las leyes estequiométricas. (T 7.1)
- 2.- Definirá el concepto de mol en base al número de átomos, moléculas y fórmulas unitarias, relacionándolo con el número de Avogadro. (T 7.2)
- 3.- Calculará la masa molecular y la masa de fórmula unitaria de una sustancia, a partir de su fórmula química. (T 7.2)
- 4.- Efectuará conversiones de masa-mol y mol-masa en una sustancia. (T 7.3)
- 5.- Calculará la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula química o de datos experimentales. (T 7.3)
- 6.- Determinará fórmulas empíricas y moleculares a partir de datos experimentales, basados en por ciento de composición o en número de gramos. (T 7.3)
- 7.- Interpretará una ecuación química balanceada en términos de moles y masa, con base en los reactivos y productos que la constituyen. (T 7.4)
- 8.- Realizará cálculos estequiométricos de masa y/o mol en ecuaciones químicas, incluyendo las que involucren reactivo limitante y reactivo en exceso. (T 7.4)
- 9.- Determinará el rendimiento teórico y real, así como el por ciento de rendimiento en reacciones químicas, a partir de datos teóricos y experimentales. (T 7.4)
- 10.- Señalará las principales industrias en nuestra región que elaboran productos químicos inorgánicos, mencionando los nombres de las sustancias que producen. (T 7.5)
- 11.- Identificará los aspectos positivos que sobre la economía impactan, las actividades de algunas industrias químicas; así como los aspectos negativos, en relación al deterioro ambiental y laboral. (T 7.5)

Estequiometría. La aritmética en la química

Actividad 7.1 Examen diagnóstico

I. De la lista de términos que se dan a continuación, selecciona el correcto y completa los enunciados.

Solución, reactivo, símbolo, elemento, compuesto, átomo, molécula, productos, mezcla.

1. Sustancia pura que por medios químicos ordinarios, no puede descomponerse en partes más simples. _____
2. Partícula más pequeña de un elemento que puede existir conservando sus propiedades. _____
3. Sustancia que contiene dos o más elementos combinados en proporción definida en peso. _____
4. Representación del nombre de un elemento. _____
5. En una reacción las sustancias que se forman son llamados. _____
6. Parte más pequeña de una sustancia, que mantiene las propiedades de la misma y resulta cuando dos más átomos forman un enlace covalente. _____

II. Selecciona la mejor opción

1. Combinación de símbolos que representa la composición de un compuesto:
 - a) Número de oxidación
 - b) Ión poliatómico
 - c) Fórmula química
 - d) Isótopo
 - e) Ión monoatómico
2. Una ecuación química balanceada incluye:
 - a) Representación de un cambio químico usando símbolos y fórmulas.
 - b) Sustancias iniciales y las que se forman.
 - c) Cada lado de la ecuación contiene el mismo número de átomos de cada elemento.
 - d) Todos los anteriores.
 - e) Ninguna de las anteriores.

Actividad 7.2 Leyes estequiométricas

I. Después de conocer y estudiar el tema sobre leyes estequiométricas, contesta el siguiente cuestionario:

1. Busca el significado del término estequiometría y posteriormente con tus palabras elabora una definición.

2. Escribe brevemente la importancia que tiene el estudio de la estequiometría en química.

3. Escribe la definición de las siguientes leyes estequiométricas:

a) Ley de la conservación de la materia

b) Ley de las proporciones constantes o definidas

c) Ley de las proporciones múltiples

4. Cuando el oxígeno y el hidrógeno se combinan para formar agua, siempre lo hacen en la misma proporción en masa (8/1). ¿Cuál es la ley que confirma estos datos?

5. Si 16 g de azufre y 100.3 g de mercurio se calientan en un recipiente cerrado para dar 116.3 g de sulfuro de mercurio (II). ¿Cuál es la ley que confirma estos datos?

6. H_2O y H_2O_2 son dos compuestos diferentes constituidos por el mismo tipo de átomos, pero en relaciones ponderales diferentes. De la descomposición de 100 g de cada compuesto se obtuvieron los siguientes pesos:

COMPUESTO	HIDROGENO	OXIGENO
H_2O	11.20 g	88.80 g
H_2O_2	5.90 g	94.10 g

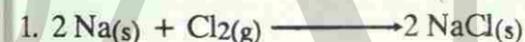
a) ¿En qué proporción se encuentran el hidrógeno y el oxígeno en el H_2O y en el H_2O_2 ?

b) ¿Qué ley ejemplifica este caso?

Actividad 7.3 Interpretación de ecuaciones químicas

La mejor forma de interpretar una ecuación química es en base molar.

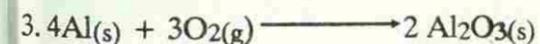
I. Escribe en términos de moles la información solicitada que se presenta en cada una de las siguientes ecuaciones químicas:



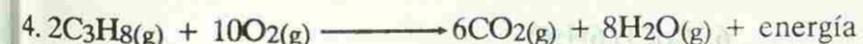
_____ de sodio reaccionan con _____ de cloro gaseoso para producir _____ de _____.



_____ de _____ reaccionan con _____ de _____ y producen _____ de _____ + _____ de _____.



_____ de _____ se combinan con _____ de _____ y producen _____ de _____.



_____ de gas propano reaccionan con _____ de _____ y producen _____ de _____ + _____ de _____.

Actividad 7.4 Relación entre moles y número de Avogadro

Conociendo las equivalencias:

- 1 mol = 6.02×10^{23} átomos
1 mol = 6.02×10^{23} moléculas
1 mol = 6.02×10^{23} fórmulas unitarias.

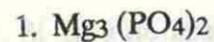
Realiza las conversiones que se piden a continuación:

- 5.4 moles de H₂O a moléculas.
- 8.35×10^{24} fórmulas unitarias de NaCl a moles.
- 6.29 moles de Ag a átomos.
- 12.04×10^{23} moléculas de Al₂(SO₄)₃ a moles.

Actividad 7.5 Masa molecular y masa de fórmula unitaria

La masa molecular y la masa de fórmula unitaria se obtienen sumando las masas atómicas de los átomos en una fórmula del compuesto.

I. Determina el número de átomos de cada elemento en los compuestos siguientes:



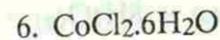
Mg :
P :
O :



C :
H :
O :



N :
H :
S :
O :



Co :
Cl :
H :
O :



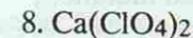
Al :
H :
P :
O :



Cu :
S :
O :
H :

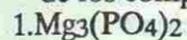


Fe :
Cr :
O :



Ca :
Cl :
O :

II. Calcula la masa molecular o la masa de fórmula unitaria, según corresponda, de cada uno de los compuestos del problema I.



5.

2.

6.

3.

7.

4.

8.

III. Efectúa el problema 1 incisos (a-n) de la página 80 de tu libro de texto.

Actividad 7.6 Relaciones masa - mol - número de Avogadro

I. Utilizando las equivalencias molares o la ecuación que relaciona la masa y el número de moles, así como la equivalencia: $1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23}$ átomos, moléculas o fórmulas unitarias. Realiza los siguientes problemas:

1. ¿Cuántos moles hay en 115 g de Na metálico?
2. ¿Cuántos gramos de NaOH equivalen a 24 moles del mismo?
3. Una muestra de 73 gramos de HCl, ¿a cuántas moléculas equivale de ese ácido?
4. 12.04×10^{23} fórmulas unitarias de NaCl, ¿a cuántos gramos equivalen?
5. El dióxido de nitrógeno es uno de los principales gases que contribuyen al problema del smog. Es de color café y tiene fórmula molecular NO_2 .
 - a) ¿Cuántos gramos hay en 0.5 moles de NO_2 ?

b) ¿Cuántos moles de nitrógeno (N) y de oxígeno (O) están contenidos en 0.5 moles de NO_2 ?

c) ¿Cuántos gramos de N y O hay en 0.5 moles de NO_2 ?

6. ¿Será posible beber 10 moles de agua en una sola vez? Considera que el agua tiene una densidad de 1 g/ml

7. ¿Qué pesa más: un mol de azúcar de mesa (sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) o un mol de vitamina C (ácido ascórbico, $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$)? Compruébalo.

8. Un kilogramo de hemoglobina corresponde a 0.0145 moles de esta sustancia vital. ¿Cuál es su peso molecular?

9. Una receta utiliza una cucharita de bicarbonato de sodio (NaHCO_3), la cual pesa 3.5 gramos.

a) ¿Cuántos moles están presentes, en esa masa de NaHCO_3 ?

b) Si una caja de 100 gramos de bicarbonato de sodio cuesta 3 pesos, ¿cuánto costará un mol de esa misma sal?

II. Realiza los problemas 2 al 10 de la página 83 de tu libro de texto.

Actividad 7.7 Composición porcentual

La composición porcentual de un compuesto es útil en la identificación y verificación de compuestos químicos.

I. Después de leer el párrafo 5:5, página 85-86 del libro de texto, responde correctamente lo que se pide

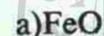
1. ¿Qué indica la composición porcentual de un compuesto?

2. Utiliza términos que aparecen a continuación, para completar el siguiente enunciado:
- | | | |
|---------------|-----------------|--------------------|
| a) compuesto | b) 100 | c) elemento |
| d) dividiendo | e) masa atómica | f) masa molecular. |

El porcentaje en masa de cada _____ presente en un _____ se obtiene la _____ de cada elemento en un mol del compuesto entre la _____ del _____ y multiplicando por _____.

3. Representa mediante una ecuación la forma de calcular la composición porcentual o el porcentaje en masa de un elemento en un compuesto. El enunciado del problema 2 establece con palabras la forma de efectuar el cálculo.

4. Calcula el % de hierro (Fe) en los siguientes compuestos:



II. Resuelve los siguientes problemas

1. Por muchos años se utilizó cloroformo (CHCl_3) como anestésico de inhalación a pesar de que es tóxico y puede causar lesiones en el hígado, corazón y riñón. Calcula la composición porcentual en masa de ese compuesto. Puedes seguir los siguientes pasos para resolverlo:

PASO 1

Determina los elementos diferentes, presentes en la fórmula.

PASO 2

Investiga las masas atómicas de cada elemento y calcula la masa molecular del compuesto.

PASO 3

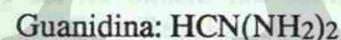
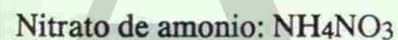
Aplica la ecuación para calcular el % de cada elemento en el compuesto.

% C = _____

% H = _____

% Cl = _____

2. Un buen fertilizante se considera que debe tener un alto contenido de nitrógeno. Calcula el % de N de los siguientes compuestos y determina cuál será el mejor fertilizante.



3. El nitrógeno forma varios compuestos con el oxígeno. En uno de ellos 2.043 g de nitrógeno se combinan exactamente con 2.334 g de oxígeno. ¿Cuál es la masa porcentual de cada elemento en el compuesto?

4. Resuelve los problemas del 34 al 39 de la página 95 del libro de texto.

Actividad 7.8 Fórmula empírica

La fórmula empírica indica la relación mínima de átomos en un compuesto.

I. Responde correctamente lo que se solicita, después de leer el párrafo 5:6 página 87-88 del libro de texto.

1. ¿Qué entiendes por fórmula empírica y con qué otro nombre se le conoce?

2. Selecciona de los términos que se dan a continuación, el adecuado para completar cada línea.

a) mínima b) porcentual c) empírica d) compuesto

La fórmula _____ o _____ de un _____ se obtiene a partir de su composición _____.

Resuelve los siguientes problemas siguiendo los pasos mostrados a continuación:

1. El ácido ascórbico (vitamina C) evita el escorbuto y puede ayudar a prevenir el resfriado común. Se compone de 40.92% de carbono, 4.58% de hidrógeno y 54.50% de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica?

Solución:

Como la suma de los % de los elementos es 100%, la masa del compuesto se considera igual a 100 gramos y los % de cada elemento representan los gramos del mismo en los 100 gramos del compuesto, es decir:

Por cada 100 g. de ácido ascórbico (vitamina C) hay:

40.92 gramos de Carbono

4.58 gramos de Hidrógeno

54.50 gramos de Oxígeno

PASO 1:

Calcular el número de moles de cada elemento presente (C, H, O) de la siguiente manera:

$$\text{Moles de C} = 40.92 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g}} = \text{_____} \text{ moles de C}$$

$$\text{Moles de H} = 4.58 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g}} = \text{_____} \text{ moles de H}$$

$$\text{Moles de O} = 54.50 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g}} = \text{_____} \text{ moles de O}$$

PASO 2:

Los moles obtenidos indican la relación de átomos en la fórmula del compuesto pero, como puedes observar, se obtuvieron valores fraccionarios por lo que es necesario convertirlos en números enteros y esto se logra dividiendo cada uno de los valores entre el menor de éstos.

$$\text{C: } \text{_____} =$$

$$\text{H: } \text{_____} =$$

$$\text{O: } \text{_____} =$$

PASO 3:

Si los números obtenidos por este procedimiento son números enteros, se usan como subíndices al escribir la fórmula empírica. Si los números obtenidos no son enteros como en el caso del hidrógeno, entonces deberás multiplicar cada uno de los valores obtenidos en el paso 2 por un número mínimo que los convierta en enteros.

$$\text{H} = \text{Resultado del paso 2} \times \frac{\text{_____}}{\text{número mínimo}} = \text{_____ número entero}$$

$$\text{C} = \text{Resultado del paso 2} \times \frac{\text{_____}}{\text{número mínimo}} = \text{_____ número entero}$$

$$\text{O} = \text{Resultado del paso 2} \times \frac{\text{_____}}{\text{número mínimo}} = \text{_____ número entero}$$

PASO 4:

Escribir la fórmula empírica del ácido ascórbico utilizando los números enteros como subíndices de la fórmula empírica.

C H O



1020124206

2. En las ciudades donde se usa carbón como combustible, su ambiente atmosférico está muy contaminado con un gas pungente (picante) incoloro, formado por azufre y oxígeno. El análisis químico de una muestra de 1.078 g de este gas reveló que contiene 0.538 g de oxígeno y 0.540 g de azufre. ¿Cuál es su fórmula empírica?

3. Resuelve los problemas del 33 al 37 de la página 89 del libro de texto

Actividad 7.9 Fórmula molecular

La fórmula molecular es generalmente un múltiplo de la fórmula empírica y en algunas ocasiones ambas son iguales.

I. Lee cuidadosamente el párrafo 5:7, Pág. 89 del libro de texto y resuelve las siguientes cuestiones.

1. Mediante un esquema, muestra similitudes y diferencias entre los conceptos de: fórmula mínima y fórmula molecular.

2. Selecciona de los términos dados a continuación, el más adecuado para completar el enunciado.

- a) masa molecular b) molecular c) empírica

Para determinar la fórmula _____ se necesitan conocer la fórmula _____ y la _____.

3. Escribe la ecuación mediante la cual se puede calcular el número de unidades de fórmula empírica contenidas en la fórmula molecular.

$$n = \frac{\text{Número de unidades de fórmula empírica}}{\text{Fórmula empírica}} = \frac{\text{Fórmula molecular}}{\text{Fórmula empírica}}$$

II. Resuelve los siguientes problemas

- La masa molecular de la cafeína es de 194.19 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína: $C_4H_5N_2O$ o $C_8H_{10}N_4O_2$?
- La fórmula empírica de un compuesto usada en el pasado como pigmento verde en las pinturas es $C_2H_3As_3Cu_2O_8$, la masa molecular del mismo es 1013.71 g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular?
- Un azúcar que es usado por el organismo para producir energía tiene la siguiente composición porcentual: C = 39.99%, H = 6.713% y O = 53.29%. La masa molecular es de 210.18 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- Un componente de proteína llamado "serina" tiene una masa molecular de 105.10 g/mol. Si la composición porcentual es la siguiente: C = 34.28%, H = 6.666%, O = 45.71%, N = 13.33%. ¿Cuál es la fórmula molecular de este componente?
- En algunas ocasiones se ha sospechado que el glutamato monosódico, ingrediente de algunos sazonadores de comida, es la causa del "síndrome del restaurante chino", porque puede causar dolor de cabeza. Este compuesto tiene la siguiente composición porcentual: C = 35.51%, H = 4.77%, O = 37.85%, N = 8.29% y Na = 13.60%. Si su masa molecular es de 169 g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular?

Actividad 7.10 Factores molares

I. De la explicación recibida por tu maestro, acerca de la información obtenida de una ecuación química balanceada, realiza la ejercitación siguiente:

1. Basándote en la ecuación química que a continuación aparece, contesta lo que se pide:



- a) ¿Cuáles son los reactivos? _____
 b) ¿Cuál es el producto? _____
 c) Verifica si la ecuación está balanceada (si o no) _____

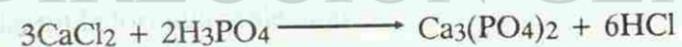
Completa los espacios:

- a) Dos moléculas de magnesio + una molécula de oxígeno producen _____
 b) Dos moles de Mg + _____ producen _____
 c) Relación molar entre el Mg y MgO = _____ o _____
 d) Relación molar entre el O₂ y MgO = _____ o _____
 e) Relación molar entre el O₂ y Mg = _____ o _____

Actividad 7.11 Relaciones molares

I. Responde los siguientes cuestionamientos:

1. Para la reacción:



Calcula la relación molar de:

- a) CaCl₂ a Ca₃(PO₄)₂
 b) HCl a H₃PO₄
 c) CaCl₂ a H₃PO₄
 d) Ca₃(PO₄)₃ a H₃PO₄
 e) H₃PO₄ a HCl
 f) HCl a Ca₃(PO₄)₂

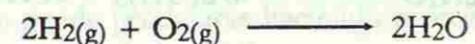
2. En la reacción:



a) ¿Cuál es la relación molar de CO a CH₃OH?

b) ¿Es correcta la afirmación de que 2 moles de hidrógeno producen una mol de metanol (CH₃OH)?

c) Para la reacción siguiente, determina si es correcto o no lo que se afirma



La relación molar que permite convertir moles de O₂ que reaccionan, a moles de H₂O que se forman es:

2 moles de H₂

2 moles H₂O

Sí ___ No ___

4. Para la reacción:



¿Es correcto decir que si reaccionan 0.50 moles de Mg(OH)_2 se requieren 0.25 moles de HCl ?

5. Explica por qué en la ecuación química balanceada $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$, se sabe que 1 g de C no reacciona exactamente con 1 g de O_2 .

6. Explica por qué los coeficientes de una ecuación química balanceada se interpretan en base molar y no directamente en base de masa.

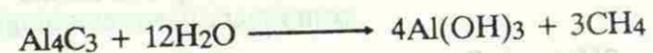
Actividad 7.12 Cálculos mol-mol

I. Contesta adecuadamente cada pregunta

1. ¿Cuántos moles de Cl_2 se pueden producir con 5.60 moles de HCl ?



2. Dada la ecuación:



a) ¿Cuántos moles de Al(OH)_3 se producirán cuando se formen 0.600 moles de CH_4 ?

b) Un método antiguo para la producción de cloro consistía en hacer reaccionar pirolusita (MnO_2) con ácido clorhídrico. ¿Cuántos moles de HCl reaccionarán con 1.05 moles de MnO_2 ? (balancear primero la ecuación).



4. El disulfuro de carbono es un solvente industrial muy importante. Es preparado por la reacción de carbón coque con dióxido de azufre.



a) ¿Cuántos moles de CS_2 se forman cuando reaccionan 6.30 moles de carbón coque?

b) ¿Cuántos moles de carbón coque son necesarios para reaccionar con 7.24 moles de SO_2 ?

c) ¿Cuántos moles de CO se forman cuando se han obtenido 0.762 moles de CS_2 ?

Actividad 7.13 Cálculos Mol-Masa

I. Resuelve lo siguiente:

1. ¿Que masa de hidrógeno puede producirse haciendo reaccionar 6.0 moles de aluminio con ácido clorhídrico. La ecuación balanceada es:



Los pasos siguientes te marcan una secuencia lógica que puedes seguir para resolver este tipo de problemas.

a) Escribe la ecuación balanceada (verifica siempre este paso, para asegurarte que los cálculos del problema serán correctos).

b) La sustancia dada es:

c) Establece a partir de la ecuación balanceada la relación molar de la sustancia requerida (H₂) y la sustancia dada (Al).

d) Utiliza la relación molar para calcular los moles de la sustancia requerida y enseguida conviértelos a masa.

2. Dada la ecuación:



a) ¿Cuántos moles de agua se necesitan para reaccionar con 110 g de Al₄C₃?

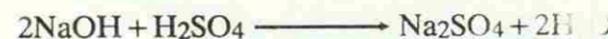
3. ¿Cuántos moles de NH₃ pueden ser producidos a partir de 33.6 g de N₂?, de acuerdo a la siguiente ecuación:



4. ¿Cuántos gramos de Na₃PO₄ se producen al reaccionar 0.45 moles de H₃PO₄ con exceso de NaOH? La ecuación balanceada es:



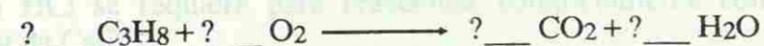
5. ¿Cuántos moles de Na₂SO₄ se pueden producir al reaccionar 100.0 g de NaOH con suficiente H₂SO₄?, la ecuación balanceada es la siguiente:



Actividad 7.14 Cálculos masa-masa

I. Resuelve el siguiente problema aplicando la secuencia de pasos recomendados anteriormente para los cálculos estequiométricos.

1. El propano (C₃H₈) cuando se emplea como combustible reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua, según la siguiente ecuación:



¿Qué masa de oxígeno se requiere para que reaccione exactamente con 50g de propano?

Resolución:

a) Balancea la ecuación:

b) Convierte la masa de propano (50 g) a moles.

c) Mediante la relación molar : $\frac{5 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}$

Calcula los moles de sustancia requerida (O₂) a partir de los moles de sustancia dada (propano).

d) Convierte los moles de O₂ a gramos.

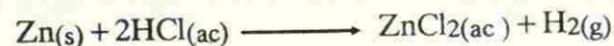
II. Resuelve los siguientes problemas utilizando la secuencia señalada en el problema I.

1. Aún cuando las mezclas de hidrógeno y oxígeno son altamente explosivas, el hidrógeno gaseoso elemental puro se consume en forma normal en el aire con una llama azul pálida produciendo vapor de agua. La ecuación que muestra esta ecuación es:



Calcula la masa (en gramos) de vapor de agua que se produce al quemarse 56 g de hidrógeno gaseoso puro.

2. Cuando se necesitan pequeñas cantidades de hidrógeno gaseoso elemental en el laboratorio, suele obtenerse por reacción química de un metal con un ácido. Por ejemplo, el zinc reacciona con ácido clorhídrico liberando hidrógeno gaseoso elemental, como lo muestra la ecuación.



¿Qué masa de hidrógeno gaseoso se produce al hacer reaccionar 2.50 g de zinc con exceso de ácido clorhídrico acuoso?

3. En un alto horno, el óxido de hierro (III) reacciona con carbón coque para producir hierro fundido y monóxido de carbono:



¿Cuántos kilogramos de hierro se formarán a partir de 125 kg de Fe₂O₃?

4. Se sabe que la deficiencia de calcio en la dieta de algunas mujeres puede contribuir al desarrollo de la osteoporosis (fragilidad ósea), por lo que el uso de suplementos de calcio en la dieta se ha hecho bastante común. Muchos de estos suplementos están formados por CaCO₃. Cuando se ingiere una tableta de CaCO₃, ésta se disuelve por reacción con el ácido estomacal (HCl). La ecuación que lo muestra es la siguiente:



¿Qué masa de HCl se requiere para reaccionar completamente con una tableta que contiene 500 mg de CaCO₃?

5. ¿Qué masa de CaO puede obtenerse de la descomposición térmica de 48.0 g de CaCO₃?
La ecuación que representa esta descomposición es:



6. Un paso en la producción comercial del ácido sulfúrico (H₂SO₄), es la conversión de dióxido de azufre (SO₂) a trióxido de azufre (SO₃).



Si reaccionan en su totalidad 150 kg de SO₂, ¿qué masa de SO₃ se obtendrá?

7. Un método que permite obtener oxígeno en pequeña escala, para una práctica de laboratorio, es el que se representa mediante la reacción siguiente



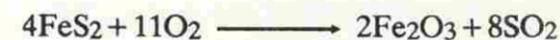
¿Qué masa de oxígeno gaseoso se produce al calentar 5.00 g de KClO₃.

8. El metal manganeso se puede preparar mediante una reacción llamada reacción térmica, debido a que libera gran cantidad de calor. El manganeso se obtiene en estado fundido (líquido), según lo muestra la siguiente ecuación:



Determina el peso de aluminio que se necesita para producir 750 g de Mn.

9. Algunas cantidades de azufre están presentes en el carbón mineral en forma de piritita, FeS₂ (también conocida como oro falso). Cuando se quema, contamina el aire con el producto de la combustión que es el dióxido de azufre, como se muestra en la siguiente ecuación química:



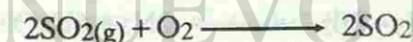
¿Cuántos gramos de SO₂ son producidos a partir de 145 g de O₂?

10. Realiza los ejercicios del 29 al 36 de la página 106 y 107, y del 25 al 30 de la página 112 de tu libro de texto

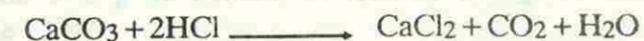
Actividad 7.15 Reactivo limitante y reactivo en exceso

I. Resuelve correctamente los siguientes problemas.

- ¿Cómo se puede reconocer un problema de reactivo limitante?
- ¿Cuántos sandwiches que contengan una rebanada de queso y dos de pan pueden formarse con 30 rebanadas de pan y 20 de queso?
- ¿Cuál es el reactivo limitante cuando 3.1 moles de SO₂ reaccionan con 2.7 moles de O₂, de acuerdo a la siguiente ecuación:



- La piedra caliza (CaCO₃) se disuelve en ácido clorhídrico (HCl), como se muestra en la ecuación:



Si una muestra de 20.0 g de CaCO_3 y 10.0 g de HCl se mezclan, ¿qué peso de CO_2 se produce?

5. El óxido de manganeso (IV) reacciona con ácido clorhídrico para producir cloro gas, cloruro de manganeso (II) y agua:



- Cuando 10.2 g de MnO_2 reaccionan con 18.3 g de HCl . ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Qué masa de cloro (Cl_2) se puede obtener?
- ¿Cuál es el reactivo en exceso?
- ¿Cuál es la cantidad en exceso?

6. Dada la siguiente ecuación:



Si una muestra de 40.0 g de O_2 se combina con 1.50 moles de NH_3 . ¿Cuál es el reactivo limitante?, ¿qué masa de N_2 se obtendrá?

7. Realiza el ejercicio 19 de la página 376 de tu libro de texto.

8. El agotamiento de ozono (O_3) en la estratósfera ha sido materia de gran preocupación entre los científicos, en los últimos años. Se cree que el O_3 puede reaccionar con el óxido nítrico (NO) proveniente de las emisiones de los aviones de propulsión a elevadas alturas. La ecuación es:



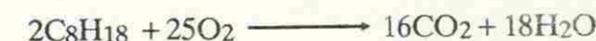
Si 0.740 g de O_3 reaccionan con 0.670 g de NO :

- ¿Cuántos gramos de NO_2 se pueden producir?
- ¿Qué compuesto es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos moles de reactivo excedente permanecen al final de la reacción?

Actividad 7.16 Porcentaje de rendimiento

I. Soluciona los siguientes problemas.

1. El octano en la gasolina se quema en el motor del automóvil de acuerdo con esta ecuación:



Si se quema una muestra de 57.0 g de octano, se forman 152 g de CO_2 . ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de CO_2 ?

Actividad 7.17. La estequiometría en la industria

1. Formen grupos de cuatro a cinco alumnos y discutan los riesgos y beneficios de edificar una planta química cerca de una población, saquen sus conclusiones y preséntenlas a la totalidad del grupo.

2. Investiga y elabora un listado de las principales industrias químicas de la región, donde se procesen sustancias químicas inorgánicas. Sugerencia: consulta el directorio de la industria química de la transformación (CAINTRA).

3. En grupos de cuatro a cinco alumnos preparen una presentación sobre un proceso típico de una industria química de la localidad que elabore productos inorgánicos. De ser posible, visitar esa planta química. Puedes hacer uso de un poster que ayude en la presentación y se puede incluir la siguiente información:

- 1) Nombre de la industria.
- 2) Productos químicos que elabora y cuál es la utilidad de los mismos.
- 3) Tamaño y extensión de la industria.
- 4) Diagrama de flujo de uno de los procesos.
- 5) ¿Cómo puede afectar a la comunidad esta industria?
- 6) ¿Cómo asume sus responsabilidades con la sociedad esta industria?
- 7) ¿Cómo maneja sus desechos?
- 8) ¿Qué riesgos para la población y para sus trabajadores implica su funcionamiento? y qué medidas de seguridad ha adoptado para eliminar estos riesgos?

EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Selecciona la mejor opción en cada una de las siguientes preguntas.

1. Un mol es:
a) 6.02×10^{23} moléculas o fórmulas unitarias
b) La unidad de cantidad del SI
c) Igual a la masa molecular de un compuesto
d) Equivalente a la masa atómica de un elemento
e) Todas las anteriores
2. Un mol de oxígeno molecular contiene:
a) 16 átomos
b) 8 átomos
c) 32 g
d) 6.02×10^{23} átomos
e) 1 g
3. La masa molecular del C_3H_8O es:
a) 29 g
b) 53 g
c) 66 g
d) 12 g
e) 60 g
4. La acetona, con fórmula C_3H_6O se usa como solvente en los removedores del barniz de uñas. ¿Cuántos moles de acetona hay en un frasco que contiene 5 g de este solvente?
a) 0.861 moles
b) 0.0861 moles
c) 861 moles
d) 8.61 moles
e) 86.1 moles
5. ¿Cuántos moles están presentes en 2.54 g de Cu?
a) 0.0400 moles
b) 25 moles
c) 161 moles
d) 0.400 moles
e) 0.0040 moles
6. ¿Cuántos gramos de nitrato de calcio están contenidos en 2.52 moles de $Ca(NO_3)_2$?
a) 69.1 g
b) 41.4 g
c) 74.1 g
d) 257 g
e) 413.28 g
7. ¿Cuál es el porcentaje de composición de Zn y de Cl, en el $ZnCl_2$?
a) 52.1 % Zn, 47.9 % Cl
b) 64.8 % Zn, 35.2 % Cl
c) 47.94 % Zn, 52.05 % Cl
d) 50 % Zn, 50 % Cl
e) 33 % Zn, 67 % Cl
8. Es el compuesto que tiene el porcentaje más alto de Ca:
a) CaF_2
b) $CaCl_2$
c) $CaBr_2$
d) Ca_2
e) CaO

9. La fórmula empírica de un compuesto con una composición porcentual: 39.7 % K, 27.8 % Mn, y 32.5 % de O es:

- a) KMnO_3 b) $\text{K}_4\text{Mn}_3\text{O}_3$ c) K_2MnO_4
 d) KMnO_4 e) KMnO

10. La fórmula empírica para un compuesto usado en las pinturas como pigmento verde es: $\text{C}_2\text{H}_3\text{As}_3\text{Cu}_2\text{O}_8$. Su masa molecular es 1013.71 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

- a) $\text{C}_4\text{H}_3\text{As}_3\text{Cu}_2\text{O}_8$ b) $\text{C}_2\text{H}_6\text{As}_6\text{Cu}_4\text{O}_{16}$ c) $\text{C}_4\text{H}_6\text{As}_6\text{Cu}_4\text{O}_{16}$
 d) $\text{C}_2\text{H}_3\text{As}_6\text{Cu}_4\text{O}_{16}$ e) Ninguna respuesta es correcta

11. La relación molar para obtener moles de agua (H_2O) a partir de moles de metano (CH_4) en la siguiente reacción es:



- a) $\frac{2 \text{ moles } \text{CH}_4}{6 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}$ b) $\frac{2 \text{ moles } \text{HCN}}{6 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}$ c) $\frac{6 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{3 \text{ moles } \text{O}_2}$
 d) $\frac{6 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ moles } \text{CH}_4}$ e) $\frac{6 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ moles } \text{NH}_3}$

12. ¿Cuántos moles de SO_2 se producen a partir de 20.0 g de H_2S , de acuerdo a la siguiente reacción:



- a) 0.312 moles b) 2.00 moles c) 20.0 moles
 d) 0.587 moles e) 34 moles

13. ¿Cuántos gramos de NaCN se obtienen de la reacción, si se utilizan 174 g de $\text{Ca}(\text{CN})_2$ como reactivo de acuerdo a la siguiente ecuación?



- a) 185 g b) 46.1 g c) 2.2×10^3 g
 d) 554 g e) 187 g

14. Si 20 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ se mezclan con 20 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, de acuerdo a la siguiente ecuación el reactivo limitante es:



- a) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ c) BaSO_4
 d) H_2O e) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

15. Cuando 25 g de nitrato de potasio se descomponen para producir nitrito de potasio y oxígeno gas, se obtienen 2.6 g de oxígeno gas. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento del oxígeno?



- a) 16 % b) 65 % c) 6.6 %
 d) 33 % e) 1.6 %

VIII		SOLUCIONES, EL AGUA Y LOS SISTEMAS ACUOSOS			
VIII		GUIA DE UNIDAD			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos		
1 Día - 2 h	1. EL AGUA : RECURSO VITAL Importancia y usos del agua Aguas duras y blandas Contaminantes del agua Métodos de tratamiento y purificación Impacto ambiental por la contaminación del agua	LC 8.1 El agua ACT 8.1	Guía; Pág. 142		
2 Días - 4 h	2. PROPIEDADES DE SOLUCIONES Disolución de sustancias Proceso de disolución. Soluto y disolvente Solubilidad <i>Factores que la afectan</i> <i>Límite de solubilidad</i> Soluciones electrolíticas y no electrolíticas	ACT 8.2 ACT 8.3 LC 8.2 Gráfica de Solubilidad ACT 8.4 (I) LE 8.1 Refrescos gaseosos ACT 8.5	LIBRO 21.0 a 21.4; Pág. 405 Guía; Pág 147 Guía; Pág. 164 LIBRO 21.5; Pág. 410 21.7; Pág. 411 3.5; Pág. 49 24.0; Pág. 461		
0.5 Día - 1 h	3. TIPOS DE SOLUCIONES Solución diluida y concentrada Solución saturada, no-saturada y sobresaturada	DEM 8.1 Solución diluida y concentrada ACT 8.4(II) DEM 8.2 Sobresaturación	LIBRO 21.4; Pág. 409		

VIII		SOLUCIONES, EL AGUA Y LOS SISTEMAS ACUOSOS			
VIII		GUIA DE UNIDAD			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos		
4 - 2 - 1 Día	4. SUSPENSIONES Y COLOIDES Tamaño de partícula Tipos de coloides Propiedades de coloides <i>Efecto Tyndall</i> <i>Movimiento browniano</i>	LC 8.3 Tipos de Coloides DEM 8.3 Prop. de los coloides ACT 8.6 ACT 8.7 LE 8.2 Gelatina	Guía; Pág. 148 LIBRO 22.8; Pág. 429 LIBRO 22.9; Pág. 430 LIBRO 22.10; Pág. 431 Guía; Pág. 164		
4 - 6 - 5 Días	5. UNIDADES DE CONCENTRACION Físicas <i>Porcentaje en peso</i> <i>Porcentaje en volumen</i> <i>Porcentaje en peso - volumen</i> <i>Partes por millón</i> Químicas Molaridad	LC 8.4 Unidades de concentración ACT 8.8 (I-V) DEM 8.4 Molaridad ACT 8.8 (VI)	Guía; Pág. 148 LIBRO 5.4; Pág. 84 21.8; Pág. 411		
1 Día - 2 h	6. PRACTICAS DE LABORATORIO	AUTOEVALUACION LAB 8.1 Preparación de soluciones	Guía; Pág. 93 Guía		

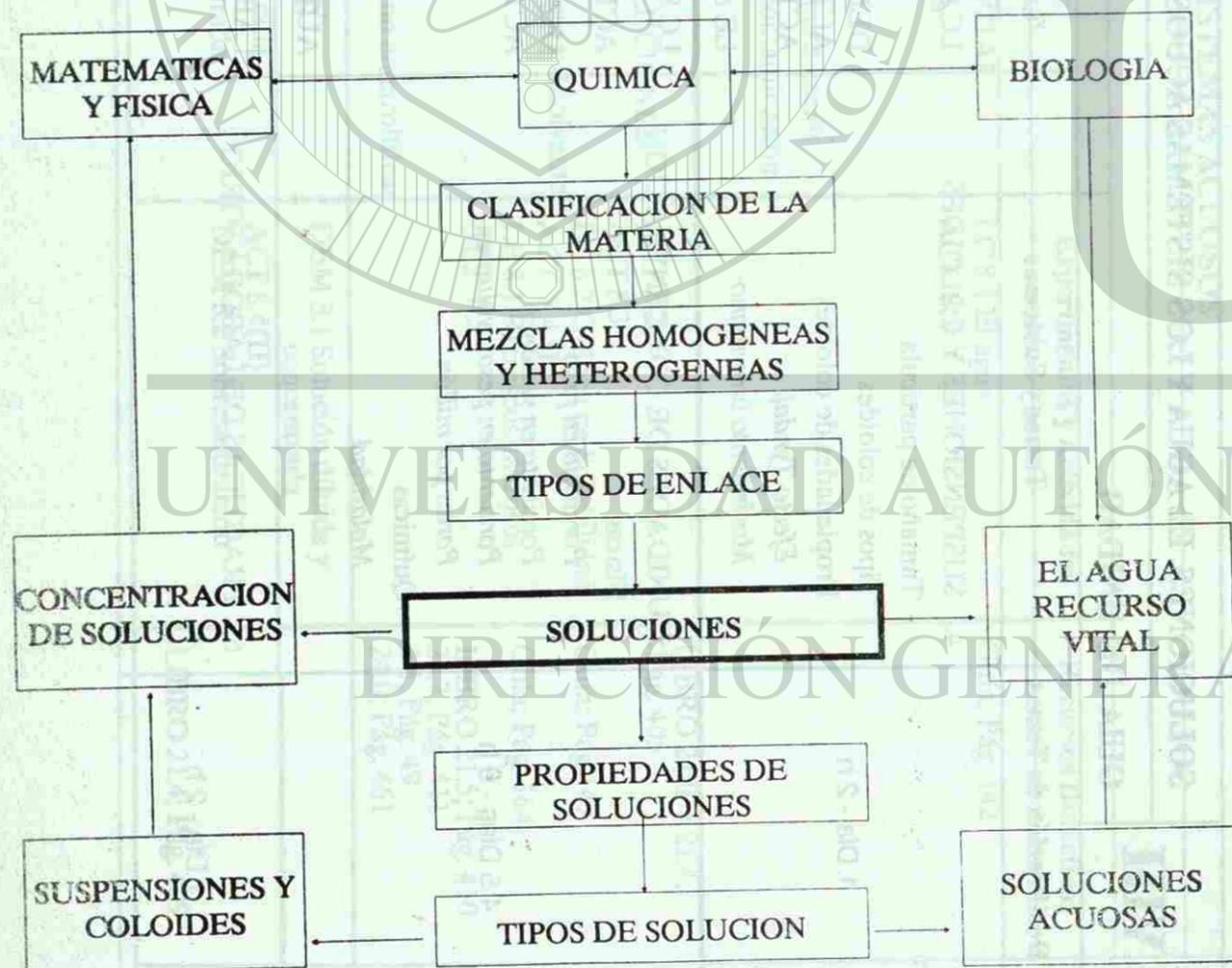
UNIDAD VIII

Soluciones. El agua y los sistemas acuosos

OBJETIVO

Describir los diferentes tipos de soluciones y sus propiedades, aplicando las unidades de concentración para su preparación. Considerar la importancia del agua como solvente universal y recurso indispensable para la vida.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



Al terminar las actividades de la unidad, el estudiante:

- 1.-Señalará la importancia del agua como recurso vital, indicando sus principales usos. Distinguirá entre aguas duras y blandas, explicando los métodos principales para su tratamiento y purificación. (T 8.1)
- 2.-Explicará los efectos ambientales causados por diversas sustancias que contaminan el agua. (T 8.2)
- 3.-Definirá los términos solución, soluto y disolvente. (T 8.2)
- 4.-Clasificará las soluciones de acuerdo al estado físico de sus componentes. (T 8.2)
- 5.-Describirá e ilustrará el proceso de disolución de una sustancia iónica en el agua con base en las fuerzas intermoleculares. (T 8.2)
- 6.-Predecirá la solubilidad de sustancias aplicando la regla "lo similar disuelve a lo similar". (T 8.2)
- 7.-Distinguirá entre soluciones electrolíticas y no-electrolíticas. (T 8.2)
- 8.-Describirá los factores que afectan la solubilidad de una sustancia tales como presión, temperatura y naturaleza de soluto y disolvente. (T 8.2)
- 9.-Definirá las soluciones: diluida, concentrada, saturada, no-saturada y sobresaturada. (T 8.3)
- 10.-Identificará el tipo de solución utilizando la gráfica de solubilidad contra temperatura. (T 8.3)
- 11.-Distinguirá entre soluciones, coloides y suspensiones. (T 8.4)
- 12.-Clasificará los coloides más importantes según el estado físico de sus componentes. (T 8.4)
- 13.-Explicará en que consiste el efecto Tyndall y el movimiento browniano. (T 8.4)
- 14.-Definirá las unidades de concentración de % en peso, % peso-volumen, % volumen-volumen, ppm y molaridad. Resolverá problemas que las incluyan. (T 8.5)
- 15.-Preparará en el laboratorio soluciones que involucren concentraciones de % en peso, % peso-volumen, % volumen-volumen, ppm y molaridad. (T 8.5)

UNIDAD VIII

Soluciones. El agua y los sistemas acuosos

Actividad 8.1 El agua

Intégrate a tu equipo de trabajo. Lee cuidadosamente la lectura LC 8.1 y resuelve las siguientes cuestiones:

1. Elabora un resumen con el contenido de cada lectura, donde incluyas:
 - a) La abundancia del agua en la naturaleza
 - b) Localización y composición química del agua salada y agua dulce.
 - c) El agua como componente esencial de la materia viva.
2. Menciona cuatro usos del agua que justifiquen su importancia para la vida.
3. Elabora un esquema que presente los diferentes procesos que se siguen para potabilizar el agua.

4. a) ¿Qué entiendes por "agua dura"? ¿Cuáles son sus inconvenientes?

- b) Explica brevemente cuatro técnicas utilizadas para suavizar el agua dura.

5. a) Elabora una tabla que muestre los principales contaminantes del agua, provenientes de las diversas actividades del hombre.

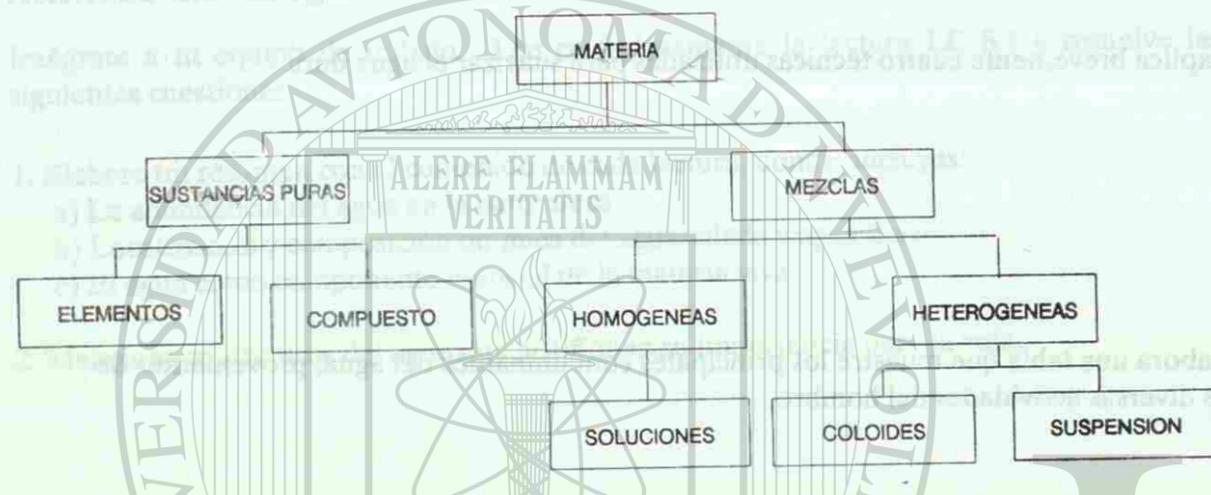
- b) Señala ahí mismo las vías de contaminación y sus efectos en el organismo humano.

6. Anota tres alternativas para reducir la contaminación mencionadas en la tabla anterior.

7. Investiga en qué consiste y a qué se debe el efecto termorregulador del agua en el medio ambiente.

Actividad 8.2 Tipos de soluciones

Clasificación de la materia.



I. Refuerza tus conocimientos acerca de los tipos de soluciones contestando adecuadamente lo siguiente:

- ¿Qué significa decir que una solución es una mezcla homogénea?
- Cita dos ejemplos comunes de tu entorno de mezclas homogéneas y dos ejemplos de mezclas heterogéneas.
- En una solución, la sustancia presente en mayor cantidad es el _____ y la sustancia en menor cantidad o sustancia que se disuelve es el _____.
- Una solución es una mezcla, cuya composición es: _____.

5. La siguiente tabla muestra los tipos de soluciones de acuerdo al estado de agregación del soluto y del disolvente. Completa la tabla, seleccionando de los ejemplos que se encuentran en la parte inferior de la misma.

SOLUTO	DISOLVENTE	FASE DE LA SOLUCION	EJEMPLOS
Líquido	Líquido	Líquida	
Gas	Líquido	Líquida	
Sólido	Líquido	Líquida	
Gas	Sólido	Sólida	
Sólido	Sólido	Sólida	
Gas	Gas	Gaseosa	

Aire, anticongelante, acero niquelado, bronce, refresco, agua de mar, gas natural, azúcar en agua, H₂ gaseoso en platino metálico, amalgama Hg-Ag, aire, naftalina y humo.

II. Selecciona el soluto y el disolvente en cada una de las siguientes mezclas:

- 10g de alcohol y 90g de agua.
- Una taza de café, preparado con café instantáneo, azúcar y agua.
- Una taza de agua con una bolsita de té de manzanilla.
- 150mL de alcohol en un litro de agua.

III. Escribe F(falso) o V(verdadero), junto a cada uno de los siguientes enunciados. En el caso de enunciados falsos, corrígelos y escríbelos como verdaderos ya corregidos.

- _____ Una solución es una mezcla homogénea.
- _____ El agua es el más común de los disolventes.
- _____ El soluto es el componente más abundante en una solución.

4. _____ Una solución puede contener más de un soluto y más de un disolvente.
5. _____ El medio de disolución en una solución siempre es un líquido.
6. _____ Una amalgama es una disolución sólida metal-metal.
7. _____ El soluto y el disolvente en una solución pueden ser sólidos, líquidos o gases.
8. _____ La composición de una solución siempre es constante y fija.
9. _____ Las partículas del soluto en una solución tienen tamaño iónico o molecular.
10. _____ El aire es un ejemplo de solución líquido-gas.

Actividad 8.3 Proceso de disolución

I. Considera el enlace presente en las sustancias, para responder las siguientes cuestiones.

1. Dibuja un esquema que indique la orientación de las moléculas del agua alrededor de un ion sodio aislado y alrededor de un ion cloruro en solución.

2. ¿Cuál de las sustancias siguientes es generalmente soluble en agua? Explica la causa de que algunas sustancias se disuelven y otras no.

- | | | | |
|--------------------|-----------|--------|---------------------|
| a) KOH | b) NaF | c) LiI | d) RbF |
| e) HCl | f) CsCl | g) HF | h) HNO ₃ |
| i) alcohol etílico | j) azúcar | k) KCl | l) petróleo |

3. Contesta el ejercicio No. 1 y 2 de la página 416 de tu libro de texto.

4. Explica porqué el tetracloruro de carbono disuelve al benceno, pero no disuelve al cloruro de sodio. Fundamenta tu respuesta con relación al tipo de enlace que presentan estas sustancias.

II. Clasifica los siguientes enunciados como F (falsos) o V (verdaderos). En caso de enunciados falsos, corrígelos y escríbelos como verdadero cuando sea falso.

1. _____ Las sustancias polares tienden a ser solubles en agua.
2. _____ La solvatación puede ocurrir al mezclar un soluto no polar y un disolvente polar.
3. _____ Las sustancias no polares se disuelven en solventes no polares.
4. _____ Todas las sales se disuelven en agua.
5. _____ El NaCl se disuelve en CCl₄.

Actividad 8.4 Solubilidad vs Temperatura vs. Cantidad de soluto

I. Resuelve los siguientes problemas utilizando la gráfica de solubilidad vs. temperatura de la LC 8.2 o de la página 48 de tu libro de texto.

1. Determina la solubilidad de las siguientes sales:

- | | |
|-----------------------------------|-------------------------------------|
| a) KCl a 25°C _____ | d) NaCl a 80°C _____ |
| b) KNO ₃ a 50°C _____ | e) KBr a 30°C _____ |
| c) KClO ₃ a 25°C _____ | f) NaClO ₃ a 100°C _____ |

2. Calcula el número de gramos de cloruro de sodio que pueden estar disueltos en 100 gramos de agua a 50°C.

3. ¿Cuál es la solubilidad en gramos de soluto por 100g de H₂O de:

- | | |
|---|---------------------------------|
| a) KClO ₃ a 60°C _____ | b) HCl a 20°C _____ |
| c) Li ₂ SO ₄ a 80°C _____ | d) KNO ₃ a 0°C _____ |

4. ¿Cuál de las sustancias, KNO₃ o NH₄Cl muestra el mayor aumento en solubilidad cuando aumenta la temperatura?

5. De los siguientes pares de sustancias, selecciona el más soluble.

- a) a 60°C, CuSO₄ o NaCl
- b) a 35°C, Li₂SO₄ o KCl
- c) a 25°C, CuSO₄ o NaCl
- d) a 80°C, NH₄Cl o KCl

6. De tu observación en la gráfica de la LC 8.2, explica brevemente tus conclusiones con relación a la solubilidad del dióxido de azufre gaseoso (SO₂).

7. Algunas bebidas como el té se consumen calientes o frías, pero otras como un refresco de cola se acostumbra tomarlos fríos, ¿por qué? Fundamenta tu respuesta en función de la solubilidad.

8. ¿Cuál es el efecto de la presión sobre la solubilidad de gases en líquidos?, ¿de sólidos en líquidos?

9. La champaña se enfría generalmente en un refrigerador antes de servirla. También se destapa la botella con mucho cuidado, ¿qué pasaría si se agitara y se abriera rápidamente y con fuerza una botella de champaña tibia?

II. Responde correctamente lo siguiente:

1. Considerando las siguientes disoluciones y haciendo uso de la gráfica LC 8.2, determina si las disoluciones siguientes son: no saturada, saturada o sobresaturada.

- a) 40g de NaCl en 100g de agua a 50°C _____
- b) 3.0g de KCl en 10g de agua a 30°C _____
- c) 80g de KNO₃ en 100g de agua a 50°C _____
- d) 2.5g de NaClO₃ en 25g de agua a 20°C _____

2. Acomoda en orden creciente de solubilidad los siguientes compuestos a 40°C:

Li₂SO₄, SO₂, KClO₃, CuSO₄, NH₄Cl, NaCl y KNO₃.

Actividad 8.5 Electrólitos y no electrólitos

Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Qué significado tiene el que decir que una solución es conductora de la corriente eléctrica?

2. Explica cómo pueden ser clasificados los electrólitos:

3. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son electrólitos?

- | | |
|---|---|
| a) CaCl ₂ | b) AgNO ₃ |
| c) HCl | d) C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (azúcar) |
| e) CCl ₄ | f) HF |
| g) NaOH | h) H ₂ SO ₄ |
| i) C ₃ H ₇ OH (alcohol) | j) KOH |

4. Una solución de HCl en agua conduce la corriente eléctrica, pero una solución de HCl en benceno no la conduce. Explica tu respuesta en términos de ionización.

5. Indica mediante ecuaciones sencillas, como se disocian o se ionizan las siguientes sustancias en agua:

a) CsCl

b) LiF

c) NaCl

d) LiOH

Actividad 8.6 Características de soluciones, suspensiones y coloides

1. Completa el siguiente diagrama de comparación con relación a las propiedades de soluciones, coloides y suspensiones:

Propiedad	Características		
	Solución	Coloides	Suspensión
Tipo de partícula			
Tamaño de partícula (aproximado)			
Uniformidad			
Efecto de gravedad			
Separación por reposo			
Separación por filtración			
Efecto de la luz			

Pregunta de exploración: ¿Cómo es el movimiento de las partículas en una solución, una suspensión y un coloide?

Conclusión: Proporciona una definición de cada sistema (solución, suspensión y coloide) que permita distinguirlos claramente.

Actividad 8.7 Soluciones, suspensiones y coloides

I. Las soluciones verdaderas se distinguen de las suspensiones y de los coloides por algunas propiedades. Estudia las diferencias entre éstas y responde adecuadamente las siguientes cuestiones.

1. Define solución verdadera, coloide y suspensión.

2. Describe en qué consiste el efecto Tyndall.

3. ¿Qué es el movimiento browniano?

4. Explica qué es una emulsión y la forma como puede estabilizarse.

5. Menciona los nombres y dos ejemplos de cada uno de los coloides formados al dispersar un gas, un líquido o un sólido; en un medio de dispersión líquido.

II. Relaciona cada una de las descripciones, con los términos que se te dan a continuación. (Una descripción puede aplicarse a más de un término).

- | | | |
|-----------------------|------------|---------------|
| a) Solución verdadera | b) Coloide | c) Suspensión |
|-----------------------|------------|---------------|
- No se separa con el reposo _____
 - Mezcla heterogénea _____
 - Tamaño de partícula menor de 1mm _____
 - Las partículas pueden separarse por filtración _____
 - Produce el efecto Tyndall _____
 - Las partículas son invisibles al ojo humano _____
 - Leche _____
 - Agua salada _____
 - Mermelada _____

Actividad 8.8 Unidades de concentración

% Peso (% m/m)

I. Responde correctamente las siguientes preguntas:

1. ¿Qué limitaciones presenta el utilizar en química los términos: solución diluida y solución concentrada?
2. ¿Cuál de las siguientes soluciones es más dulce?
 - a) Medio vaso de limonada (150mL) con una cucharada de azúcar.
 - b) Un vaso lleno de limonada (300mL) con una cucharada de azúcar.
3. Escribe la definición de por ciento en masa (peso) y la ecuación que nos permite calcularla en una disolución.

II. Resuelve los siguientes problemas:

1. Una disolución se prepara pesando 6.9g de NaHCO_3 y disolviéndolo en 100g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de esta solución?

2. Una solución se prepara disolviendo 20.0g de glucosa en 80.0g de agua. ¿Cuál es el porcentaje de glucosa en la solución?

3. Calcula el porcentaje en masa de cada una de las siguientes disoluciones.
 - a) 1.00g de cloruro de sodio disuelto en 49.0g de agua.

- b) 14.0g de benceno (C_6H_6) disueltos en 86.0g de tetracloruro de carbono.

- c) 3.55g de nitrato de bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ disueltos en 100.0g de agua.

4. ¿Cómo prepararías una solución de sulfato de sodio al 25% m/m?

% Volumen-volumen (% v/v)

III. Contesta correctamente lo siguiente:

1. Escribe la definición de por ciento en volumen (% v/v) y la ecuación que nos permite calcularlo en una disolución.
2. Si la etiqueta de una botella de vino muestra un contenido de 12.5% de alcohol. ¿Qué representa esta información?

3. En una solución de metanol en agua al 40% v/v. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La solución contiene 40mL de soluto, disueltos hasta completar 100mL de solución.
- b) La solución contiene 60mL de metanol, disueltos en 100mL de agua.
- c) La solución contiene 40mL de metanol, disueltos en 100g de agua.
- d) La solución contiene 40mL de metanol, disueltos en 60mL de benceno.

4. Si se disuelven 10mL de ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) en agua y se afora a un volumen de 200mL. ¿Cuál es el porcentaje en volumen (% v/v) de esa solución?

5. ¿Cuál es la concentración en % v/v de una solución que se prepara disolviendo 75mL de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) y aforando a un volumen de 250mL.

6. ¿Cuál es el porcentaje en volumen (% v/v) de las siguientes soluciones?

a) 10.0mL de CH_3OH disuelto en agua para completar un volumen de 40.0mL de solución.

b) 2.0mL de CCl_4 disueltos en benceno para completar un volumen de 9.0mL de solución.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

% Peso - volumen (% m/v)

IV. Resuelve los siguientes problemas:

1. Escribe la definición de porcentaje en peso-volumen (% m/v) y la ecuación que nos permite calcularlo en una disolución.

2. Calcula el porcentaje de masa/volumen de una solución preparada disolviendo:

a) 22.0 g de cloruro de potasio disueltos en agua para dar 100mL de solución.

b) 4.20 g de cloruro de amonio (NH_4Cl) en agua para completar 125mL de solución.

3. Describe cómo prepararías las siguientes soluciones:

a) 100mL de una solución de KNO_3 al 15% m/v.

b) 250mL de una solución de Na_2SO_4 , de concentración 2g/L.

c) 500mL de una solución de KCl de concentración 20g/100mL.

Partes por millón (ppm)

V. Responde breve y claramente las siguientes preguntas:

1. Escribe la definición de partes por millón y la ecuación que nos permite calcularla en una disolución.

2. Escribe algunos ejemplos prácticos donde es común expresar la concentración de sustancias en ppm.

3. Calcula en ppm la concentración de aluminio en una muestra, si la riqueza de este elemento es 0.0010%.

4. En una muestra de 0.525kg de pescado se encontraron 2.5mg de mercurio. ¿Expresa en ppm, la concentración de este metal tóxico en el pescado?

5. Si 0.50L de una solución acuosa contiene 2.2mg de ion Fluoruro (F⁻). ¿Cuántas ppm de Fluoruro están presentes en esa disolución?

6. Calcula en ppm la concentración de sustancias en la siguiente muestra de agua:

a) 3mg de CaCO₃ disueltos en 7mL de agua.

b) 0.017g de Na₂SO₄ disueltos en 50mL de agua.

c) 0.0082g de NaCl disueltos en 25mL de agua.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

MOLARIDAD

VI. Resuelve los siguientes problemas:

1. Escribe la definición de molaridad y en qué unidades se representa.

2. Describe cómo se calcula la molaridad si se conocen los gramos de soluto y el volumen de la solución.

3. Explica por qué una solución que tenía varios meses de preparada en un anaquel del laboratorio, al volver a determinar su concentración molar, ésta había cambiado.

4. Describe cómo se prepararía 750mL de solución 5M.

5. Explica qué información se obtiene de un frasco de reactivo cuya etiqueta dice: "NaOH 6M".

6. Describe paso a paso la forma de preparar 250mL de una solución de NaCl 0.5M.

7. Un líquido limpiador es una solución 9.75M de amoníaco (NH₃). Calcula cuántos gramos de amoníaco están contenidos en 1L de la solución.

8. Calcula la molaridad de las siguientes soluciones:

a) 1.5 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ disueltos en 2L de solución.

b) 0.025 moles de HCl en 10mL de solución.

c) 48.0 g de Na_2CrO_4 en 1.5L de solución.

d) 2.2 moles de NaCl en 0.650L de solución.

e) 1 mol de KCl en 750mL de solución.

9. 1300mL de una solución acuosa contiene 15 g de cloruro de sodio y 30 g de urea (CON_2H_4). Calcula la molaridad de la solución en función del NaCl y en función de la urea.

10. ¿Qué volumen de solución 3.0M contiene 6 moles de soluto?

EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

En las siguientes cuestiones, elige la mejor opción:

1. Son procesos usados para potabilizar el agua

- a) Colado
- b) Floculación y sedimentación
- c) Filtración por arena
- d) Aireación y desinfección
- e) Todos los anteriores

2. Una solución formada por disolvente y soluto

- a) Es una mezcla homogénea
- b) El soluto está en mayor abundancia que el disolvente
- c) Puede separarse por filtración
- d) El disolvente es la sustancia que existe en mayor abundancia
- e) a) y d) son correctas

3. Son propiedades de una solución verdadera

- a) Las partículas de soluto tienen tamaño iónico o molecular
- b) Es una mezcla homogénea de dos o más componentes
- c) Puede ser coloreada o incolora, pero generalmente es transparente
- d) El soluto permanece distribuido uniformemente en toda la solución y no se asienta con el tiempo
- e) Todas son propiedades de soluciones

4. Al disolverse en agua un cristal de NaCl, un paso de los siguientes no se ve involucrado:

- a) Existe una separación de iones
- b) Las moléculas de agua rodean los iones
- c) La molécula de NaCl permanece sin ionizarse en el agua
- d) Los iones del cristal atraen las moléculas polares del agua
- e) Los iones se hidratan

5. ¿En cuál de los siguientes casos es probable que exista una disolución?

- a) Solute polar en disolvente polar
- b) Solute polar en disolvente no polar
- c) Solute no polar en disolvente polar
- d) Solute no polar en disolvente no polar
- e) a) y d) son correctos

6. Las siguientes sustancias son electrolitos fuertes

- a) Tetracloruro de carbono (CCl_4) y metano (CH_4)
- b) Bromuro de sodio y cloruro de calcio
- c) El cloro y el hidrógeno, gaseosos
- d) El azúcar y la gasolina
- e) Ninguno de los anteriores

7. Procedimiento que no aumenta la velocidad de disolución de un sólido en un líquido

- a) Agitación
- b) Molienda del sólido
- c) Calentamiento
- d) Aumento de presión
- e) Todos aumentan la disolución

8. Si el NaCl es soluble hasta 36.0g en 100g de agua a 20°C , entonces una solución a 20°C que contiene 54.0g de NaCl en 150g de solución es:

- a) Diluida
- b) Saturada
- c) Sobresaturada
- d) No saturada
- e) Concentrada

9. Al agregar un cristal de tiosulfato de sodio a una solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, hace que se formen más cristales. Entonces, la solución original era:

- a) Saturada
- b) No saturada
- c) Sobresaturada
- d) Diluida
- e) b) y d) son correctas

10. Son propiedades de una solución sobresaturada

- a) Es totalmente estable
- b) Todavía es posible disolver más soluto
- c) No se ve afectada por cambios de temperatura
- d) Es inestable, y con agitación o adición de un cristal puede cristalizar el exceso de soluto
- e) Ninguna de las anteriores

11. Son propiedades de los coloides

- a) Sus partículas pueden emigrar hacia el ánodo y hacia el cátodo por acción de un campo eléctrico
- b) Presentan el efecto Tyndall
- c) Pueden separarse sus fases a través de una membrana
- d) Es una mezcla heterogénea
- e) Todas las anteriores

12. ¿Cuál es el porcentaje en masa (% peso) de una solución de sulfato de sodio que se prepara disolviendo 5.0g de esa sal en 70g de agua?

- a) 7.14%
- b) 6.66%
- c) 8%
- d) 66.6%
- e) Ninguno de los anteriores

13. ¿Cuál es el porcentaje en volumen (% v/v) de las siguientes soluciones?

- 1) 10.0mL de metanol disueltos en agua para completar un volumen de 40.0mL
- 2) 2.0mL de tetracloruro de carbono disueltos en benceno para completar un volumen de 8.0mL
- a) 25% y 25%
- b) 20% y 20%
- c) 25% y 20%
- d) 20% y 25%
- e) c) y d) son correctos

14. Una solución que contiene 10% m/v, contiene:

- a) 10 g de soluto disuelto en 100 g de agua
- b) 10 g de soluto disueltos en 90 g de agua
- c) 10 g de soluto diluidos hasta 100mL de solución
- d) a) y c) son correctos
- e) Todos los anteriores

15. Calcula el porcentaje en masa/volumen de una solución que se prepara disolviendo 5 g de KCl disueltos en agua para completar 150mL de solución

- a) 3.33%
- b) 33.3%
- c) 3.22%
- d) b) y c) son correctos
- e) Ninguno de los anteriores

ACIDOS Y BASES. OPUESTOS QUE SE NEUTRALIZAN		ACIDOS Y BASES. OPUESTOS QUE SE NEUTRALIZAN		Dosificación de Temas
GUIA DE UNIDAD		GUIA DE UNIDAD		
Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
DEM 9.2 Titulación ACT 9.7 AUTOEVALUACION	LAB 9.1 El uso de indicadores para determinar pH	4. TITULACION ACIDO - BASE Proceso titulación ácido - base Indicadores Cálculos estequiométricos	ACT 9.1	LIBRO 25.6, 25.7; Pág. 496 Guía; Pág. 118
LAB 9.1 El uso de indicadores para determinar pH		5. PRÁCTICAS DE LABORATORIO	ACT 9.5 LC 9.1 Soluciones amortiguadoras ACT 9.6 LE 9.1 Los antiácidos	Guía

ACIDOS Y BASES. OPUESTOS QUE SE NEUTRALIZAN		ACIDOS Y BASES. OPUESTOS QUE SE NEUTRALIZAN		Dosificación de Temas
GUIA DE UNIDAD		GUIA DE UNIDAD		
Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
1. CARACTERIZACION DE ACIDOS Y BASES Propiedades de ácidos y bases Teoría de Arrhenius Teoría de Brønsted - Lowry	ACT 9.1	1. CARACTERIZACION DE ACIDOS Y BASES Propiedades de ácidos y bases Teoría de Arrhenius Teoría de Brønsted - Lowry	LIBRO 24.1, 24.2; Pág. 461	1.5 Días - 3 h
2. GRADO DE ACIDEZ Y BASICIDAD Acidos fuertes y débiles Bases fuertes y débiles	DEM 9.1 Grado de acidez ACT 9.2	2. GRADO DE ACIDEZ Y BASICIDAD Acidos fuertes y débiles Bases fuertes y débiles	DEM 9.1 Grado de acidez ACT 9.2	0.5 Día - 1 h
3. REACCIONES DE ACIDOS Y BASES Ionización del agua Ionización de un ácido Ionización de una base Neutralización de ácidos y bases	ACT 9.3 ACT 9.4	3. REACCIONES DE ACIDOS Y BASES Ionización del agua Ionización de un ácido Ionización de una base Neutralización de ácidos y bases	ACT 9.3 ACT 9.4	2 Días - 4 h
4. CONCENTRACION DE IONES HIDROXILICO Y IONES HIDROXILICO Concentración de H^+ y OH^- pH, pOH , pK_w Solución amortiguadora o <i>buffer</i>	ACT 9.5 LC 9.1 Soluciones amortiguadoras ACT 9.6 LE 9.1 Los antiácidos	4. CONCENTRACION DE IONES HIDROXILICO Y IONES HIDROXILICO Concentración de H^+ y OH^- pH, pOH , pK_w Solución amortiguadora o <i>buffer</i>	ACT 9.5 LC 9.1 Soluciones amortiguadoras ACT 9.6 LE 9.1 Los antiácidos	3 Días - 6 h

UNIDAD IX

Acidos y Bases. Opuestos que se neutralizan

OBJETIVO

Distinguir entre ácidos y bases de acuerdo a sus propiedades, a las teorías que los definen y a su grado de ionización. Determinar la concentración y el potencial de iones hidrógeno y de iones hidroxilo, estableciendo la relevancia de los ácidos y de las bases en la vida diaria y en nuestro organismo.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de la unidad, el estudiante:

- 1.- Diferenciará entre ácidos y bases de acuerdo a sus propiedades y a las teorías de Arrhenius y Brønsted- Lowry. (T 9.1)
- 2.- Distinguirá los pares ácido-base conjugados en reacciones ácido-base identificando al agua como sustancia anfotérica. (T 9.1)
- 3.- Clasificará los ácidos y las bases como fuertes o débiles, de acuerdo a su grado de ionización. (T 9.2)
- 4.- Definirá ácidos polipróticos y dará ejemplos. (T 9.3)
- 5.- Representará mediante una ecuación química la ionización del agua y escribirá el valor de su constante de ionización. (T 9.3)
- 6.- Representará mediante ecuaciones químicas la ionización de ácidos y bases en solución acuosa. (T 9.3)
- 7.- Escribirá reacciones de neutralización entre ácidos y bases. (T 9.3)
- 8.- Calculará la concentración de iones hidrógeno y de iones hidróxido en soluciones de ácidos y bases, a partir de la concentración de la solución y utilizando la constante de ionización del agua. (T 9.4)
- 9.- Definirá los conceptos de pH, pOH y pKw. (T 9.4)
- 10.- Calculará el pH y el pOH de soluciones, a partir de la concentración de iones hidrógeno y de la concentración de iones hidróxido. (T 9.4)
- 11.- Describirá las soluciones amortiguadoras y explicará su función en el organismo humano. (T 9.4)
- 12.- Explicará en que consiste el proceso de titulación ácido-base. (T 9.5)
- 13.- Describirá un indicador ácido-base e identificará los más usuales. (T 9.5)

UNIDAD IX

Acidos y Bases. Opuestos que se neutralizan

Actividad 9.1 Características de ácidos y bases

I. Desarrolla lo que se pide en cada pregunta:

1. Completa el cuadro siguiente, escribiendo características propias de ácidos y bases.

Acidos	Bases
	

2. Clasifica las siguientes sustancias como ácidos o bases, según la teoría de Arrhenius.

HNO₃ _____ KOH _____ NaOH _____ HCl _____ H₂SO₄ _____ Ca(OH)₂ _____

3. Define o explica las siguientes teorías acerca de los ácidos y las bases:

a. Teoría de Arrhenius.

ácido:

base:

b. Teoría de Brønsted-Lowry.

ácido:

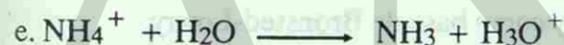
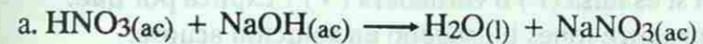
base:

4. El ion poliatómico [H₃O⁺], que se forma cuando un ion hidrógeno (H⁺) se combina con agua, se llama _____.

5. _____ es la partícula formada cuando una base acepta un ion hidrógeno.

6. _____ es la partícula que permanece cuando un ácido ha donado un ion hidrógeno.

7. Identifica el ácido, la base, el ácido conjugado y la base conjugada en las siguientes reacciones.



8. Explica por qué el CH₄, a pesar de tener cuatro hidrógenos, no tiene carácter ácido.

9. Explica por qué el CH₃OH, a pesar de tener grupo OH, no es una base de Arrhenius.

10. Escribe la base conjugada de cada una de las siguientes especies:

NH₃ _____ HNO₃ _____ H₃PO₄ _____ HF _____ HClO₃ _____

11. Escribe el ácido conjugado de cada una de las siguientes especies:

NH₃ _____ NO₂⁻ _____ HSO₄⁻ _____ H₂O _____ Cl⁻ _____

12. ¿Qué significa que el agua es una sustancia anfotérica?

13. Escribe frente a cada aseveración si es falsa (F) o verdadera (V) y explica por qué.

- a) _____ Un ácido de Arrhenius produce iones hidrógeno en solución acuosa.
- b) _____ Un ácido de Brønsted-Lowry es un aceptor de protones.
- c) _____ Una base de Brønsted-Lowry es un aceptor de protones.
- d) _____ Una sustancia anfotérica se comporta solamente como ácido.
- e) _____ En la ecuación: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, el agua actúa como donador de protones.
- f) _____ El H₃PO₄ y H₃O⁺ son el par base-ácido conjugado en la ecuación $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$.
- g) _____ El agua puede actuar como ácido y como base de Brønsted-Lowry.
- h) _____ El H₂O y H₃O⁺ son el par base-ácido conjugado en la ecuación $\text{HBrO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{BrO}_4^-$.
- i) _____ La diferencia entre una base y su ácido conjugado es un protón.
- j) _____ Todas las siguientes son propiedades de bases: sabor agrio, jabonosas al tacto, cambian el tornasol azul a rojo.

14. Responde los problemas siguientes de tu libro de texto:

Problema	Página
1	463
9,10	467
1	482

Actividad 9.2 Ácidos y bases débiles y fuertes.

I. Contesta correctamente lo siguiente:

1. Elabora una lista con la fórmula de 10 ácidos y 10 bases.

2. Utilizando la información para reconocer los ácidos fuertes proporcionada por tu maestro, clasifica los ácidos del listado anterior en débiles y fuertes. Agrúpalos.

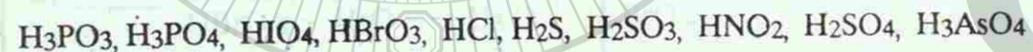
Ácidos débiles	Ácidos fuertes

3. Utilizando la regla para identificar las bases fuertes, clasifica las bases del primer listado y agrúpalas.

Bases débiles	Bases fuertes

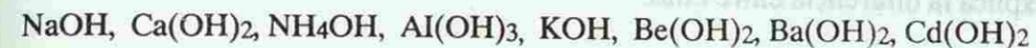
4. Clasifica los siguientes ácidos y bases como débiles o fuertes y agrúpalos.

Acidos:



Acidos débiles	Acidos fuertes

Bases:



Bases débiles	Bases fuertes

Actividad 9.3 Ionización del agua, ácidos y bases

I. Responde adecuadamente las siguientes preguntas:

1. Escribe la expresión de disociación del agua y explica por qué no aparece en ésta la concentración del agua.

2. Representa mediante ecuaciones químicas la disociación de un ácido fuerte y de un ácido débil y describe qué los distingue.

3. Representa mediante ecuaciones químicas la disociación de una base fuerte y de una base débil y explica la diferencia entre ellas.

Bases débiles	Bases fuertes

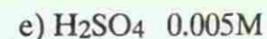
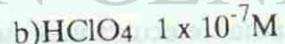
4. En las siguientes soluciones, calcula la concentración de iones hidrógeno $[H^+]$, y determina cuál es más ácida.



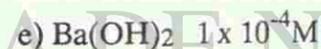
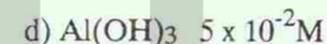
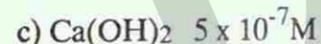
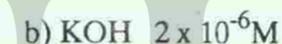
5. En las soluciones siguientes, determina la concentración de iones hidróxido $[OH^-]$, y muestra cuál es más básica.



6. Conociendo que $K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/L^2$, calcula la concentración de iones hidróxido $[OH^-]$, en cada una de las siguientes soluciones y determina si es ácida, básica o neutra.



7. Determina la concentración de iones hidrógeno $[H^+]$, en cada una de las siguientes soluciones y menciona si es ácida, básica o neutra.



Responde los problemas siguientes de tu libro de texto:

Problema	Página
6 y 7	490
4	503
12	504

Actividad 9.4 Neutralización de ácidos y bases

I. Contesta correctamente lo que se pide a continuación:

1. Representa mediante ecuaciones químicas la neutralización de los siguientes ácidos con la base NaOH.

a) HCl

b) H_2SO_4

c) HClO_3

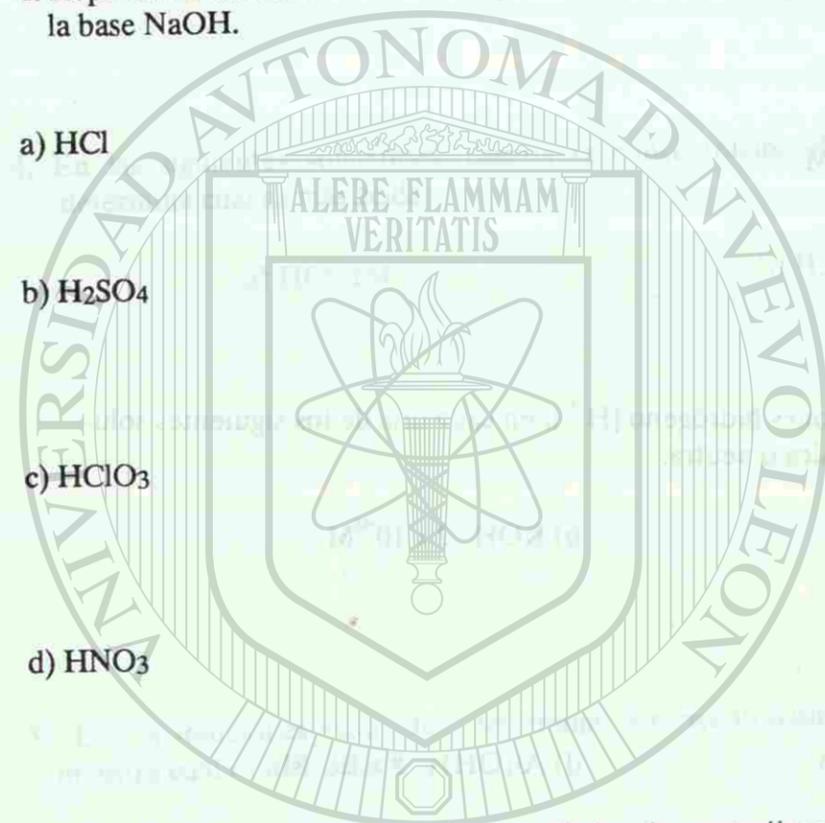
d) HNO_3

2. Representa mediante ecuaciones químicas la neutralización de las bases siguientes con el ácido HCl.

a) KOH

b) $\text{Sr}(\text{OH})_2$

c) $\text{Al}(\text{OH})_3$



3. ¿Cuál es la concentración de iones hidrógeno y de iones hidroxilo en una solución neutra?

4. Menciona cuáles son los productos que siempre se obtienen al combinar un ácido y una base de Arrhenius y el nombre de esta reacción.

5. Resuelve los problemas siguientes de tu libro de texto:

Problema	Página
8	482

Actividad 9.5 pH y pOH

I. Contesta lo siguiente:

1. Define qué es el pH.

2. ¿Por qué los químicos prefieren hablar de la acidez de una solución en términos de pH, en vez de hacerlo en términos de la concentración del ion hidrógeno $[\text{H}^+]$?

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

3. Completa la siguiente tabla:

pH	$[H^+]$	La disolución es:
< 7		
	$< 1 \times 10^{-7} M$	
		Neutra

4. Define el pOH:

5. Escribe la ecuación que relaciona el pH con el pOH.

6. ¿Cuál es la $[H^+]$ de una solución en la que la concentración de $[OH^-]$ es igual a $1.5 \times 10^{-6} M$?

7. Determina el pH de cada una de las soluciones siguientes:

a) Una solución con una concentración de $[H^+] = 3 \times 10^{-3} M$.

b) Una solución en la cual la $[OH^-]$ es igual a $1.4 \times 10^{-1} M$.

8. ¿Cuál es el pOH de cada una de las soluciones siguientes?

a) $[OH^-] = 4.89 \times 10^{-10} M$.

b) $[H^+] = 1.6 \times 10^{-8} M$.

9. El pH del jugo de limón es 2.1. ¿Cuál es el pOH?

10. El pOH del café negro es 9.0. ¿Cuál es el pH?

11. Calcula el pH o el pOH, según se pida para las soluciones siguientes:

a) La leche tiene una concentración de $[H^+]$ de 1×10^{-6} . ¿Cuál es el pH?

b) Un limpiador doméstico tiene una concentración de $[OH^-]$ de $3 \times 10^{-1} M$. ¿Cuál es su pH?

c) Un detergente fosfatado tiene una concentración de $[\text{OH}^-]$ de $2 \times 10^{-5} \text{M}$. ¿Cuál es su pOH?

12. Inmediatamente después de haber sido destapada, la concentración de iones $[\text{H}^+]$ en una botella de vino de mesa fue de $3.2 \times 10^{-4} \text{M}$. Sólo se consumió la mitad del vino; se encontró que la otra mitad, después de haber permanecido expuesta al aire durante un mes, tuvo una concentración de iones hidrógeno igual a $1.0 \times 10^{-3} \text{M}$. Calcula el pH del vino en las dos ocasiones.

13. El pH de la sangre es de 7.41. Calcula su pOH.

14. Calcula el pH de lo siguiente:

a) Jugo de naranja, $[\text{H}^+] = 3.7 \times 10^{-4} \text{M}$.

b) Vinagre, $[\text{H}^+] = 2.8 \times 10^{-3} \text{M}$.

c) Café soluble, $[\text{H}^+] = 5 \times 10^{-5} \text{M}$.

15. Calcula el pOH de lo siguiente:

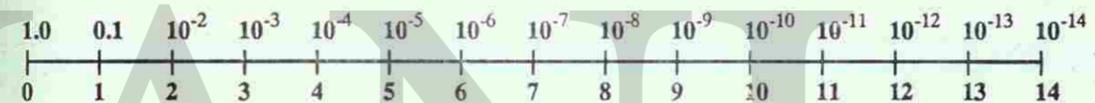
a) Limpiador casero, $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-12}$.

b) Sosa cáustica, $[\text{OH}^-] = 1.9 \times 10^{-14}$.

c) Limpiador de tubería, $[\text{OH}^-] = 2.3 \times 10^{-12}$.

16. Ubica en la escala de pH los valores del ejercicio 14 y determina si son soluciones ácidas, básicas o neutras.

Escala de pH



19. Responde los problemas siguientes de tu libro de texto:

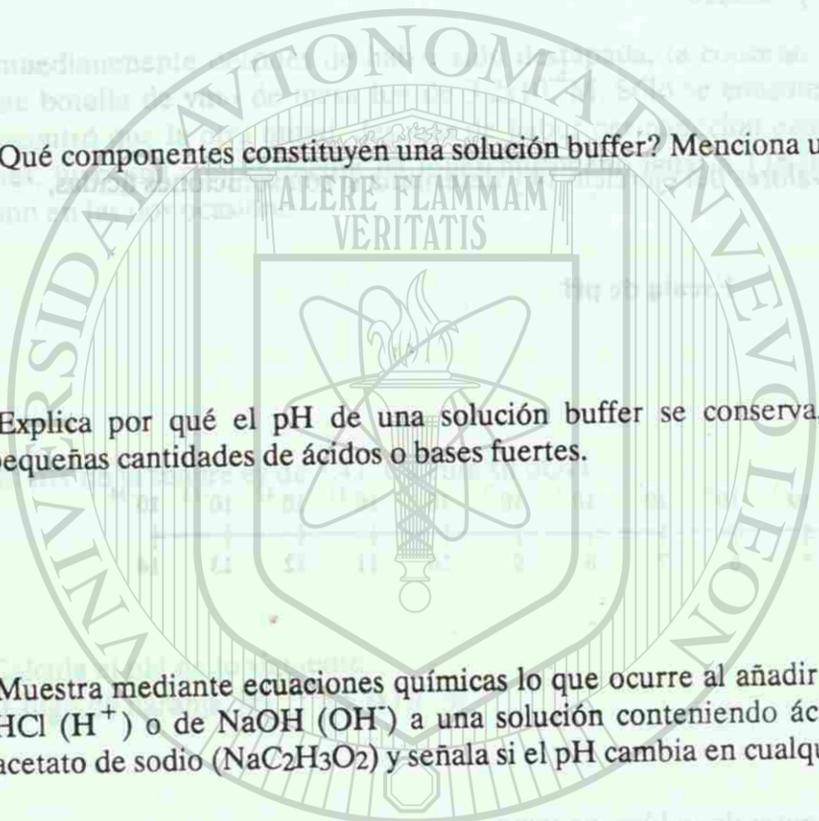
Problema	Página
8 y 9	493
5	503
13 y 15	504

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Actividad 9.6 Soluciones amortiguadoras o buffers

I. Las siguientes cuestiones reforzarán tus conocimientos sobre el tema:

1. ¿Qué es una solución amortiguadora o buffer?
2. ¿Qué componentes constituyen una solución buffer? Menciona un ejemplo.
3. Explica por qué el pH de una solución buffer se conserva, aún cuando se añaden pequeñas cantidades de ácidos o bases fuertes.
4. Muestra mediante ecuaciones químicas lo que ocurre al añadir una cantidad pequeña de HCl (H^+) o de NaOH (OH^-) a una solución conteniendo ácido acético ($HC_2H_3O_2$) y acetato de sodio ($NaC_2H_3O_2$) y señala si el pH cambia en cualquiera de los dos casos.



5. Utiliza una ecuación química para mostrar lo que ocurre al añadir un ácido fuerte a una solución que contiene H_2CO_3 y $NaHCO_3$ y explica por qué el pH se conserva casi sin cambio.

6. Explica la importancia de las soluciones buffer en el organismo humano y menciona dos sistemas buffer que ayudan a mantener el pH adecuado en los tejidos y fluidos del mismo.

Actividad 9.7 Titulación ácido-base

II. Resuelve los ejercicios siguientes de manera correcta:

1. Calcula la molaridad de una solución de HCl si se requieren 16.43 mL de NaOH 0.37 M para neutralizar 10.00 mL del HCl.
2. ¿Qué volumen de NaOH 0.758 M se requiere para neutralizar 10.00 mL de HCl 0.53 M en una titulación?
3. Determina el volumen de NaOH 0.263 M requerido para neutralizar 20.00 mL de HNO_3 0.42 M mediante una titulación.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

4. Determina cuál de las siguientes soluciones requiere el volumen más pequeño de NaOH 1.5M para neutralizarse:
- a) 37.5mL de HCl 1.0 M b) 25.0mL de HCl 1.5M

5. Explica el proceso de titulación ácido-base.

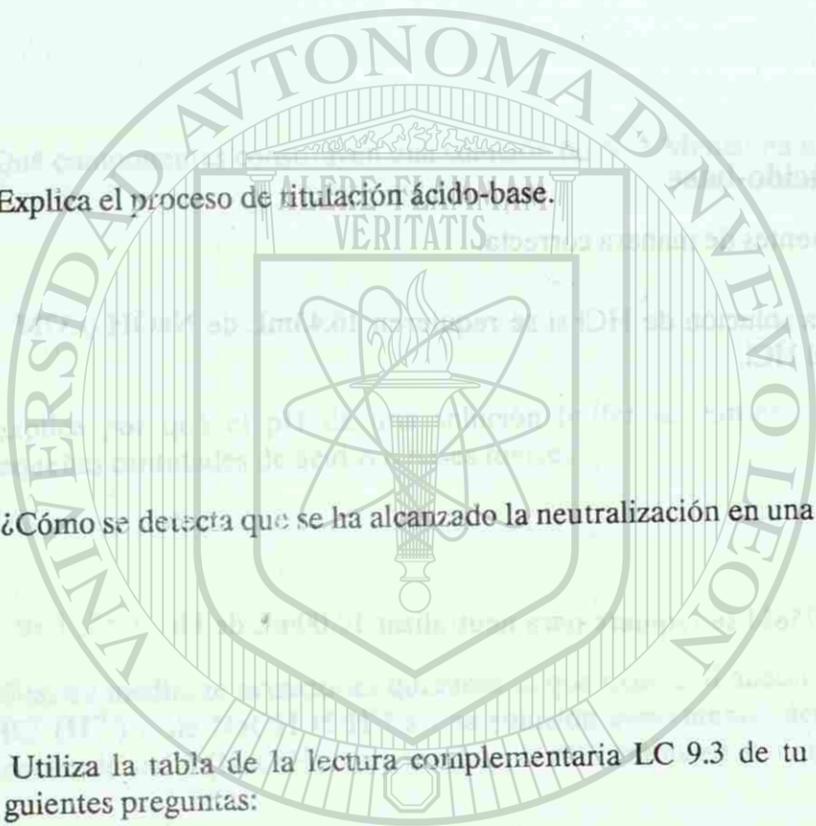
6. ¿Cómo se detecta que se ha alcanzado la neutralización en una titulación?

7. Utiliza la tabla de la lectura complementaria LC 9.3 de tu guía para contestar las siguientes preguntas:

a) Color del papel tornasol a pH = 6

b) Color de fenolftaleína a pH = 5

c) Color de azul de bromotimol a pH = 7



d) Color del rojo de metilo a pH = 8

8. Responde los problemas siguientes de tu libro de texto:

Problema	Página
11 y 12	500
1 y 2	503
19, 20 y 21	504

EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

I. Selecciona la mejor opción para cada una de las siguientes cuestiones.

1. Conjunto de compuestos donde todos son ácidos

- Na_2CO_3 , HMnO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- KCl , $\text{Al}(\text{OH})_3$, HClO_3
- H_3AsO_3 , HClO_3 , HI
- LiOH , KOH , H_3PO_4
- Todas son correctas

2. Conjunto de compuestos donde todos son bases, según Arrhenius

- LiOH , H_3AsO_3 , HMnO_4
- $\text{Al}(\text{OH})_3$, LiOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- HClO_3 , HMnO_4 , H_3PO_4
- Na_2SO_4 , Na_2CO_3 , KCl
- Ninguna es correcta

3. En la siguiente reacción química $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. El ácido conjugado de la base es:

- H_2SO_4
- Na_2O
- Na_2SO_4
- H_2O
- a y d son correctas

4. En la reacción: $\text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NaOH} + \text{HClO}_3$, la sustancia que actúa como base de Brønsted es:

- NaClO_3
- H_2O
- NaOH
- HClO_3
- a y c son correctas

5. Los ácidos y bases débiles se ionizan:

- Completamente
- Parcialmente
- Fuertemente
- a y c son correctas
- Ninguna es correcta

6. Identifica al conjunto donde todos son ácidos fuertes

- HCN , H_2S , H_2SO_4
- HNO_3 , H_2SiO_3 , H_2CO_3
- HCl , HBr , HClO
- H_2SO_4 , HNO_3 , HCl
- HI , HF , H_2S

7. Identifica al conjunto donde todas son bases fuertes

- $\text{Cu}(\text{OH})_2$, AgOH , NaOH
- NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, LiOH
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Hg}(\text{OH})_2$, CuOH
- b y c son correctas

8. En la siguiente ecuación: $\text{HClO}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}^-$, la doble flecha indica

- El alto grado de disociación del ácido
- La disociación parcial del ácido
- Que la reacción es reversible
- b y c son correctas
- a y c son correctas

9. Se tiene una solución HNO_3 (1M) y otra de H_2SO_4 (0.5M). La solución con mayor grado de acidez es:

- HNO_3 (1M)
- H_2SO_4 (0.5M)
- Ambas tienen el mismo grado de acidez
- Hay mayor concentración de $[\text{H}^+]$ en el H_2SO_4 (0.5M)
- Todas son correctas

10.- La concentración de $[\text{OH}^-]$ para una solución de HBr 0.5M es:

- 5×10^{-1} M
- 1×10^{-14} M
- 2×10^{-14} M
- 0.2×10^{-13} M
- c y d son correctas

11. En una reacción de neutralización los productos son:

- Un ácido y una base de Arrhenius
- Un ácido y una base conjugada
- Un ácido y una base de Brønsted
- Una sal y una agua
- b y c son correctas

12. En la ecuación $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HBrO}_3$, los productos de la reacción son:

- a) $\text{CaBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Br}(\text{OH})_2 + \text{HCaO}_3$
- c) $\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{H}_2\text{O} + \text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$
- e) c y d son correctas

13. El jugo de una fruta A tiene un pH de 5 mientras que el jugo de otra fruta B presenta un pH de 1. ¿Cuál es más ácida?

- a) La fruta B es más ácida que la A
- b) La fruta A es más ácida que la B
- c) Ambas frutas tienen el mismo grado de acidez
- d) El pH de ambas frutas es alcalino
- e) El pH de la fruta A es alcalino mientras que en B es ácido

14. Dos alimentos C y D presentan un pH de 8 y 14, respectivamente. ¿Cuál tiene mayor grado de basicidad?

- a) El pH de ambos es ácido
- b) La fruta de D es alcalina y la C es ácida
- c) La fruta D es más alcalina que la C
- d) Ambas tienen el mismo grado de basicidad
- e) La fruta C es más alcalina que la D

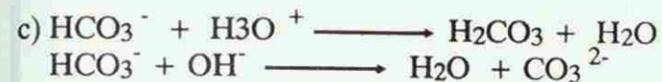
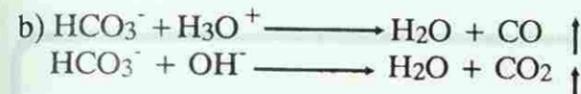
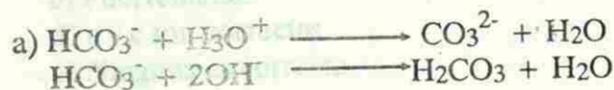
15. Una sal es un compuesto que resulta de la combinación:

- a) Del catión de un ácido con el anión de una base
- b) De un óxido no metálico con el agua
- c) De un óxido metálico con el agua
- d) El anión de un ácido con el catión de un base
- e) De la sustitución total o parcial del hidrógeno de un ácido por un metal

16. Una solución amortiguadora se compone de:

- a) Un ácido y una base fuertes
- b) Un ácido y un base débiles
- c) Un ácido débil con sal correspondiente
- d) Una base con sal correspondiente
- e) c y d son correctas

17. Las reacciones entre un ácido y un base con el ión bicarbonato (HCO_3^-) es:



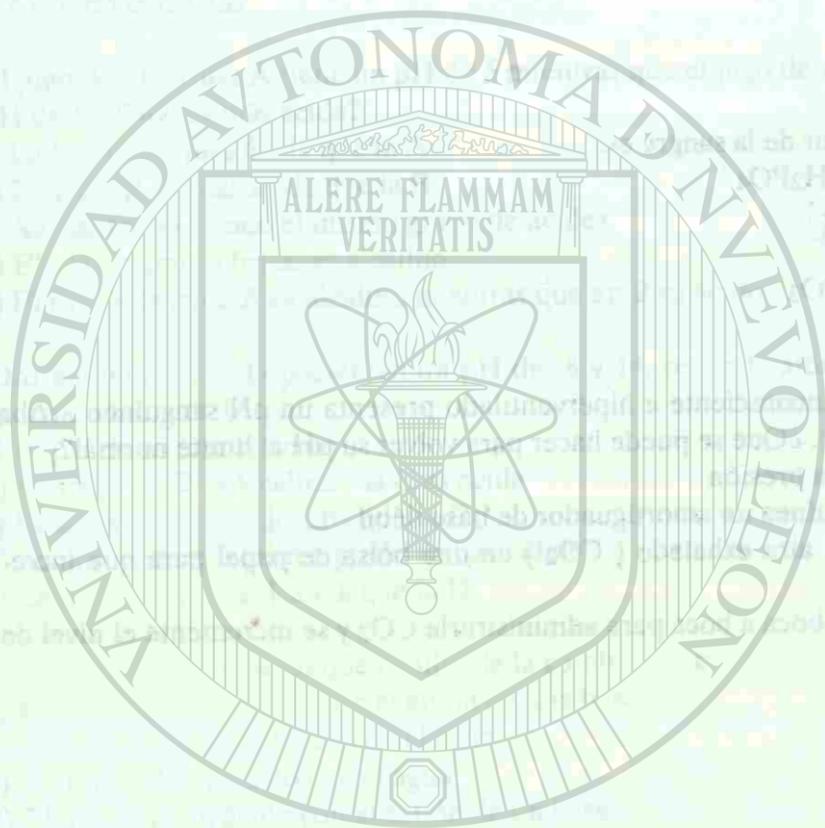
- d) a y d son correctas
- e) Ninguna es correcta

18. El principal amortiguador de la sangre es:

- a) El ion fosfato diácido H_2PO_4^-
- b) El ion acetato $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
- c) El ion carbonato CO_3^{2-}
- d) El ion bicarbonato HCO_3^-
- e) Ninguna es correcta

19. Un individuo en estado inconsciente e hiperventilado presenta un pH sanguíneo arriba de la normalidad (> 7.4). ¿Qué se puede hacer para volver su pH al límite normal?

- a) Administrarle oxígeno a presión
- b) Administrarle vía sanguínea un amortiguador de base débil
- c) Hacerlo que respire el aire exhalado (CO_2) en una bolsa de papel para que incremente el ion HCO_3^-
- d) Darle respiración de boca a boca para administrarle CO_2 y se incremente el nivel de HCO_3^-
- e) c y d son correctos



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

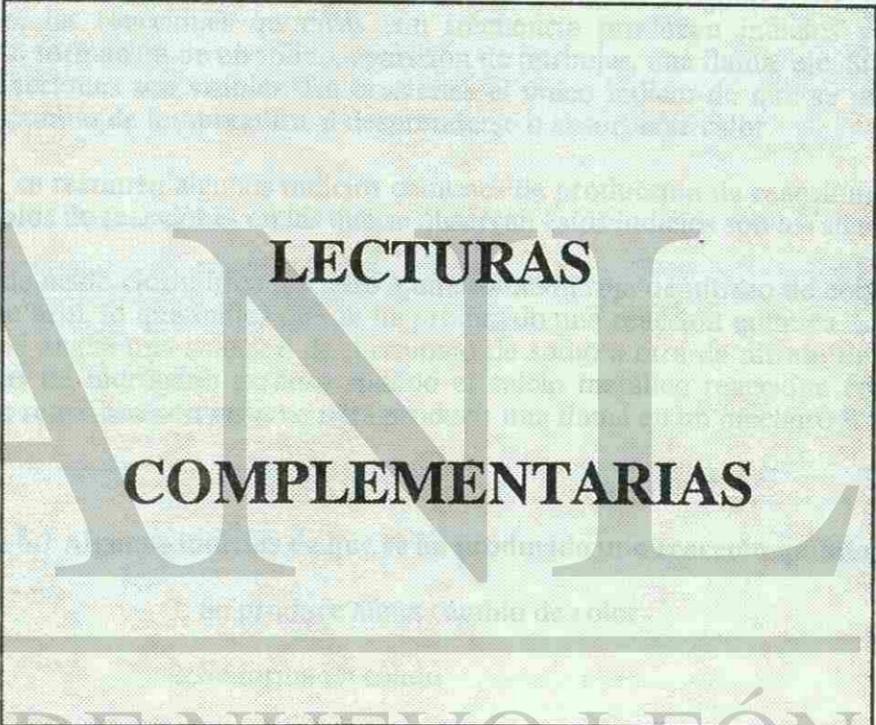
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios Químicos en la Materia

6.1 Evidencias de que existe una reacción química

¿Qué evidencia nos muestra que se ha producido una reacción química? Es decir, ¿qué indicios nos permiten reconocer que se está produciendo un cambio químico? En general, se observa que la materia cambia de estado. El cambio de estado de un material puede ser físico o químico. El cambio físico es aquel en el que la materia cambia de estado sin que se produzca una transformación química. El cambio químico es aquel en el que la materia cambia de composición química. En este capítulo se estudiarán los cambios químicos y se aprenderán a reconocerlos.





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios Químicos en la Materia

LC 6.1 Evidencias de que existe una reacción química

¿Cómo saber cuándo se ha producido una reacción química? Es decir, ¿qué indicios permiten detectar que se efectúa un cambio químico? En general, se observa que las reacciones químicas suelen producir indicios visuales. El acero cambia de un material liso y brillante a una sustancia color café rojizo que se desmenuza con facilidad al oxidarse; el cabello cambia de color al decolorarlo. El nylon sólido se forma cuando dos soluciones líquidas entran en contacto; cuando el gas natural reacciona con oxígeno aparece una flama azul. Por tanto, las reacciones químicas con frecuencia producen indicios visuales: un cambio de color, formación de un sólido, aparición de burbujas, una flama, etc. Sin embargo, no todas las reacciones son visibles. En ocasiones el único indicio de que se produce una reacción es un cambio de temperatura al desprenderse o absorberse calor.

En la tabla 6.1, se resumen algunos indicios comunes de producción de reacciones químicas y algunos ejemplos de reacciones en las que se observan estos indicios son los siguientes:

Cuando se añade ácido clorhídrico incoloro a una solución roja de nitrato de cobalto (II), la solución se hace azul, lo que indica que se ha producido una reacción química. Se forma un sólido cuando se añade una solución de dicromato de sodio a otra de nitrato de plomo. Se forman burbujas de hidrógeno gaseoso cuando el calcio metálico reacciona con agua. El metano gaseoso reacciona con oxígeno para producir una flama en un mechero Bunsen.

Tabla 6.1 Algunos indicios de que se ha producido una reacción química

1. Se produce algún cambio de color
2. Se forma un sólido
3. Se forman burbujas
4. Se produce calor, flama o ambos, o se absorbe calor.

Zumdahl, S. S. "Fundamentos de Química", Mc Graw Hill, 1992

LC 6.2 Predicción de reacciones

La reactividad química relativa de los elementos nos ayuda a predecir si las reacciones se llevan a cabo o no. La diferencia en la reactividad de los metales se puede relacionar con la facilidad con la cual estos elementos pierden sus electrones de valencia y, por lo tanto, con su posición en la tabla periódica. Se ha encontrado que en un grupo de la tabla periódica la reactividad de los elementos incrementa hacia abajo.

De esta forma, el calcio es más activo que el magnesio y el potasio más activo que el sodio ya que el calcio y el potasio pierden electrones con mayor facilidad que el magnesio y el sodio, respectivamente.

Efectuando reacciones entre elementos para comparar su reactividad se elaboró una secuencia del orden de actividad de los elementos y de esta forma se establecieron las series de actividad de los metales y de los halógenos.

Las series de actividad de metales enlista los metales en orden descendente de reactividad. Un metal reemplazará en un compuesto a otro metal que se encuentre por debajo de él en la serie de actividad. Por ejemplo, el sodio reemplazará al litio o al calcio.

Un no-metal puede también reemplazar a otro no-metal de un compuesto. Este tipo de reacción es usualmente limitado a los halógenos (F₂, Cl₂, Br₂ y I₂). El flúor reemplaza a cualquier otro halógeno de la serie porque encabeza la lista. Las tablas 6.2 y 6.3 presentan las series de actividad de metales y no-metales, respectivamente

Los principios que se siguen en el uso de la serie de actividad son:

1. La reactividad de los metales en la lista disminuye de la parte superior hacia abajo.
2. Un metal libre puede desplazar el ion de un segundo metal de su solución, siempre que el metal libre se encuentre arriba del segundo metal en la serie de actividad.
3. Los metales libres arriba del hidrógeno reaccionan con los ácidos no oxidantes en solución y liberan hidrógeno gaseoso.

Tabla 6.2 Serie de Actividad de Metales

Li
K
Ba
Ca
Na
Mg
Al
Zn
Fe
Ni
Sn
Pb
H
Cu
Hg
Ag
Au

Tabla 6.3 Serie de Actividad de Halógenos

F
Cl
Br
I

4. Los metales libres abajo del hidrógeno no desprenden hidrógeno de los ácidos.
5. Las posiciones relativas de algunos de estos elementos pueden ser afectados por las condiciones de temperatura y concentración.

Adaptado de: Hein, M. "Química", Grupo Editorial Iberoamérica, 1992.

LC 6.3 Balanceo de reacciones REDOX

Método del cambio en el número de oxidación.

En este espacio se presentan los pasos a seguir en el balanceo de una reacción redox utilizando el método del cambio en el número de oxidación.

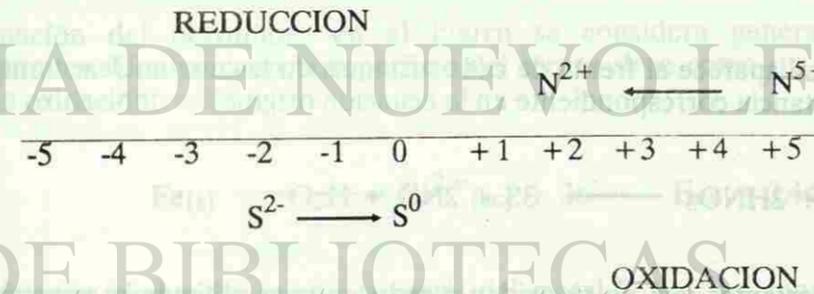
Balancear la siguiente ecuación:



Asignar los números de oxidación a cada elemento en la reacción. Se acostumbra escribir los números de oxidación en la parte superior del símbolo del elemento procurando no confundirlos con la carga de algún ion, presente en la reacción y siguiendo la regla de la IUPAC escribiendo el signo después del número



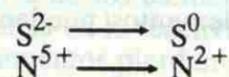
Identificar los elementos que se oxidan y los que se reducen. Para hacer esto se puede utilizar la escala de números siguientes:



El "S" cambia de "2-" a "0", por lo tanto se oxida.

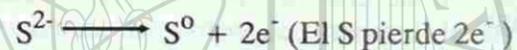
El "N" cambia de "5+" a "2+", por lo tanto se reduce.

3. Escribir dos ecuaciones nuevas mostrando solamente los elementos que cambian de número oxidación.



4. Balancear la masa en cada ecuación si se requiere. En esta ecuación la masa está balanceada.
5. Determinar el número de electrones perdidos en la oxidación y el número de electrones ganados en la reducción y agregarlos en el lado correspondiente en las ecuaciones que muestran el cambio en el número de oxidación de los elementos. Esto equivale a balancear la carga en cada ecuación

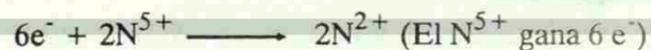
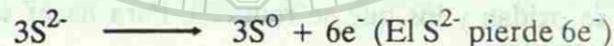
OXIDACION



REDUCCION



6. Igualar el número de electrones perdidos en la oxidación con el número de electrones ganados en la reducción. Esto se puede lograr multiplicando las dos ecuaciones por los números enteros más pequeños que conduzcan a esta igualación. En esta reacción la ecuación de oxidación se multiplica por "3" y la de reducción por "2".



7. Transferir el coeficiente que aparece al frente de cada sustancia en las medias reacciones balanceadas redox a la sustancia correspondiente en la ecuación original.



8. Balancear los elementos restantes que no se oxidan o reducen para obtener la ecuación balanceada final.



9. Comprobar que ambos lados de la ecuación tienen el mismo número de átomos de cada elemento.

	R	P
S	3	3
N	2	2
H	8	8
O	6	6

NOTA: Cada ecuación nueva puede presentar un problema diferente, por lo que para adquirir práctica en el balanceo de ecuaciones redox se sugiere trabajar en otros problemas más.

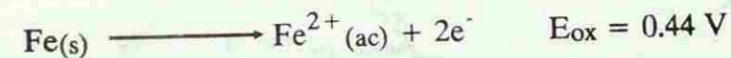
Adaptado de: Hein, M. "Química" Grupo Editorial Iberoamérica, 1992

LC 6.4 Corrosión del hierro

Uno de los procesos de corrosión más familiares es la corrosión del hierro. Desde el punto de vista económico, éste es un proceso importante. Se estima que más del 20% del hierro producido anualmente se utiliza para reemplazar artículos de hierro desechados debido a los daños causados por la corrosión.

Se sabe que la corrosión del hierro requiere oxígeno; el hierro no se corroe en el agua, a menos de que esté presente el O_2 . La corrosión también requiere agua; el hierro no se corroe en aceite, aún cuando la solución contenga O_2 , a menos que haya H_2O . Otros factores que pueden acelerar la corrosión son: la presencia de ácidos y sales, el contacto con metales más difíciles que oxidar que el hierro y las fuerzas de tensión sobre el hierro.

La formación del herrumbre en el hierro se considera generalmente de naturaleza electroquímica. Una zona en la superficie del hierro sirve como un ánodo y allí el hierro sufre una oxidación:



Los electrones producidos migran a través del metal hacia otra zona de la superficie que sirve como cátodo. Aquí se puede reducir el oxígeno:



Observe que H^+ toma parte en la reducción del O_2 . A medida que disminuye la concentración de H^+ , la reducción del O_2 se hace menos favorable. Se observa que el hierro, en contacto con una solución con una concentración pequeña de H^+ , no se oxida. En el transcurso de la corrosión, el Fe^{2+} que se forma en el ánodo, se oxida posteriormente a Fe^{3+} . El Fe^{2+} forma el óxido de hierro(III) hidratado, conocido como orín o herrumbre:*

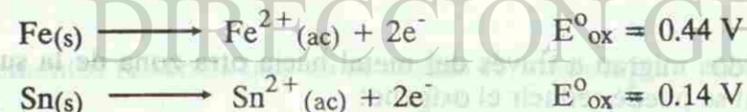


Como por lo general el cátodo es el área que tiene el mayor suministro de O_2 , el herrumbre se suele depositar ahí. Si observamos con atención una pala que ha permanecido a la intemperie en presencia de aire húmedo, y con suciedad adherida a ella, veremos que se ha picado bajo la suciedad, pero que la herrumbre se ha formado en otra parte, donde se dispone de O_2 , con mayor facilidad. El proceso de corrosión se resume en la figura 6.1.

El aumento en la corrosión que ocasionan las sales es evidente en los automóviles que están en las áreas donde se hace un intenso salado de las carreteras en invierno. El efecto de las sales se explica fácilmente por el mecanismo de las celdas voltaicas. Los iones de una sal proporcionan los electrolitos necesarios para completar el circuito eléctrico.

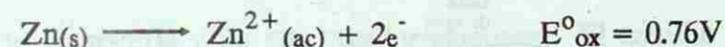
La presencia de zonas anódicas y catódicas en el hierro requiere de dos ambientes en la superficie. Estas se pueden deber a la presencia de impurezas o defectos en la red (introducidos probablemente por el esfuerzo a aun se somete el metal). En las zonas donde hay impurezas o defectos, el entorno a nivel atómico de los átomos de hierro permite que el metal sea más o menos oxidado que en zonas normales de la red. En consecuencia, estos sitios pueden servir ya sea como ánodos o como cátodos. El hierro ultrapuro, preparado de forma que se reduzcan al mínimo los defectos en la red, es mucho menos susceptible a la corrosión que el hierro ordinario.

Con frecuencia, el hierro se protege con un recubrimiento de pintura u otro metal como estaño, zinc, o cromo para proteger su superficie en contra de la corrosión. Las láminas de acero usadas en las latas para refrescos y alimentos se pueden recubrir introduciendo las láminas en estaño fundido o depositando un recubrimiento de estaño con un proceso electrolítico. El estaño protege al hierro mientras la capa protectora permanezca intacta. Una vez que se rompe y el hierro queda expuesto al aire y al agua, el estaño más bien acelera la corrosión del hierro actuando como cátodo en la corrosión electroquímica. Como se muestra en los siguientes potenciales de las medias celdas, el hierro se oxida más fácilmente que el estaño:



Por tanto, el hierro actúa como el ánodo y se oxida, según se muestra en la figura 6.2.

El *hierro galvanizado* se produce con un recubrimiento de hierro con una capa de zinc. El cinc protege al hierro contra la corrosión aun cuando el recubrimiento superficial se destruya. En este caso, el hierro sirve como cátodo en la corrosión electroquímica, porque el zinc se oxida con mayor facilidad que el hierro:



Por consiguiente, el zinc sirve como ánodo y se corroe en lugar del hierro, como se muestra en la figura 6.3. La protección de un metal que actúa como cátodo en una celda electroquímica se conoce como **protección catódica**. El metal que se oxida para proteger al cátodo se llama **ánodo sacrificial**. Las tuberías subterráneas se suelen proteger contra la corrosión haciendo que la tubería sea el cátodo de una celda voltaica. Se entierran trozos de un metal activo, por ejemplo magnesio, a lo largo de la tubería y se conectan con ella por medio de cables, como se muestra en la figura 6.4. En el terreno húmedo, donde puede ocurrir la corrosión, el metal activo actúa como ánodo y la tubería experimenta protección catódica.

Figura 6.1. Corrosión del hierro en contacto con agua

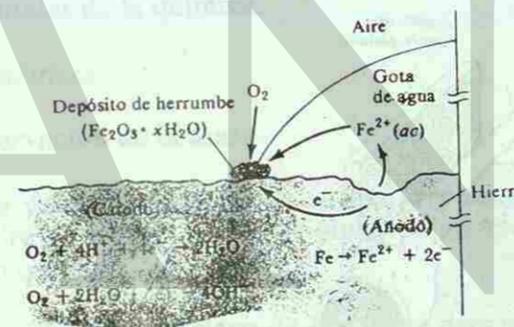


Figura 6.2. Corrosión del hierro en contacto con estaño

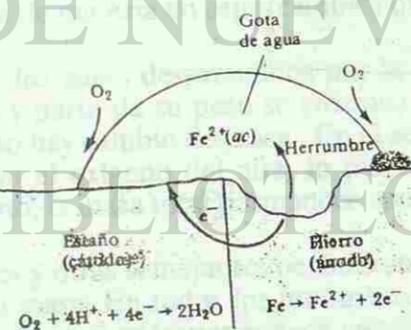


Figura 6.3. Protección catódica del hierro en contacto con zinc

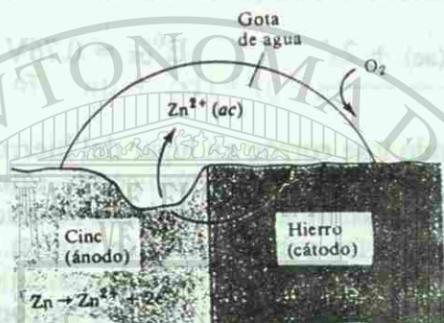


Figura 6.4. Protección catódica de un tubo de hierro que transporta agua



UNIDAD VII

Estequiometría. La aritmética en la química

LC 7.1 Estequiometría y leyes estequiométricas

La química trata de la materia y de sus transformaciones. El estudio de las relaciones numéricas relativas a la composición de la materia y de sus transformaciones constituye la estequiometría. El término estequiometría proviene de las palabras griegas *estequio* (elemento) y *metría* (medir).

Estequiometría: es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas de las sustancias y de sus reacciones.

Según la definición anterior, la estequiometría se aplica desde el cálculo de la composición de los elementos que forman un compuesto hasta el cálculo de la cantidad de un compuesto formado en una reacción química.

La formación de los compuestos obedece a ciertas reglas cuantitativas conocidas como leyes estequiométricas o leyes ponderales. Asimismo, el estudio cuantitativo de las reacciones químicas se basa en la ley de la conservación de la masa. A continuación se recordarán estas leyes fundamentales de la química.

Leyes estequiométricas

Ley de la conservación de la masa

Si se pesa una vela de parafina, se enciende y después de estar prendida un tiempo en presencia de aire se pesa de nuevo, se observa que aparentemente existe pérdida de materia en este cambio químico.

Por otra parte, si se pesa un clavo de hierro, se deja en contacto con aire húmedo, y se pesa de nuevo, se observa que aparentemente hubo aumento de materia en este cambio químico.

Si las experiencias anteriores se repiten en un recipiente cerrado, se observa que no hubo ni pérdida ni ganancia de materia en estos cambios químicos.

En el primer caso, los gases desprendidos por la combustión de la vela se acumulan en el recipiente cerrado y parte de su peso se adiciona al peso de la vela; por lo tanto, en dicha reacción química no hay cambio de masa. En el segundo caso el peso que gana el hierro por la combinación con el oxígeno del aire, lo pierde el aire por la disminución del peso de oxígeno; por lo tanto, la masa total permanece constante.

Estas observaciones y otras semejantes permitieron a Lavoisier en 1785 enunciar la ley de la conservación de la masa: En todos los fenómenos químicos, la masa total de las sustancias que intervienen en una reacción permanece constante.

La ley de Lavoisier se expresa en términos de masa, ya que el peso de una sustancia varía en función del lugar en el cual se encuentra.

EJEMPLO: Si 16 g de azufre y 100.3 g de mercurio se calientan en un recipiente cerrado para dar sulfuro de mercurio (II) ¿qué masa de este último compuesto tendremos, suponiendo que la reacción es total? Masa molecular de HgS = 232.6 uma.

Solución: Lo lógico es pensar que tendremos la suma de ambas cantidades, puesto que no sale nada al exterior, o sea, 16 g + 100.3 g. Razonemos: si para un átomo-gramo de azufre se obtiene dicha cantidad.

$$\frac{32 \text{ g de S}}{16 \text{ g de S}} = \frac{232.6 \text{ g de HgS}}{y} \quad y = 116.3 \text{ g de HgS}$$

y comprobamos que, efectivamente, así ocurre.

Ley de las proporciones constantes

Cuando se calcula la relación en peso del hidrógeno y del oxígeno obtenidos por la descomposición electrolítica del agua, o por cualquier otro método de descomposición de la misma sustancia, se observa que el oxígeno y el hidrógeno se forman siempre en relación ponderal de 8:1, independientemente de las condiciones en las que se efectúa el experimento (cantidad de agua descompuesta, intensidad de la corriente, temperatura, etc.).

Cuando se efectúa el proceso inverso, es decir la síntesis del agua, la combinación se produce también en la relación ponderal oxígeno: hidrógeno 8:1, y si el hidrógeno o el oxígeno se encuentran en exceso de esta relación, la cantidad excedente no participa en la reacción.

Se han efectuado numerosos experimentos semejantes con otros compuestos, observándose una relación ponderal constante de los elementos que los forman. Esta observación fue enunciada como ley de las proporciones constantes por Proust a principios del siglo XIX. Esta ley se conoce también como ley de las proporciones definidas.

Ley de las proporciones constantes: La relación en peso de dos o más elementos que se unen para dar una combinación química definida, es constante.

EJEMPLO 1: Si el C se quema para dar dióxido de carbono, 12g de carbono se combinarán con 32g de oxígeno y resultarán 44g de dióxido de carbono. ¿Cuánto carbono reaccionará con 96g de oxígeno?

$$\frac{12 \text{ g de C}}{32 \text{ g de O}} = \frac{x}{96} \quad x = 36 \text{ g de C}$$

Esta ley se cumple para cualquier otra pareja de elementos.

EJEMPLO 2: Cuando el hidrógeno y el oxígeno se combinan para formar agua, siempre lo hacen en la misma proporción 8/1; calculemos la cantidad de hidrógeno que se combinará con 100g de oxígeno.

$$\frac{\text{g de O}}{\text{g de H}} = \frac{8}{1} = \frac{100 \text{ g}}{x} \quad x = 12.5 \text{ g de H}$$

Ley de las proporciones múltiples

Se conocen dos compuestos formados con los elementos hidrógeno y oxígeno; el agua (H₂O) y el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada (H₂O₂).

El análisis indica que en el agua y en el agua oxigenada, los pesos de oxígeno que se combinan con un mismo peso de hidrógeno se hallan en la relación de 1:2.

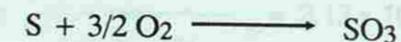
Del mismo modo, en el dióxido de azufre (SO₂) y en el trióxido de azufre (SO₃), los pesos de oxígeno que se unen con un mismo peso de azufre se encuentran en la relación de 2:3.

Las observaciones anteriores han sido generalizadas en una ley enunciada por Dalton en 1908: **Ley de las proporciones múltiples:** Cuando un elemento A se combina con otro elemento B en diferentes proporciones para formar dos o más compuestos, los pesos del elemento A que se combinan con un peso fijo del elemento B se encuentran entre sí en relaciones numéricas enteras y sencillas.

EJEMPLO: El azufre puede reaccionar con el oxígeno de dos formas para dar dos diferentes compuestos. Si 32 g de azufre se combinan con 32 g de oxígeno tendremos dióxido de azufre, pero si lo hacen con 48 g de oxígeno obtendremos el trióxido de azufre.



$$\frac{\text{g de O}}{\text{g de S}} = \frac{16 \times 2}{32} = \frac{32 \text{ g de O}}{32 \text{ g de S}} \quad \text{en el primer compuesto}$$



$$\frac{\text{g de O}}{\text{g de S}} = \frac{16 \times 3}{32} = \frac{48 \text{ g de O}}{32 \text{ g de S}} \quad \text{en el segundo compuesto}$$

Adaptado de: Villarreal, Butruille, Rivas, " *Química* " Editorial Trillas, 1990

LC 7.2 Rendimiento porcentual

En la sección precedente se aprendió a calcular la cantidad de producto que se forma al mezclar cantidades específicas de reactivos. Al efectuar estos cálculos se usó el hecho de que la cantidad de producto depende del reactivo limitante. El producto deja de formarse cuando se termina alguno de los reactivos. La cantidad de producto que se calcula de este modo es el rendimiento teórico del mismo. Sin embargo, casi nunca se logra obtener en realidad la cantidad de producto que se predice (rendimiento teórico). Un motivo es la presencia de reacciones secundarias (otras reacciones que consumen uno o más de los reactivos o productos).

El rendimiento real del producto, que es la cantidad de producto que se obtiene en realidad, se compara con frecuencia con el rendimiento teórico. Esta comparación que suele expresarse como porcentaje, se llama rendimiento porcentual:

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 = \text{rendimiento porcentual}$$

El rendimiento porcentual es importante como indicador de eficiencia de una determinada reacción o de un proceso

Ejemplo: El metanol se obtiene por reacción de monóxido de carbono e hidrógeno. Suponga que se hacen reaccionar 68.5 kg (6.85×10^4 g) de CO(g) con 8.60 kg (8.60×10^3 g) de $\text{H}_2(\text{g})$.

- Calcula el rendimiento teórico del metanol.
- Si se produce en realidad 3.57×10^4 g de CH_3OH , ¿cuál es el rendimiento porcentual del metanol?

SOLUCION

PASO 1

La ecuación balanceada es



PASO 2

A continuación se calculan los moles de reactivos.

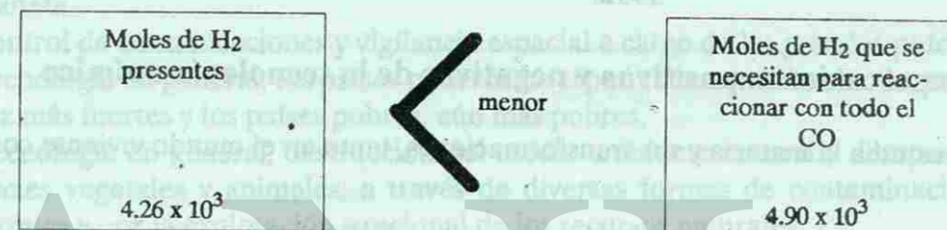
$$6.85 \times 10^4 \text{ g CO} \times \frac{1 \text{ mol CO}}{28.0 \text{ g CO}} = 2.45 \times 10^3 \text{ moles CO}$$

$$8.60 \times 10^3 \text{ g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2.02 \text{ g H}_2} = 4.26 \times 10^3 \text{ moles H}_2$$

PASO 3

Después determina qué reactivo es el limitante. Usando la relación molar de CO con H_2 según la ecuación balanceada, se tiene

$$2.45 \times 10^3 \text{ moles CO} \times \frac{2 \text{ moles H}_2}{1 \text{ mol CO}} = 4.90 \times 10^3 \text{ moles H}_2$$



Se ve que 2.45×10^3 moles de CO requieren 4.90×10^3 moles de H_2 . Como sólo hay presentes en realidad 4.26×10^3 moles de H_2 , el H_2 es el reactivo limitante.

PASO 4

Por tanto, hay que usar la cantidad de H_2 y la relación molar de H_2 y CH_3OH para determinar la cantidad máxima del metanol que se puede producir en la reacción.

$$4.26 \times 10^3 \text{ moles H}_2 \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{2 \text{ moles H}_2} = 2.13 \times 10^3 \text{ moles CH}_3\text{OH}$$

Esto representa el rendimiento teórico en moles.

PASO 5

Usando la masa molar de CH_3OH (32.0 g), se calcula el rendimiento teórico en gramos.

$$2.13 \times 10^3 \text{ moles CH}_3\text{OH} \times \frac{32.0 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = 6.82 \times 10^4 \text{ g CH}_3\text{OH}$$

Por tanto, a partir de las cantidades de reactivos que se indican, la cantidad máxima de CH_3CO que se puede formar es 6.82×10^4 g. Este es el rendimiento teórico.

El rendimiento porcentual es:

$$\frac{\text{Rendimiento real (gramos)}}{\text{Rendimiento teórico (gramos)}} \times 100 = \frac{3.57 \times 10^4 \text{ g CH}_3\text{OH}}{6.82 \times 10^4 \text{ g CH}_3\text{OH}} \times 100 = 52.3\%$$

Zumdahl S.S., "Fundamentos de Química", McGraw-Hill, 1992.

LC 7.3 Repercusiones positivas y negativas de la tecnología química

La química estudia la materia y sus transformaciones, tanto en el mundo viviente como en el inanimado.

Los conocimientos que se generan de esta ciencia son importantes porque forman parte de la cultura humana.

Una vez que el hombre conoce las transformaciones químicas que ocurren a su alrededor, es capaz de modificar su ambiente, de mejorar sus condiciones de vida y de aprovechar los recursos naturales en forma adecuada.

El conjunto de conocimientos que el hombre ha acumulado a través del tiempo le permite desarrollar la tecnología química necesaria para construir los materiales para su vivienda y vestido, mejorar su salud, tener más alimentos y de mejor calidad, mejorar los suelos con fertilizantes para hacerlos más productivos, controlar las plagas, etcétera.

El impacto de la técnica sobre la sociedad es incuestionable. El desarrollo de la técnica ha modificado, en el devenir histórico, las bases y el proceso de formación económico, social, cultural y político en los grupos de la especie humana.

Los principales instrumentos técnicos y tecnológicos han aparecido como prolongación de los sentidos y de los órganos del hombre y lo han ido liberando progresivamente del duro trabajo manual, agrícola e industrial para la producción de bienes de consumo.

Los principales logros de la técnica aportados por el desarrollo tecnológico reciente son:

1. Desarrollo de la energía nuclear y energéticos en general.
2. Derrota de la mayoría de las enfermedades infecciosas.
3. Posibilidades de predicción del estado del tiempo.
4. Desarrollo de redes de telecomunicación y sistemas de transporte.
5. Incremento de metodologías, instrumentos y capacidad de cálculo.
6. Incremento del rendimiento de la producción agrícola.

7. Desarrollo de nuevos materiales indestructibles, industriales, domésticos, arquitectónicos, etcétera.
8. Tecnología en general para reducir la intensidad y tiempo de trabajo fabril, agropecuario y doméstico.

Estos desarrollos tecnológicos han servido para crear nuevas formas de vida y de alguna manera han beneficiado a la sociedad, pero han traído paralelamente el desencadenamiento de graves problemas económico-sociales y culturales, entre los que se pueden citar:

1. Artificios y sistemas de armamentos nucleares, creando un estado constante de alarma y peligro entre potencias atómicas.
2. Al parejo de la investigación médica se han desarrollado armamentos biológicos quizá más peligrosos que los atómicos.
3. Posibilidades de alterar los regímenes climatológicos de regiones completas del planeta.
4. Control de comunicaciones y vigilancia espacial a cargo de las grandes potencias.
5. Tecnología en general, los países poderosos, económicamente hablando, se hacen cada vez más fuertes y los países pobres, aún más pobres.
6. Tecnología en general, destrucción del medio ambiente natural y desaparición de especies vegetales y animales, a través de diversas formas de contaminación química, térmica y por la explotación irracional de los recursos naturales.
7. Destrucción del patrimonio cultural de las naciones a través de los medios y tecnología propagandística y consumista.

Se han introducido a los ciclos bio-geo-químicos naturales, diez principales agentes de contaminación, que como especies químicas nos interesan por ser producto de múltiples actividades de carácter productivo de bienes y servicios, en las ramas agropecuaria, industrial, marina, médico-biológica, etcétera.

Estos agentes son: CO , CO_2 , SO_2 , NO_x , fosfatos, mercurio, plomo, petróleo, plaguicidas, insecticidas y radiación.

Si bien han sido agentes químicos los causantes de algunos de los problemas ecológicos (contaminación de aguas, suelos, aire) a causa de aplicaciones prácticas de la química al desarrollo y producción de bienes y servicios, del mismo modo debe procurarse la solución de esos problemas, con el fin de evitar, prevenir y combatir la contaminación ambiental; soluciones nada fáciles de encontrar porque están involucrados diversos factores de la actividad humana, tales como: económicos, políticos, culturales, educativos, etcétera.

La química puede hacer, y hará sin duda, muchas aportaciones en el campo de la educación técnica y la investigación científica y tecnológica, en la búsqueda de soluciones para estos problemas. Para comenzar se deben preparar técnicos y profesionales para la prevención y combate de la contaminación ambiental.

Se deben perfeccionar los materiales ya existentes, crear otros más eficientes y aprovechar los materiales de desecho en un reciclaje.

Lo más importante es ampliar el conocimiento del educando con respecto a la composición, estructuras y cambios de la realidad física, económica, social y cultural del país.

Principales elementos contaminantes

CO ₂	Dióxido de carbono	Se origina en los procesos de combustión para la producción de energía, en la industria y en la calefacción. Su acumulación podría aumentar la temperatura de la superficie terrestre y ocasionar un desastre ecológico. Es un gas tóxico para la respiración. Interviene en la fotosíntesis donde es degradado por las plantas verdes durante las horas de sol.
CO	Monóxido de carbono	Se produce por combustiones incompletas, en particular, de la siderúrgica, de las refineras de petróleo y de los vehículos de motor. Este gas también puede afectar la estratosfera. Es un poderoso veneno que toma el lugar del oxígeno en la hemoglobina sanguínea.
SO _(n)	Oxidos de azufre (Principalmente Dióxido de Azufre)	Proviene del humo de las centrales eléctricas, fábricas, de automóviles y combustible de uso doméstico que contiene a menudo ácido sulfúrico. El aire así contaminado agrava las enfermedades respiratorias, corroe los árboles y los edificios de piedra caliza (mármol), y afecta algunos textiles sintéticos.
NO _(n)	Oxidos de nitrógeno	Se produce por los motores de combustión interna, el uso excesivo de fertilizantes, el incendio de bosques y las instalaciones industriales. Forma el "smog" de las grandes ciudades y favorece diversas enfermedades del aparato respiratorio.
R-PO ₄	Fosfatos	Se encuentra en las aguas de cloacas. Proviene de los fertilizantes químicos utilizados con exceso y de los detergentes, así como de residuos originados en la cría de los animales. Contaminan lagos y ríos, causando la muerte de los peces.
Pb	Plomo	Su fuente principal son los antidetonantes que se adicionan a los combustibles. También contribuyen las fundiciones de este metal, los plaguicidas y la industria química. Se trata de un tóxico que ocasiona el saturnismo alterando las enzimas y el metabolismo celular. Se acumula en los sedimentos marinos y el agua potable.

Hg	Mercurio	Se produce por la utilización de combustibles fósiles, centrales de energía eléctrica, refinación, fabricación de pinturas y preparación de la pasta de papel. Agente contaminante de alimentos, principalmente marinos. Constituye un tóxico que afecta al sistema nervioso.
	Petróleo	Durante su refinación, su extracción frente a las costas, en los accidentes de buques y por las fugas durante su transporte, causa enormes daños al medio. En el mar destruye el plancton, los peces, las plantas, las aves marinas y contamina las playas.
	DDT y otros plaguicidas	Hasta en bajas concentraciones son muy tóxicos para los crustáceos; se les emplea en la agricultura y al ser diseminados por el agua, causan la muerte de los peces. Contaminan también la alimentación humana y pueden provocar cáncer. Su uso daña algunas especies de insectos útiles, lo que contribuye a la aparición de nuevas plagas.

Ocampo G. A., et al, "Fundamentos de Química", Publicaciones Culturales, 3a. Ed., 1993

UNIDAD VIII

Soluciones. El agua y los sistemas acuosos

L.C. 8.1 El agua

El agua es el recurso natural más común; cubre casi 70% de la superficie de la tierra. No sólo se encuentra en los océanos y mares, en ríos, arroyos, lagos, estanques y en los depósitos glaciales de los polos, sino que también está presente siempre en la atmósfera y en las nubes. Un 97% del agua se halla en los océanos. El agua salada contiene grandes cantidades de minerales disueltos. Se han identificado más de 70 elementos en el contenido mineral del agua de mar. Sólo cuatro de ellos, cloro, sodio, magnesio y bromo, se obtienen comercialmente de los mares. El agua dulce del mundo es el otro 3%, del cual unas dos terceras partes están aprisionadas en los casquetes polares y los glaciares. El agua dulce restante se encuentra en las aguas superficiales, en las aguas subterráneas y en la atmósfera. El agua es un componente esencial de toda materia viva. Es el compuesto más abundante en el cuerpo humano, constituyendo 70% de su masa corporal total. Un 92% del plasma sanguíneo es agua; 80% del tejido muscular es agua, y 60% de un glóbulo rojo de la sangre es agua.

Aguas naturales

Las aguas dulces naturales no son agua pura, porque contienen minerales disueltos, materias suspendidas, y a veces bacterias patógenas. Los suministros de agua potable para las grandes ciudades generalmente provienen de ríos o lagos. Tal como se encuentran, esos líquidos generalmente no son aptos para ser bebidos sin un tratamiento depurador. Para potabilizar tales aguas (esto es, hacer inocua, o no-tóxica su ingestión), se tratan mediante uno, algunos o todos los procesos siguientes.

1. Colado. Es la eliminación de objetos relativamente grandes, como basura, peces y cosas por el estilo.
2. Floculación y sedimentación. Se agregan sustancias químicas, generalmente cal (CaO) y alumbre (sulfato de aluminio, o sulfato de aluminio y sodio) para formar un precipitado gelatinoso floculento de hidróxido de aluminio. Este precipitado atrapa o reúne la mayor parte de la materia fina suspendida y la arrastra al fondo del recipiente de sedimentación.
3. Filtración por arena. Se hace pasar el agua que rebosa del recipiente de sedimentación a través de filtros de arena fina. Casi toda la materia suspendida que queda, así como las bacterias, son eliminadas por estos filtros.
4. Aeración. Después de los filtros de arena, el agua se pone en contacto con aire (se airea) mediante aspersión. El objeto de este proceso (también llamado aireación) es eliminar olores y sabores desagradables.
5. Desinfección. En la etapa final se inyecta cloro gaseoso al agua para destruir las bacterias dañinas antes de distribuir el agua al público. Así mismo, se utiliza ozono en algunos países para desinfectar el agua. En casos de urgencia, puede desinfectarse el agua simplemente hirviéndola algunos minutos.

Si el agua potable destinada a los niños contiene una cantidad adecuada de ion fluoruro, sus dientes resistirán más la degradación (o caries). Por lo tanto, en muchos casos se agrega NaF, o Na_2SiF_6 al suministro de agua a fin de tener una concentración de ion fluoruro óptima, de aproximadamente 1.0ppm. Si la concentración de ion fluoruro aumenta demasiado, originará manchas en los dientes. El agua que tiene sales disueltas de calcio y magnesio se conoce como agua dura. Un inconveniente del agua dura es que el jabón ordinario no espuma bien con ella; el jabón reacciona con los iones calcio y los iones magnesio para producir una nata insoluble y grasosa. Sin embargo, los jabones sintéticos, que se conocen como detergentes, tienen propiedades limpiadoras intensas (a veces perjudiciales) y no forman precipitados con el agua dura. También el agua dura resulta inconveniente porque origina la incrustación en los recipientes de vapor o evaporadores en las paredes de los calentadores de agua y en las calderas de vapor, lo cual reduce mucho su eficiencia. Se emplean cuatro técnicas para "suavizar" el agua dura, que son la destilación, la precipitación química, el intercambio iónico y la desmineralización. En la destilación, el agua se hierve y el vapor formado se condensa de nuevo en agua líquida, quedando los minerales en el recipiente de destilación. La fig. 8.1 muestra un aparato sencillo de destilación para laboratorio. Se pueden conseguir destiladores comerciales capaces de producir cientos de litros de agua destilada por hora. Los iones calcio y magnesio se precipitan y separan del agua agregando carbonato de sodio y cal. Se forman carbonato de calcio e hidróxido de magnesio insolubles, que precipitan y son eliminados por filtración o sedimentación. En el método del intercambio iónico (que se emplea mucho en Estados Unidos) se suaviza el agua dura eficazmente haciéndola pasar por un lecho o tanque de zeolita. La zeolita es un silicato complejo de sodio y aluminio. En este proceso, los iones sodio reemplazan a los perjudiciales iones calcio y iones magnesio, suavizando así al agua:



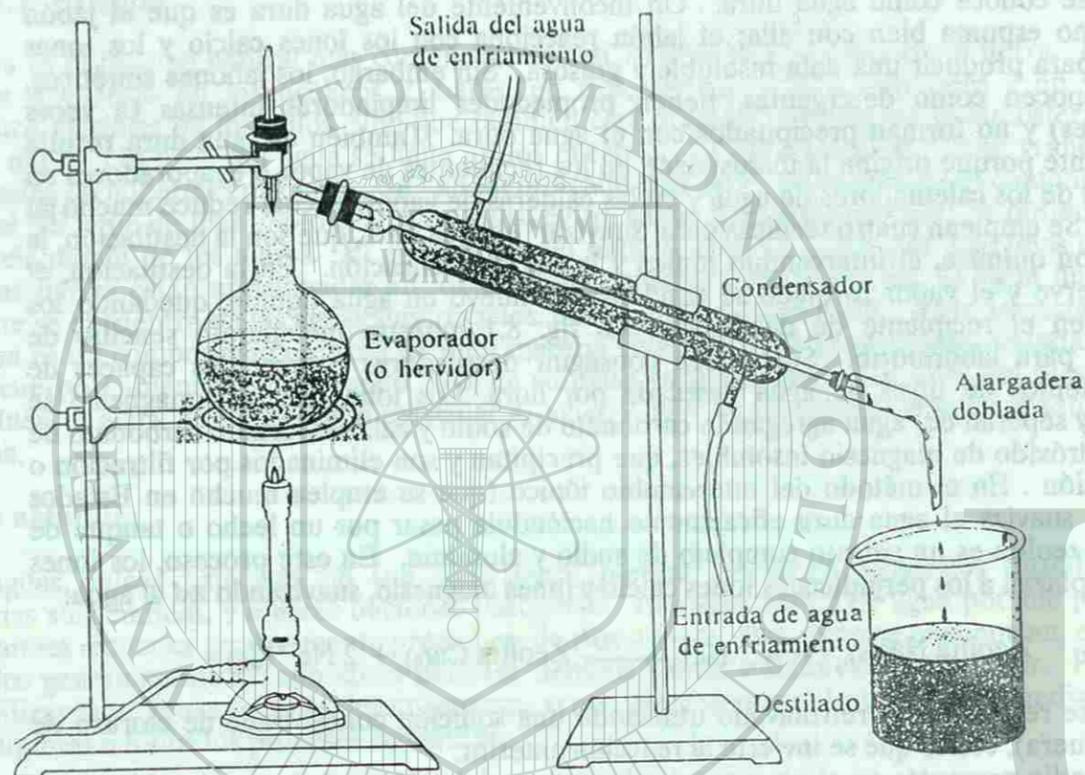
La zeolita se regenera por retrolavado utilizando una solución concentrada de cloruro de sodio (salmuera), con lo que se invierte la reacción anterior.

Los iones sodio presentes en el agua suavizada por precipitación química o por el proceso de la zeolita, no son perjudiciales para la mayoría de los usuarios del agua.

En la desmineralización se eliminan tanto los cationes como los aniones mediante un sistema de intercambio iónico de dos etapas. En la primera, los cationes metálicos son substituidos por iones hidrógeno. En la segunda, los aniones se reemplazan con iones hidroxilo. Los iones hidrógeno e hidroxilo reaccionan, y se obtiene agua esencialmente pura, libre de minerales, al salir del segundo paso.

Los océanos son una fuente incalculable de agua; sin embargo, el agua de mar contiene unos 3.5 kg de sales por cada 100kg de agua marina. Estas 35000 ppm de sales disueltas hace impropia a tal agua para usos domésticos y agrícolas. Al agua que contiene menos de 1000 ppm de sales se la considera como razonablemente apta para ser bebida. Ya se obtiene agua potable (segura para beber) a partir de agua de mar en muchas partes del mundo. Se desarrollan investigaciones continuamente para obtener agua útil de los océanos, más abundante y de forma más económica.

Figura 8.1. Aparato sencillo de laboratorio para destilación de líquidos



Contaminación del agua

El agua contaminada se caracterizaba antes como la de aspecto turbio, con mal olor o sabor, y con bacterias patógenas. Sin embargo, factores como la creciente población, las necesidades industriales de agua, la contaminación atmosférica, los tiraderos de desechos tóxicos y el uso de pesticidas han modificado mucho el problema de la contaminación de agua.

Muchos de los nuevos contaminantes no son eliminados ni destruidos mediante los procesos normales de tratamiento del agua. Por ejemplo, entre los 66 compuestos orgánicos que se encuentran en el agua potable de una de las principales ciudades ubicadas a orillas del río Mississippi, a 3 se les considera ligeramente tóxicos; a 17, de toxicidad moderada; a 15, muy tóxicos y a 1, supertóxico. Se sabe que dos son cancerígenos o carcinogénicos (que producen cáncer), de 11 de ellos se sospecha la misma propiedad, y 3, al metabolizarse, se convierten en cancerígenos.

El Servicio de Salud Pública de Estados Unidos, clasifica los contaminantes del agua en ocho categorías amplias, las cuales aparecen en la siguiente tabla:

Tabla de clasificación de los contaminantes de agua

Tipo de contaminante	Ejemplos
Desechos con demanda de oxígeno.	Desechos orgánicos degradables de drenaje doméstico y desechos industriales de origen animal o vegetal.
Agentes infecciosos	Bacterias, virus y demás organismos del drenaje doméstico, desechos animales y desechos de procesos animales.
Nutrientes de plantas	Principalmente compuestos de nitrógeno y de fósforo.
Sustancias orgánicas	Gran número de sustancias químicas sintetizadas en la industria, pesticidas, compuestos orgánicos clorados.
Otras sustancias y minerales	Sustancias inorgánicas de operaciones industriales, minería, operación de campos petrolíferos y agricultura.
Sustancias radiactivas	Productos de desecho de minería y procesamiento de materiales radiactivos, lluvia radiactiva, mayor empleo de materiales radiactivos en hospitales e investigación.
Calor en descargas industriales	Grandes cantidades de agua caliente devuelta por plantas termoeléctricas de vapor e instalaciones fabriles a los cuerpos naturales de agua.
Sedimentos por la erosión del terreno	Materia sólida deslavada por la erosión, lluvia y corrientes de agua que entra a ríos y mares.

Muchos brotes de enfermedades o envenenamientos, como tifoidea, disentería y cólera, pueden atribuirse directamente al agua contaminada ("no potable"). Los ríos y arroyos son receptores donde fácilmente los centros urbanos descargan los desechos industriales y domésticos. Gran parte de esta agua se usa de nuevo corriente abajo y es descargada de nuevo al curso de agua. El proceso se puede repetir muchas veces. Así, en ríos como el Mississippi y el Delaware, el agua es usada y devuelta a ellos en muchas ocasiones. Si no está debidamente tratada, se acumulan los contaminantes peligrosos, dando lugar a epidemias diversas.

Son inevitables los productos de desecho nocivos y peligrosos en la fabricación de muchos artículos de uso diario. Una manera muy utilizada para desechar los anteriores, es dejarlos en tiraderos de desechos tóxicos. Lo que se ha encontrado después de muchos años de esta práctica, es que las sustancias tóxicas se infiltran (o percolan), llegando a los depósitos subterráneos de aguas freáticas. Como resultado de ello, mucha gente enferma y se han tenido que cerrar pozos de agua mientras se encuentran métodos satisfactorios para detoxificar ese líquido. Este problema es grave, porque por ejemplo, la mitad de la población en Estados Unidos obtiene su suministro de agua de los mantos subterráneos. Será muy costoso limpiar los miles de tiraderos industriales y el encontrar e implementar métodos nuevos y seguros para el destino de los desechos.

Desde hace mucho tiempo se sabe que el mercurio y sus compuestos son muy tóxicos. El mercurio llega al cuerpo humano principalmente a través de los alimentos que se ingieren. Aunque no es mineral esencial para el organismo, el mercurio se acumula en la sangre, los riñones, el hígado y el cerebro. El mercurio en el cerebro causa severos daños al sistema nervioso central.

La secuencia de eventos que ha originado casos de envenenamiento con mercurio es como sigue: el mercurio y sus compuestos se emplean en muchas industrias y en la agricultura, principalmente como fungicida en el tratamiento de semillas.

Uno de sus mayores empleos es en la conversión electroquímica de salmueras de cloruro de sodio en cloro e hidróxido de sodio, según la ecuación:



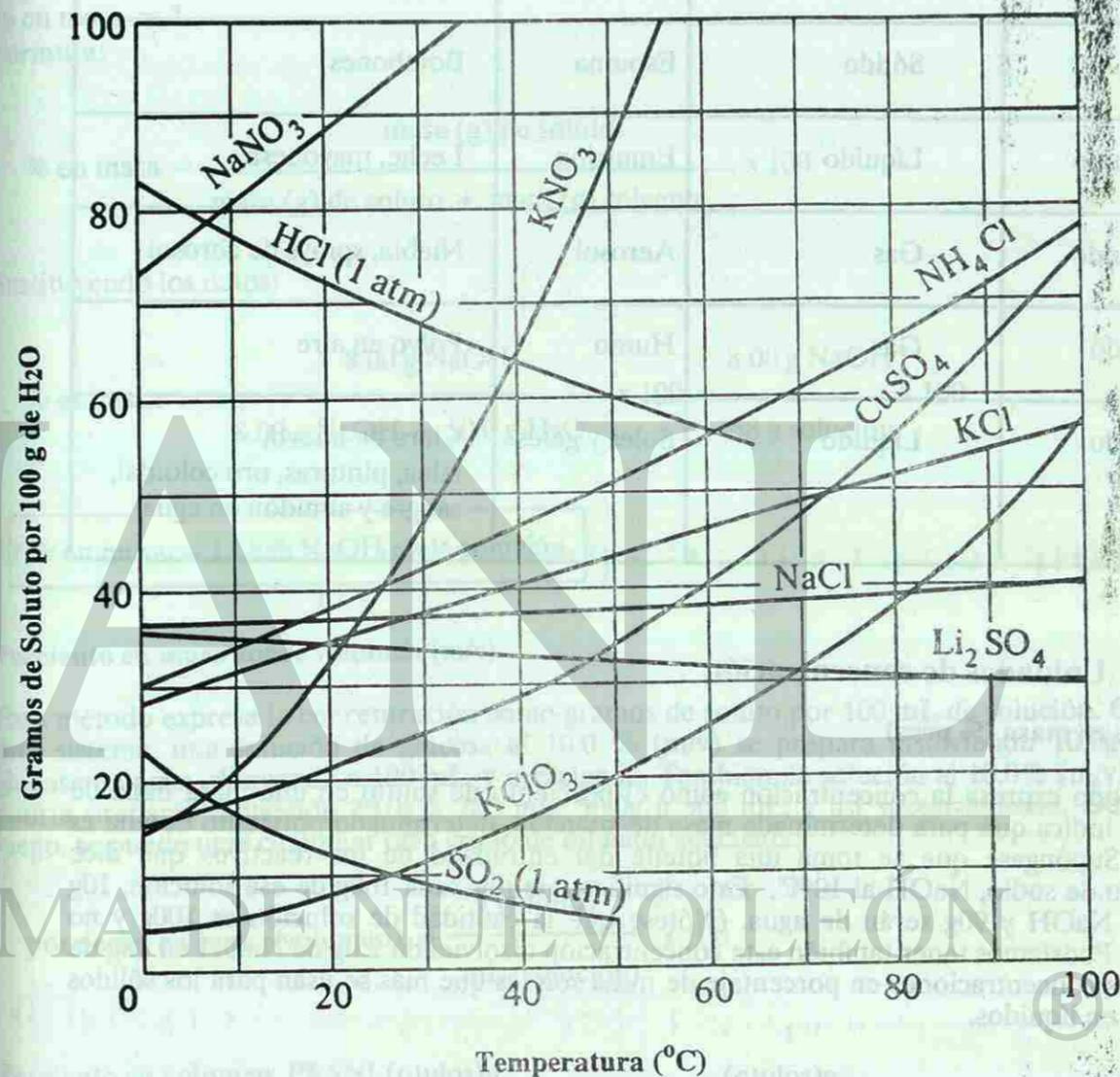
Aunque no interviene el mercurio en esta ecuación, se usa en el proceso como medio de contacto eléctrico, y se descargan pequeñas cantidades con las soluciones de salmuera agotada. Así se han descargado grandes cantidades de mercurio, a bajas concentraciones, en lagos y demás aguas superficiales donde llegan los efluentes de las plantas de cloro-sosa. Los compuestos de mercurio que descargan al agua se convierten, por acción bacteriana, en metilmercurio, $(\text{CH}_3)_2\text{Hg}$, que se acumula en los organismos de los peces. Han ocurrido varios casos importantes de envenenamiento con mercurio, como resultado de ingerir pescado contaminado con azogue. La mejor manera de controlar esta contaminación es en la fuente, y se ha avanzado mucho desde 1970 para eliminar la descarga de mercurio en los desechos industriales. En Estados Unidos, la Agencia de Protección Ambiental (Environmental Protection Agency) prohibió el empleo de todo insecticida y fungicida que contenga mercurio.

Se han identificado muchos otros contaminantes de importancia y se han tomado medidas para eliminarlos. Tres que constituyen problemas muy graves son el plomo, los detergentes y los compuestos clorados. El envenenamiento con plomo, por ejemplo, fue responsable de muchos fallecimientos en años pasados. La acción tóxica del plomo en el organismo es a través de la inhibición de la enzima necesaria para producción de hemoglobina en la sangre. La vía normal de entrada del plomo al organismo es a través del alimento. Sin embargo, se pueden ingerir grandes cantidades de plomo en agua que corre en tuberías con plomo, y por el uso de recipientes de cerámica que contiene plomo, en los que se almacenen alimentos y bebidas.

Se ha demostrado sin duda que las corrientes de agua que se han contaminado a tal grado que el líquido no es apto ni para el uso humano ni para sostener la vida acuática, se pueden restablecer con éxito a su condición potable. Sin embargo, el mantener los lagos y ríos libres de contaminantes es un proceso muy costoso y complicado.

Hein M., "Química", Iberoamericana, 1992

LC 8.2 Solubilidad de varios compuestos en agua



LC 8.3 Algunos tipos de coloides

Fase dispersada	Medio de dispersión	Tipo	Ejemplo
Gas	Líquido	Espuma	Crema batida
Gas	Sólido	Espuma	Bombones
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche, mayonesa
Líquido	Gas	Aerosol	Niebla, sprays de aerosol
Sólido	Gas	Humo	Polvo en aire
Sólido	Líquido	Soles y geles	Clara de huevo, jalea, pinturas, oro coloidal, sangre y almidón en agua.

LC 8.4 Unidades de concentración

Porcentaje en masa (% peso)

Este método expresa la concentración como el porcentaje de soluto en una masa dada de solución. Indica que para determinada masa de solución, determinado porcentaje de ella es soluto. Supóngase que se toma una botella del entrepaño de los reactivos que dice "hidróxido de sodio, NaOH al 10%". Esto significa que por cada 100g de esa solución, 10g serán de NaOH y 90g serán de agua. (Nótese que la cantidad de solución es 100g y no 100mL). Podríamos tener también esta concentración disolviendo 2.0g de NaOH en 18g de agua. Las concentraciones en porcentaje de masa son las que más se usan para los sólidos disueltos en líquidos.

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{g(soluto)}}{\text{g(soluto) + g(solvente)}} \times 100 = \frac{\text{g(soluto)}}{\text{g(solución)}} \times 100$$

Ejemplo: ¿Cuál es el porcentaje en masa de hidróxido de sodio para una solución que se prepara disolviendo 8.00 g de NaOH en 50.0g de H₂O?

Datos

Masa de soluto = 8.00 g de NaOH

Masa de solvente = 50.0 g de H₂O

% en masa = ?

Fórmula:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de soluto + masa (g) solvente}} \times 100$$

Sustituyendo los datos:

$$\% \text{ en masa} = \frac{8.00 \text{ g NaOH}}{8.00 \text{ g NaOH} + 50.0 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100 = \frac{8.00 \text{ g NaOH}}{58 \text{ g solución}} \times 100$$

$$\% \text{ en masa} = 13.8\% \text{ NaOH en la solución}$$

Porcentaje en masa sobre volumen (m/v)

Este método expresa la concentración como gramos de soluto por 100 mL de solución. Con este sistema, una solución de glucosa al 10.0 % (m/v) se prepara disolviendo 10.0g de glucosa en agua, diluyendo a 100 mL, y mezclando. También, la solución al 10.0% (m/v) se podría preparar diluyendo 20.0g a 200 mL, 50.0g a 500 mL, y así sucesivamente. Desde luego, se puede usar cualquier otro grado de dilución adecuada.

$$\text{porcentaje en (masa/volumen)} = \frac{\text{g (soluto)}}{\text{mL (solución)}} \times 100$$

Porcentaje en volumen (% v/v)

Con frecuencia las soluciones que se preparan con dos líquidos se expresan en porcentaje en volumen con base en el soluto. El porcentaje en volumen es el volumen de un líquido en 100mL de solución. La etiqueta de un frasco de alcohol ordinario dice "alcohol isopropílico, 70% en volumen". Esa solución puede prepararse mezclando 70mL de alcohol con agua para hacer un volumen total de 100mL. No se pueden utilizar 30mL de agua, porque los dos volúmenes (30mL y 70mL) no necesariamente son aditivos.

$$\text{Por ciento en volumen} = \frac{\text{Volumen del soluto}}{\text{Volumen del soluto} + \text{volumen del disolvente}} \times 100$$

Se emplea el por ciento en volumen para expresar la concentración de alcohol en las bebidas. Los vinos contienen generalmente 12% de alcohol en volumen. Esto se traduce en 12mL de alcohol por cada 100mL de vino.

La industria licorera también usa la unidad *proof* (prueba) para la concentración (que es el doble del por ciento en volumen). El alcohol puro es 100% en volumen y por lo tanto, 200 proof. El whisky escocés es 86 proof, o sea que contiene 43% de alcohol.

Ejemplo: ¿Cuál es el por ciento en volumen de una solución que se ha preparado disolviendo 500mL de etanol en 1500mL de agua?

Datos

Volumen de soluto = 500mL de etanol

Volumen de solvente = 1500mL de H₂O

El soluto se considera como el líquido en menor cantidad

% v/v = ?

Fórmula:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{(\text{Volumen del soluto} + \text{volumen del solvente})} \times 100$$

Sustituyendo los datos:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{500\text{mL de etanol}}{(500\text{mL etanol} + 1500\text{mL de H}_2\text{O})} \times 100 = \frac{500\text{mL}}{2000\text{mL}} \times 100$$

$$\% \text{ en volumen} = 25\% \text{ de etanol en la solución}$$

Partes por millón (ppm)

En el por ciento en masa (% peso), la concentración la expresamos como partes de masa de soluto por 100 partes de masa de solución (gramos de soluto en 100g de solución), pero a medida que la instrumentación química se desarrolla, nuestras posibilidades de medir cantidades muy pequeñas de sustancias también avanzan. En vez de por ciento en masa, la concentración se puede expresar en partes por millón (ppm), como es el caso de soluciones muy diluidas, donde se emplea esta forma de expresar la concentración, por ejemplo el análisis de agua, drogas y medicamentos en preparaciones biológicas, residuos de pesticidas en frutos, etc.

La concentración expresada como partes por millón (ppm) son las partes de masa de soluto por 1 000 000 de partes de masa de solución.

$$\text{ppm} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de solución}} \times 1\,000\,000$$

Las unidades de masa de soluto y de disolvente deberán estar en gramos para aplicar esta fórmula. Esta forma de expresar concentración también es equivalente a miligramos de soluto por 1000g de solución (mg/kg) y como las soluciones acuosas muy diluidas su densidad es 1.00g/mL, las partes por millón equivalen también a miligramos de soluto por litro de solución (mg/L).

Ejemplo: una muestra de agua potable contiene 0.0035g de ion fluoruro (F⁻) disueltos en 825mL de solución. Calcule la concentración del ion fluoruro en partes por millón.

Datos

Masa de soluto = 0.0035g de F⁻

Masa de solución = 825mL que son equivalentes a 825g porque la densidad de esa solución tan diluida es = 1.00g/mL.

ppm = ?

Fórmula:

$$\text{ppm} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de solución}} \times 1\,000\,000$$

Sustituyendo los datos:

$$\text{ppm} = \frac{.0035\text{g}}{825\text{g}} \times 10^6 = 4.2$$

$$\text{ppm} = 4.2$$

Molaridad (M)

Las soluciones en por ciento en masa no expresan las masas molares del soluto en la solución. Por ejemplo, 1000g de solución de NaOH al 10% contienen 100g de NaOH; también 1000g de KOH al 10% contienen 100g de KOH.

En términos de moles de NaOH y de KOH, esas soluciones contienen:

$$\text{Moles NaOH} = (100\text{g NaOH}) \times \frac{1 \text{ Mol NaOH}}{40.0\text{g NaOH}} = 2.50 \text{ moles NaOH}$$

$$\text{Moles KOH} = (100\text{g KOH}) \times \frac{1 \text{ Mol KOH}}{56.1\text{g KOH}} = 1.78 \text{ moles KOH}$$

Comparando estos números vemos que las dos soluciones al 10% no contienen el mismo número de moles de NaOH y de KOH. Pero un mol de cada una de esas bases neutralizará la misma cantidad de ácido. Como resultado de ello, se ve que una solución de NaOH al 10% tiene más álcali reactivo que la solución de KOH al 10%.

Necesitamos un método de expresión de concentraciones que indique fácilmente cuántos moles de soluto hay en una unidad de volumen de solución. Para este fin, se usa el método molar para expresar las concentraciones.

Una solución 1 molar contiene 1 mol, o 1 masa molar de soluto, por litro de solución. Por ejemplo, para preparar una solución "1 molar" de hidróxido de sodio (NaOH), se disuelven 40.0g de NaOH (1 mol) en agua, y se diluye la solución con más agua para obtener un volumen total de 1 litro. La solución contiene 1 mol del soluto en 1L de solución y se dice que su concentración es 1 molar (1M). La fig. 2 ilustra la preparación de una solución 1 molar. Nótese que el volumen del soluto y del solvente, en conjunto, es 1L.

La concentración de una solución puede, naturalmente, variarse usando más o menos soluto o solvente; pero en cualquier caso, la molaridad de una solución es el número de moles de soluto por litro. La simbolización de la molaridad es con M. Las unidades de molaridad son moles por litro. La expresión "NaOH 2.0 M" quiere decir que se trata de una solución de NaOH 2.0 molar (o sea, 2.0 mol, u 80g, de NaOH disueltos en 1L de solución).

$$\text{Molaridad} = M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}} = \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$$

Se usan matraces calibrados para un determinado volumen a determinada temperatura para preparar soluciones de la concentración deseada. Estos matraces volumétricos o aforados, tienen una marca de calibración en el cuello para indicar con exactitud el volumen medido. La molaridad se basa en un volumen específico de solución, y por lo tanto, varía ligeramente con la temperatura, porque el volumen también varía (1000mL de H₂O a 20°C).

Supóngase que deseamos preparar 500mL de una solución 1M. Tal solución puede prepararse calculando la masa de 0.5 moles del soluto y diluyendo con agua en un matraz aforado de 500mL (0.5L). La molaridad será:

$$M = \frac{0.5 \text{ moles (soluto)}}{0.5\text{L (solución)}} = 1 \text{ molar}$$

Se puede ver así que no es necesario tener un litro de solución para expresar la molaridad.

Todo lo que se necesita conocer es el número de moles de soluto disuelto y el volumen de la solución. Así, si hay 0.001 moles de NaOH en 10mL de solución, la molaridad es 0.1M.

$$\frac{0.001 \text{ moles}}{10\text{mL}} \times \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 0.1\text{M}$$

Si reparamos en que una balanza no está calibrada en moles, sino en gramos, podremos incorporar los gramos en la fórmula de la molaridad. Lo haremos con la relación:

$$\text{Moles} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{masa molar}}$$

Substituyendo la relación en nuestra expresión para la molaridad, obtenemos:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{L}} = \frac{\text{g (soluto)}}{\text{masa molar (soluto)} \times \text{L (solución)}}$$
$$= \frac{\text{g}}{\text{masa molar} \times \text{L}}$$

Podremos determinar ahora la masa de cualquier cantidad de soluto con fórmula conocida, diluirla a cualquier volumen, y calcular la molaridad de la solución mediante la fórmula anterior. Las molaridades de los ácidos concentrados que normalmente se usan en el laboratorio son:

HCl 12M HC₂H₃O₂ 17M HNO₃ 16M H₂SO₄ 18M

Ejemplo 1: ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 16g de metanol (CH₃-OH) en 0.2L de solución? (P.M. CH₃-OH = 32g/mol).

Datos:

Molaridad = número de moles de soluto/litro de solución
 Masa del soluto = 16 g
 V = 0.2L
 PM CH₃-OH = 32g/mol
 M = ?

Fórmula:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

a) La masa del soluto se tiene que convertir a moles.

Fórmula:

$$\text{Número de moles de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{peso molecular de soluto}}$$

Sustituyendo los datos:

$$\text{Número de moles de soluto} = \frac{16 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0.5 \text{ moles}$$

O bien, usando el análisis dimensional

$$\text{Moles de soluto} = 16 \text{ g} \times \frac{1 \text{ Mol}}{32 \text{ g}} = 0.5 \text{ moles}$$

b) Una vez encontrados los moles, se dividen entre el volumen de la solución para determinar la molaridad.

Fórmula:

$$M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volumen de solución en litros}}$$

Sustituyendo los datos:

$$M = \frac{0.5 \text{ moles}}{0.2 \text{ L}} = 2.50 \text{ moles/L o bien } 2.5 \text{ M}$$

Adaptado de: Hein M, "Química", Iberoamericana, 1992 y Seese & Daub. "Química". Prentice Hall, 1989.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



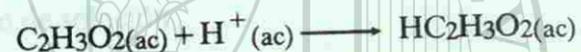
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD IX

Acidos y Bases. Opuestos que se neutralizan

LC 9.1 ¿Qué es una solución buffer o amortiguadora y cómo trabaja?

Una solución *buffer* o amortiguadora resiste grandes cambios de pH aún cuando un ácido o una base fuerte son añadidos. La adición incluso de pequeñas cantidades de ácido o base fuerte puede disminuir o aumentar el pH de una solución que no es buffer. Los sistemas vivos contienen muchas clases diferentes de amortiguadores que ayuda a mantener los fluidos y tejidos del organismo con un pH adecuado, aún bajo condiciones drásticas. Muchas soluciones amortiguadoras están constituidas por un ácido débil y una sal soluble de un ácido débil, que es la base conjugada. El ácido acético y el acetato de sodio son usados para este propósito. Cuando el ácido fuerte es añadido a una solución amortiguadora conteniendo ácido acético y acetato de sodio, ocurre la siguiente reacción:



El exceso de ion hidrógeno, que ordinariamente disminuiría el pH de la solución, se une al ion acetato para formar ácido acético. Recordando que los ácidos débiles forman bases conjugadas fuertes se explica por qué el ion acetato se combina con los iones hidrógeno, lo cual ayuda a removerlos de la solución y de esta manera el pH no disminuye como hubiera sucedido en soluciones que no son amortiguadoras. Cuando una base fuerte es añadida a una solución amortiguadora, el OH^- reacciona con el ácido acético en la siguiente forma:



El exceso de ion hidróxido de la base fuerte reacciona con el ácido débil para formar una molécula de agua y la base conjugada con el ion acetato. De esta manera el pH de la solución no aumenta mucho debido a que los iones hidróxido ya no existen en la solución puesto que ya se unieron al ácido acético. Casi cualquier ácido débil y su base conjugada actúan como soluciones amortiguadoras o buffer.

Irsis Stovall "Study Guide For Introductory Chemistry, S. Zundhal", Mc. Graw. Hill, 1990

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios químicos en la materia

E.G.1 Elaboración de pan

Desde tiempos remotos, preparar pan ha sido un arte esencial de la civilización. Un buen pan debe su existencia a la química y a las reacciones químicas. Los principales ingredientes para el pan son, levadura, harina, agua y sal. Cada uno es incluido en la masa por alguna razón.

La harina contiene almidón y proteína. La harina y el agua son mezclados con la levadura para producir una masa. Cuando esta masa se amasa, las moléculas de almidón se alinean y se forman cadenas moleculares que se unen. Cuando esta masa se amasa, las moléculas de almidón se alinean y se forman cadenas moleculares que se unen. Cuando esta masa se amasa, las moléculas de almidón se alinean y se forman cadenas moleculares que se unen.

LECTURAS
DE
ENRIQUECIMIENTO

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



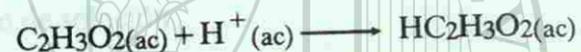
© 1990 R.C. "Chemistry" McGraw-Hill, Inc.

UNIDAD IX

Acidos y Bases. Opuestos que se neutralizan

LC 9.1 ¿Qué es una solución buffer o amortiguadora y cómo trabaja?

Una solución *buffer* o amortiguadora resiste grandes cambios de pH aún cuando un ácido o una base fuerte son añadidos. La adición incluso de pequeñas cantidades de ácido o base fuerte puede disminuir o aumentar el pH de una solución que no es buffer. Los sistemas vivos contienen muchas clases diferentes de amortiguadores que ayuda a mantener los fluidos y tejidos del organismo con un pH adecuado, aún bajo condiciones drásticas. Muchas soluciones amortiguadoras están constituidas por un ácido débil y una sal soluble de un ácido débil, que es la base conjugada. El ácido acético y el acetato de sodio son usados para este propósito. Cuando el ácido fuerte es añadido a una solución amortiguadora conteniendo ácido acético y acetato de sodio, ocurre la siguiente reacción:



El exceso de ion hidrógeno, que ordinariamente disminuiría el pH de la solución, se une al ion acetato para formar ácido acético. Recordando que los ácidos débiles forman bases conjugadas fuertes se explica por qué el ion acetato se combina con los iones hidrógeno, lo cual ayuda a removerlos de la solución y de esta manera el pH no disminuye como hubiera sucedido en soluciones que no son amortiguadoras. Cuando una base fuerte es añadida a una solución amortiguadora, el OH^- reacciona con el ácido acético en la siguiente forma:



El exceso de ion hidróxido de la base fuerte reacciona con el ácido débil para formar una molécula de agua y la base conjugada con el ion acetato. De esta manera el pH de la solución no aumenta mucho debido a que los iones hidróxido ya no existen en la solución puesto que ya se unieron al ácido acético. Casi cualquier ácido débil y su base conjugada actúan como soluciones amortiguadoras o buffer.

Irsis Stovall "Study Guide For Introductory Chemistry, S. Zundhal", Mc. Graw. Hill, 1990

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios químicos en la materia

E.G.1 Elaboración de pan

Desde tiempos remotos, preparar pan ha sido un arte esencial de la civilización. Un buen pan debe su existencia a la química y a las reacciones químicas. Los principales ingredientes para el pan son, levadura, harina, agua y sal. Cada uno es incluido en la receta por alguna razón.

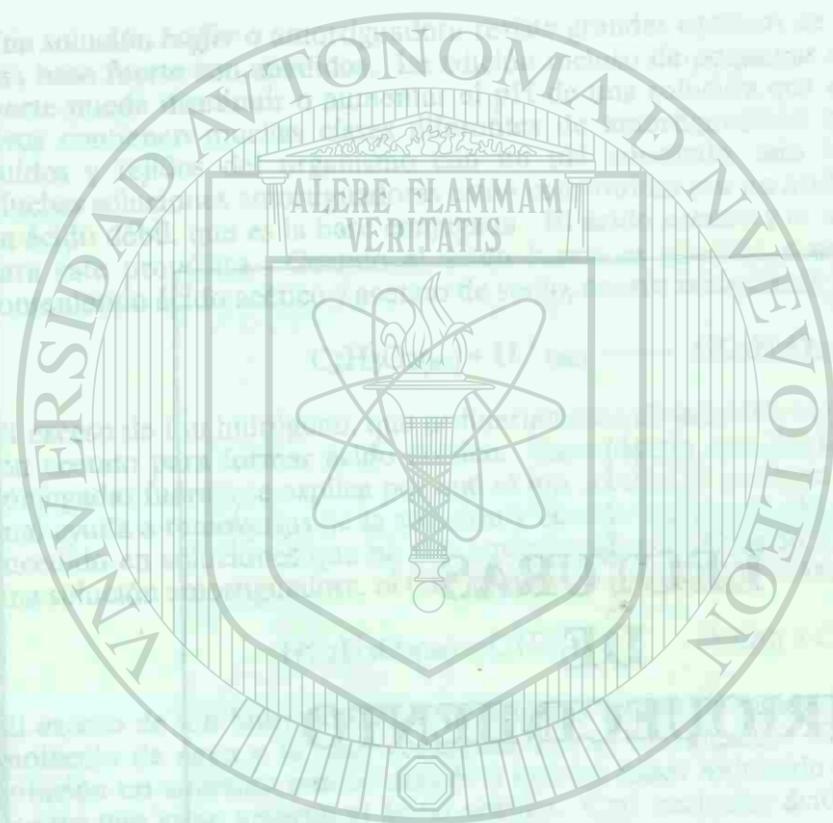
La harina contiene almidón y proteína. La harina y el agua son mezclados con la levadura para producir pan. Cuando está listo, el pan se cocina en un horno. Durante la cocción, el almidón se convierte en azúcar y la proteína se convierte en proteína cocida. El pan se hace más esponjoso y más sabroso por la acción de la levadura.

LECTURAS
DE
ENRIQUECIMIENTO

© 1990 R.C. "Chemistry" McGraw-Hill, Inc.

Acidos y Bases. Opuestos que se neutralizan

C9.4 ¿Qué es una solución buffer o amortiguadora y cómo trabaja?



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios químicos en la materia

LE 6.1 Elaboración de pan

Desde tiempos remotos, preparar pan ha sido un arte esencial de la civilización. Un buen pan debe su existencia a la química y a las reacciones químicas. Los principales ingredientes en el pan son: levadura, harina, agua y sal. Cada uno es incluido en la receta por alguna razón.

La harina contiene almidón y proteína. La harina y el agua son mezcladas con la levadura para producir un amasijo. A medida que el amasijo es mezclado se forman cadenas moleculares enredadas llamadas gluten. Cuando esta pasta se amasa las cadenas se alinean y la pasta se hace tersa. El almidón forma un material gelatinoso con el agua y le proporciona cuerpo a la pasta.

La levadura está constituida por organismos unicelulares, de la especie de los hongos, que al ser activados por el agua metabolizan al almidón de la harina produciéndose dióxido de carbono y alcohol. Al preparar el pan, las burbujas de dióxido de carbono son atrapadas en la pasta por el gluten. La producción de dióxido de carbono provoca que la pasta se esponje.

La sal añade sabor y previene que el gluten se aplane y fermente la pasta demasiado rápido.

Al hornear el pan, las burbujas atrapadas de gas se expanden y hacen que la pasta se eleve aún más. Durante el horneado se destruyen las células de levadura y se evapora el alcohol produciendo el aroma característico del pan horneado.

Explorando más allá

El bicarbonato de sodio y el polvo de hornear como el rexal son productos químicos comunes encontrados en la casa que también son usados en los productos horneados. Encuentra éstos en tu casa o en la tienda de abarrotes y localiza en las etiquetas los ingredientes de tales productos.

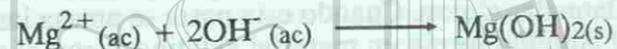
Coloca una pequeña cantidad de bicarbonato de sodio en un recipiente plano y agrega unas gotas de vinagre. Observa qué ocurre. Compara esta reacción con la que ocurre al hornear el pan.

Smoot, R.C. "Chemistry". Mcmillan/McGraw-Hill, 1993

LE 6. Rescate de las grabaciones del Challenger

Cuando el cohete espacial Challenger explotó en vuelo el 28 de enero de 1986, la cabina de la tripulación se separó del resto de la nave y se rompió al chocar con el agua. La cabina estaba equipada con grabadoras para registrar los datos del cohete y grabar las conversaciones de la tripulación. Sin embargo, no había "caja negra" para proteger las grabaciones como se hace en los aeroplanos. Así, cuando las cintas se encontraron seis semanas después a 30 metros bajo el agua, estaban considerablemente dañadas por la exposición al agua del mar y las reacciones químicas que ocurrieron en consecuencia. Las cintas se describieron como "una masa espumosa parecida al concreto, toda pegada".

El problema principal fue la formación del hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, por la reacción del agua de mar con el magnesio usado en el riel de la cinta:



(El agua de mar es algo básica y en consecuencia contiene suficientes iones hidróxido para reaccionar con los iones Mg^{2+} formados cuando el Mg metálico entra en contacto con iones metálicos menos activos). El hidróxido de magnesio cubrió gradualmente las capas de las cintas y las aglutinó. Además, los sostenedores del óxido de hierro (II) (el material magnético empleado en las cintas) al plástico se debilitaron dejando al descubierto la cinta en algunas partes. Un grupo de científicos preparó el salvamento de la cinta central -la que grabó las conversaciones de la tripulación después de ensayar el proceso de recuperación empleando cintas de menor importancia. En un proceso muy lento y tedioso, neutralizaron cuidadosamente el hidróxido de magnesio removiéndolo de la cinta, y estabilizaron la capa de óxido de hierro. Todo el trabajo se tuvo que realizar con la cinta aún enrollada. La cinta se trató en forma alternada con ácido nítrico y agua destilada. La reacción de neutralización ácido-base es



El propósito del agua destilada fue enjuagar lentamente la cinta a medida que el hidróxido de magnesio se fue removiendo. La cinta se enjuagó después con metanol para remover el agua y después fue tratada con silicón metílico como lubricante para proteger las capas de la cinta. Por último, se desenredaron 120 metros de cinta, se transfirieron a un nuevo riel y se regrabaron en una cinta virgen.

La grabación demostró que al menos unos segundos antes del final algunos miembros de la tripulación se percataron de que había problemas. ¡El hecho impresionante de este proyecto de salvamento de la cinta es que el principio involucrado no es más complejo que lo que se podría encontrar en un experimento introductorio de Química!

Chang, R. "Química". McGraw-Hill, 1992.

LE 6.3 Fotosíntesis

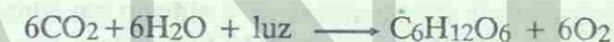
Una de las reacciones más importantes que se lleva a cabo en la tierra es la fotosíntesis. Todas las formas de vida dependen en una fuente de "combustible" (la alimentación) para adquirir la energía necesaria para el proceso de la vida.

Los organismos tales como las plantas verdes que pueden generar su propio alimento son llamados autótrofos y los que no la pueden producir y deben, por lo tanto, alimentarse de los autótrofos se llaman heterótrofos. Los animales son heterótrofos, por lo tanto, toda su vida depende de la habilidad de los autótrofos para producir comida. Los autótrofos dependen de la luz solar como fuente de energía para producir alimento. (Hay varios organismos en las profundidades del mar que usan otras fuentes de energía para generarlo.)

Cada año los autótrofos convierten aproximadamente 10^{17} toneladas de carbón del CO_2 en alimentos.

La luz del sol sirve como energía de activación para iniciar el primer paso en el proceso de la fotosíntesis.

Una molécula de clorofila, cuya estructura se muestra abajo, absorbe energía del sol y en su forma energética comienza una serie de reacciones que resultan en la producción de alimento, generalmente representado por la glucosa, $C_6H_{12}O_6$. La ecuación química que representa el proceso de fotosíntesis es:



El proceso se realiza debido a que la clorofila puede absorber la energía de la luz solar.

Explorando más allá

¿Es la reacción de la fotosíntesis un proceso endotérmico o exotérmico? Explica si los reactivos o los productos tienen energía más alta.

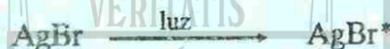
La luz del sol llega a nosotros en forma de cuantos de energía igual que cualquier otra radiación electromagnética. Investiga qué parte de la molécula de clorofila absorbe los cuantos de luz y qué longitudes de onda de luz son usados en la fotosíntesis.

Smoot, R.C., et al. "Chemistry". Mcmillan/McGraw-Hill, 1993.

LE 6.4 Revelado fotográfico

La fotografía ha sido por mucho tiempo un pasatiempo popular para jóvenes y viejos. Muchos fotógrafos aficionados mandan a revelar sus rollos de película, aunque un número cada vez mayor prefiere pasar largas horas en el cuarto oscuro revelando sus propias películas. El proceso de revelado de esta película implica una reacción redox.

La película fotográfica en blanco y negro contiene pequeños granos de bromuro de plata, dispersados homogéneamente sobre una delgada capa de gelatina que recubre un papel. La exposición de la película a la luz activa el bromuro de plata como se muestra a continuación:



en donde el asterisco denota el AgBr excitado por la luz. Enseguida, la película expuesta se trata con un revelador, una solución que contiene un agente reductor suave como la hidroquinona.



En este proceso redox los iones Ag^+ en el bromuro de plata excitado, AgBr^* se reducen perfectamente a plata metálica, y la hidroquinona se oxida a quinona. La etapa de oxidación, que en principio no es tan obvia, puede ponerse en claro escribiendo la reacción anterior como sus dos semirreacciones:

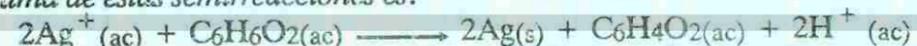
Oxidación:



Reducción:



La suma de estas semirreacciones es:



que es la ecuación iónica neta para el proceso redox. La cantidad de partículas de la plata metálica negra formada en la película es directamente proporcional a la cantidad o intensidad de la luz que recibió la película originalmente. El AgBr que no reaccionó (esto es, el que no fue excitado) debe ser removido de la película en primer término; de otra forma, también sería poco a poco reducido por la hidroquinona y toda la película quedaría eventualmente negra. Para evitar esta reacción indeseable, la película se trata rápido con un "fijador", una solución de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) para quitar los iones de plata.



Lo que se ha descrito es la preparación de un negativo en blanco y negro. La impresión del positivo puede obtenerse iluminando, a través del negativo, otra pieza de papel fotográfico y repitiendo el proceso de revelado. Como las zonas blancas de la imagen aparecen negras en el negativo, son opacas y dejan sin excitar (blancas) las regiones de la impresión positiva. Este proceso, por lo tanto, invierte las zonas iluminadas y oscuras del negativo para producir la imagen deseada.

Chang R. "Química". Mc Graw Hill, 1992

UNIDAD VII

Estequiometría. La aritmética en la química

LE 7.1. La industria química, productor y contaminante

El hombre ha aprendido a transformar compuestos simples en medicinas, combustibles, fertilizantes, plásticos, colorantes, fibras textiles, conservadores de alimentos, etc., y hasta hace algunas décadas se consideraba como una virtud y una muestra de dominio sobre sus alrededores, pero ahora tenemos aire fétido, los peces mueren en los lagos y en los ríos, en los que ya no nos atreveríamos a nadar. Las playas e incluso los mares están contaminados por una mortífera combinación de petróleo y desperdicios industriales. Según la US FOOD AND DRUG ADMINISTRATION, se calcula que los grandes ríos del mundo aportan cada año al mar, alrededor de 500000 clases distintas de moléculas nuevas de síntesis. El plomo de la gasolina se encuentra ahora entre las nieves lejanas de las regiones polares. La grasa de las focas antárticas y de los pingüinos está contaminada por DDT (insecticida).

En consecuencia, la industria química ha cambiado nuestro mundo para bien y para mal. La contaminación es un problema serio y cada vez lo va siendo más. En años recientes, ambos, la industria y los ciudadanos han empezado a reconocer una responsabilidad conjunta en la fabricación de productos químicos donde se tenga un beneficio neto y un mínimo daño a la sociedad.

La industria química tiene la responsabilidad de elaborar productos por caminos que estén libres de riesgos en cuanto sea posible y en ambientes de trabajo seguros. La industria está obligada a ser honesta con la sociedad para asegurar que los riesgos y beneficios de operar con sustancias químicas sean lo más claro posible y debe comprometerse a reducir estos riesgos.

Los científicos industriales que casi siempre son químicos han desarrollado instrumentos extremadamente sensibles y métodos de prueba para detectar contaminantes en ambiente y en tejidos humanos.

La mayoría de los datos acerca del efecto de sustancias químicas sobre la salud y sobre el ambiente provienen de los laboratorios de las industrias. La investigación toxicológica para conocer los efectos a largo plazo sobre la salud del hombre, se ha acelerado en los últimos años y conociendo los riesgos, explorándolos continuamente, pueden ser eliminados.

Ustedes alumnos como principiantes en química deberán tener en cuenta estos problemas. Muchos de ustedes serán más adelante, biólogos, médicos, ingenieros, químicos; profesores o investigadores. Desde esas posiciones tendrán la oportunidad de resolver algunos de los problemas que otras generaciones anteriores a la de ustedes, ayudamos a crear. La calidad de la vida, quizá la vida misma, dependa de su aportación sobre la tierra, y los que tienen algún conocimiento de química tendrán la oportunidad y la obligación de trabajar en esta tarea.

Adaptado de: American Chemical Society, "Chem Com" Kendall/Hunt Publishing Company, 1988 y Allinger y colaboradores "Química Orgánica" Editorial Reverte, 1984

UNIDAD VIII

Soluciones. El agua y los sistemas acuosos

LE 8.1 Las burbujas de los refrescos gaseosos y los calambres

En la década de 1760, Joseph Priestley inventó el agua de soda disolviendo dióxido de carbono gaseoso en agua. No cabe duda de que todos han observado el silbido y la formación de burbujas cuando se abre una botella de refresco (o cerveza, o champaña, para el caso). Durante el proceso de fabricación se disuelve dióxido de carbono en el líquido y la botella se tapa a presión. William Henry, un amigo íntimo de John Dalton, pasó mucho tiempo estudiando la solubilidad de los gases en líquidos. En 1801 resumió sus hallazgos en la ley que conocemos con el nombre de ley de Henry. Encontró que la solubilidad de un gas en un líquido a una temperatura dada es directamente proporcional a la presión del gas en la superficie del líquido. Regresemos a la botella de refresco: al tapar la botella a presión, cierta cantidad de dióxido de carbono se disuelve en el refresco. Al abrir la botella, se reduce la presión (el zumbido que se oye es debido a la presión que se libera) y se reduce la solubilidad del dióxido de carbono (se ven las burbujas de gas cuando el dióxido de carbono escapa de la solución).

La industria de las bebidas carbónicas no es el único grupo interesado en la ley de Henry. Por ejemplo, los buzos de alta mar sufren calambres por el nitrógeno disuelto en la sangre, ya que a presiones normales se disuelve muy poco nitrógeno en nuestra sangre. Un buzo que respira aire a presión más elevada, disuelve cantidades apreciables. Por supuesto, el nitrógeno disuelto es fisiológicamente inerte: no perjudica al disolverse en la sangre. Sin embargo, cuando un buzo emerge con demasiada rapidez, el nitrógeno sale de la solución a medida que la presión disminuye. Se forman burbujitas de nitrógeno, las que provocan un dolor agudo en brazos, piernas y articulaciones, e interrumpiendo tal vez el impulso nervioso. Para prevenir los calambres, los buzos usan a veces una mezcla de helio y oxígeno en vez de aire, ya que el helio se disuelve en muy pequeñas cantidades, aún a presiones elevadas, y así disminuye el problema de la formación de burbujas cuando el buzo asciende.

*Adaptado de Hill J., Feigl D. "Química y Vida", 1a. Ed.,
Publicaciones Culturales, S. A. de C.V. 1986*

LE 8.2 Gelatina

Casi todos hemos tenido la oportunidad de ver disolverse la gelatina en el agua, enfriarse en el refrigerador y formar un gel. Este proceso ocurre debido a la estructura y a las propiedades de las proteínas que constituyen la gelatina. La gelatina es un colágeno que ha sufrido un cambio estructural. El colágeno, la proteína encontrada en los tejidos conectores de los animales, está compuesto de tres cadenas separadas de aminoácidos entrelazados. Cuando se calienta en el agua, los enlaces débiles que forman el colágeno se rompen y las cadenas de proteínas quedan libres sin enlazar.

La gelatina se disuelve generalmente en agua caliente y después se le agrega agua fría u otros ingredientes y se refrigera. Al enfriarse, los enlaces débiles comienzan a formarse de nuevo, pero al azar en una gran red que captura los ingredientes líquidos. El semisólido formado se llama gel. Al enfriarse el gel aún más, se hace más sólido ya que se forman más enlaces débiles.

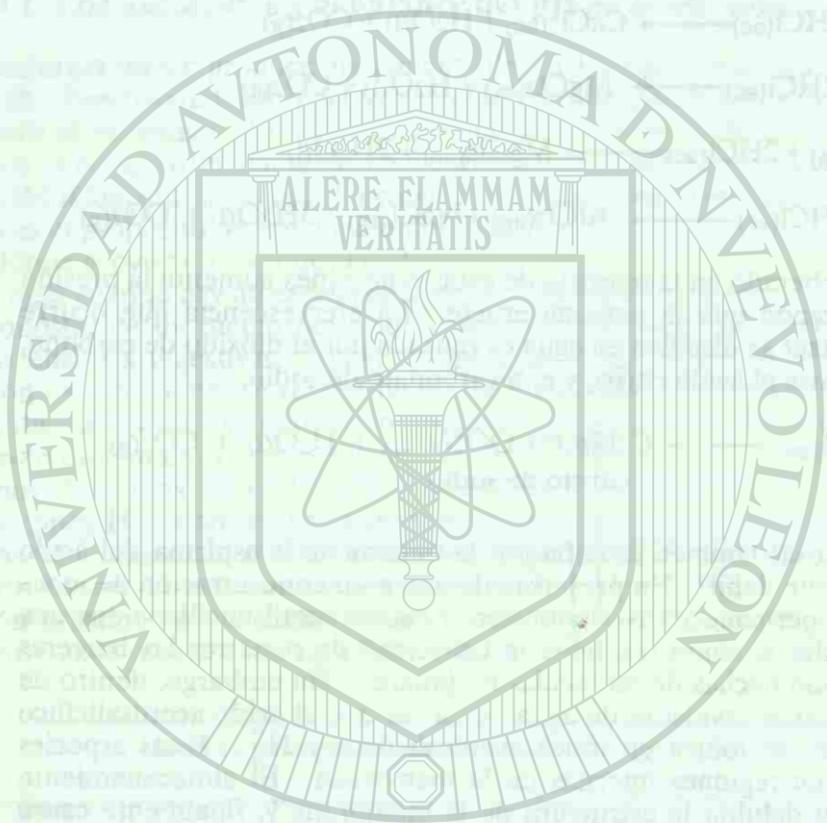
Algunas veces los geles no se forman o no se endurecen lo suficiente. Las mejores condiciones para la formación de este gel en particular son una acidez mediana (pH 5) y la adición de una pequeña cantidad de azúcar. Entonces, al añadirse frutas, que son ligeramente ácidas hay más posibilidad de formación de gel.

La adición de piña ilustra la inestabilidad de los geles. Una enzima en la piña fresca rompe las cadenas de proteínas en pequeñas piezas que no permiten la formación del gel. La piña cocida o enlatada no produce este efecto debido a que la enzima que destruye la gelatina es destruida al cocerse.

Explorando más allá

1. ¿Cuáles son algunas frutas que son suficientemente ácidas que puedan permitir la formación del gel?
2. Consulta las características de los soles y de los geles y encuentra sus similitudes y sus diferencias.

*Smoot R., Smith R., Price J., "Merrill Chemistry", Glencoe
MacMillan Mc. Graw Hill, 1993.*



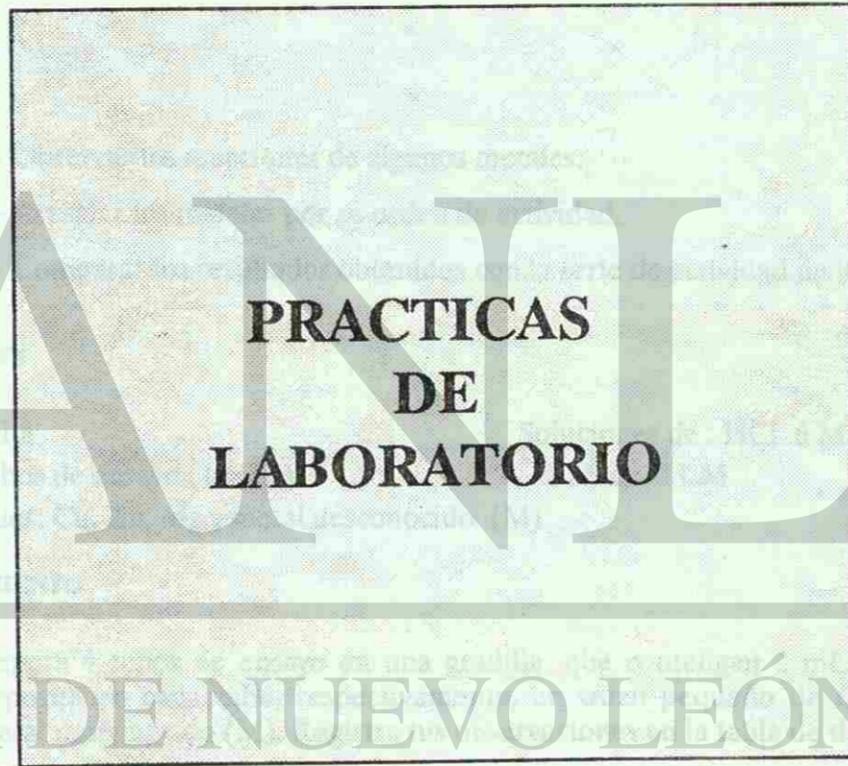
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LAB 6.1. Actividad química de metales

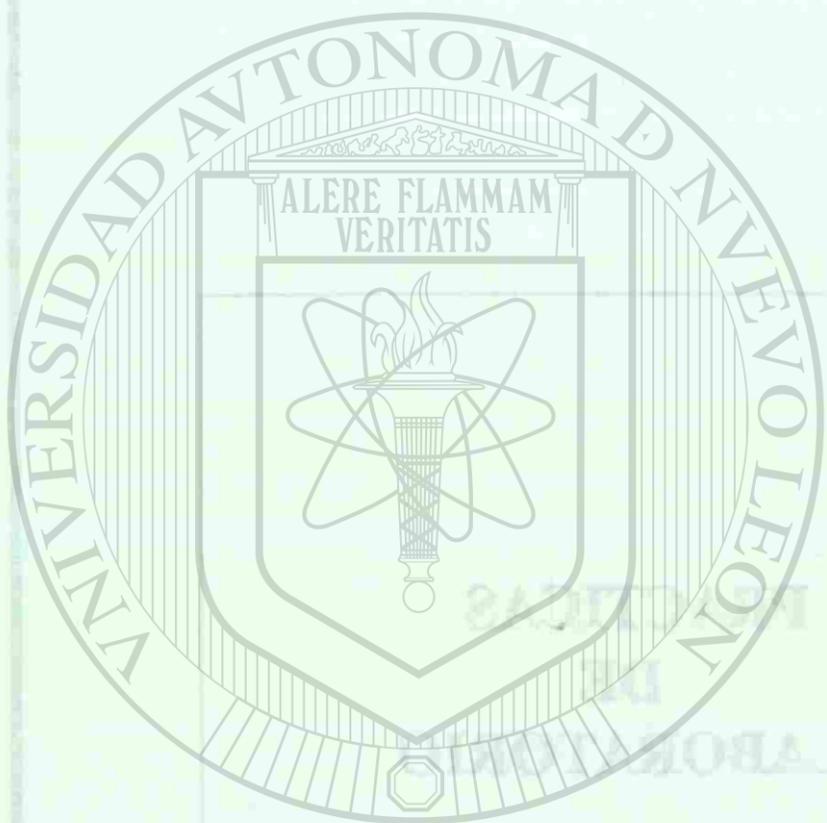
INTRODUCCIÓN

Los metales son elementos que tienden a perder electrones y formar iones en solución, tienen estado de oxidación positivo y se encuentran en forma iónica con los no-metales. Algunos metales reaccionan con ácidos para formar sales. La actividad química de los metales depende de la tendencia que el átomo del metal a perder sus electrones de valencia y formar compuestos iónicos con los no-metales. Algunos metales son tan activos que reaccionan con agua.



PRACTICAS DE LABORATORIO

1. Preparar un tubo de ensayo y repetir la prueba anterior, utilizando 2 mL de una solución de sulfato de zinc en lugar de ácido clorhídrico. Registra tu observación.
2. Preparar un tubo de ensayo y repetir la prueba anterior, utilizando 2 mL de una solución de sulfato de zinc en lugar de ácido clorhídrico. Registra tu observación.
3. Utilizando tus datos registrados, elabora una lista con la serie electroquímica de los elementos estudiados: Cu, Mg, Zn, Ag, H y un metal desconocido (M).



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

4.- Con los resultados obtenidos, elabora la serie electromotriz de los elementos estudiados. Incluye también el metal desconocido.

LAB 6.1. Actividad química de metales

INTRODUCCION

Los metales son elementos que tienden a ceder electrones y formar iones en solución, tienen estado de oxidación positivo y se enlazan en forma iónica con los no-metales. Algunos metales reaccionan con oxígeno para formar óxidos. La actividad química de los metales depende de la tendencia del átomo del metal a perder sus electrones de valencia y formar compuestos iónicos con los no-metales. Algunos metales son tan activos que reaccionan con agua.

OBJETIVO

- 1.- Observar las reacciones de algunos metales.
- 2.- Arreglar los metales por su orden de actividad.
- 3.- Comparar los resultados obtenidos con la serie de actividad de los metales.

MATERIALES

gradilla	Soluciones de : HCl 6 M, Ag NO ₃ 0.1 M
12 tubos de ensayo (10x75)	ZnSO ₄ 0.1 M
metales: Cu, Zn, Mg y metal desconocido (M)	

PROCEDIMIENTO

- 1.- Prepara 4 tubos de ensayo en una gradilla, que contengan 2 mL de HCl diluido, deposita en cada tubo, respectivamente, un trozo pequeño de Cu, Mg, Zn y un metal desconocido (M). Registra tus observaciones en la tabla de datos.
- 2.- Prepara 4 tubos de ensayo y repite la prueba anterior, utilizando 2 mL de una solución de sulfato de zinc en lugar de ácido clorhídrico. Registra tus observaciones.
- 3.- Prepara 4 tubos de ensayo y repite la prueba anterior, utilizando 2 mL de una solución de nitrato de plata. Registra tus observaciones.
- 4.- Utilizando tus datos registrados, elabora una lista con la serie electromotriz de los elementos estudiados: Cu, Mg, Zn, Ag, H y un metal desconocido (M).

DATOS Y OBSERVACIONES

	Cu	Mg	Zn	M
HCl				
ZnSO ₄				
AgNO ₃				

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1.- Basándote en las reacciones con el ácido clorhídrico. ¿Qué metales son más activos que el hidrógeno (H)?

2.- Basándote en las reacciones del sulfato de zinc. ¿Qué metales son más activos que el zinc (Zn)?

3.- Basándote en las reacciones con el nitrato de plata. ¿Qué metales son más activos que la plata (Ag)?

4.- Con los resultados obtenidos, elabora la serie electromotriz de los elementos estudiados. Incluye también el metal desconocido.

_____ más activo
_____ menos activo

5.- Compara y menciona, si tus resultados concuerdan con la serie de actividad de los elementos que estudiaste en la clase.

6.- ¿Cuál es el metal desconocido?

LAB 6.2 Factores que afectan la velocidad de reacción

INTRODUCCION

Las reacciones químicas se llevan a cabo a diferentes velocidades. Por ejemplo, la combustión del metano es una reacción relativamente rápida, mientras la corrosión del hierro es bastante lenta. La rapidez con que se producen las reacciones puede ser controlada de acuerdo a ciertos propósitos y para esto es necesario entender la teoría de choques de las reacciones químicas.

Una reacción química involucra la formación y el rompimiento de enlaces. La teoría de choques establece que para que reaccionen las moléculas deben chocar unas con otras con suficiente fuerza para romper los enlaces y formar otros nuevos. La energía mínima que las moléculas que chocan deben tener para que la reacción ocurra, se llama energía de activación. De acuerdo a esta teoría cualquier factor que incremente el número de choques entre moléculas o la energía con la cual las moléculas chocan, aumentará la velocidad de la reacción. En tanto, cualquier factor que los disminuya, disminuirá también la velocidad de la reacción.

OBJETIVOS

- 1.- Observar los efectos de temperatura, concentración, tamaño de partícula y catalizadores en la velocidad de reacción.

MATERIALES

1 probeta de 10 mL
16 tubos de ensayo
1 agitador de vidrio
1 balanza (granataria)
1 pinzas
1 soporte
1 mechero
1 navaja
1 probeta de 100 mL
1 gradilla
2 vasos de precipitado de 250 mL
2 vidrios de reloj
1 termómetro

Soluciones 0.1 M de:
Nitrato de potasio, KNO_3
Cloruro de manganeso (II), MnCl_2
Cloruro de sodio, NaCl
Acido clorhídrico, HCl
Acido clorhídrico 1M, 3M y 6M
Peróxido de hidrógeno al 3% H_2O_2
Zinc en tiras
Zinc en polvo
Hierro en polvo
Hielo
Agua destilada
Papel aluminio

1 tela de asbesto
Toallas de papel
Hierro en granalla

PRECAUCIONES

- 1.- El ácido clorhídrico es corrosivo, si tienes contacto con este reactivo, lávate inmediatamente con agua. Si se derrama ácido sobre la mesa o el piso, aplica bicarbonato de sodio sólido (NaHCO_3) para neutralizarlo, hasta que se dejen de formar burbujas de gas.
- 2.- El cloruro de hierro (III) es corrosivo. Evita el contacto con la piel y ropa.
- 3.- Los compuestos de manganeso son contaminantes del agua, sin embargo, las pequeñas cantidades utilizadas en este experimento pueden desecharse en el resumidero con seguridad.
- 4.- El mercurio es extremadamente tóxico y difícilmente se limpia. Extrema precauciones en el uso del termómetro y si se llegara a romper, el mercurio debe ser limpiado y desechado apropiadamente.
- 5.- El cloruro de zinc que se produce en esta reacción es tóxico, evita el contacto con esta sustancia.

PROCEDIMIENTO

Utiliza las tablas 6.1 a 6.4 para registrar los datos y observaciones de cada experimento.

PARTE I. Efecto de la temperatura en la velocidad de reacción.

La reacción de zinc metálico con ácido clorhídrico será efectuada para observar este efecto.

- 1.- Prepara agua de hielo (0°C) y agua caliente (50°C) en vasos de precipitado de 250 mL. El primero mezclando 5 o 6 cubos de hielo al agua y el segundo calentando el agua en el vaso con el mechero.
- 2.- Utiliza 3 tubos de ensayo y agrega 5 mL de HCl 6M en cada uno. Coloca un tubo en el agua helada, otro en el agua caliente y otro en la gradilla a temperatura ambiente. Espera aproximadamente 10 min para que alcancen las temperaturas deseadas en los baños.
- 3.- Limpia el zinc con una fibra de acero (lija), usando guantes y corta 3 piezas pequeñas del metal del mismo tamaño ($0.5\text{ cm} \times 2\text{ cm}$) con un peso aproximado de 0.2 g cada una.

4.- Anota el tiempo inicial en la Tabla 6.1. Coloca una pieza de zinc en cada tubo. Cubre cada tubo con un papel de aluminio, observa y espera de 1 a 2 minutos. Prueba la identidad del gas producido, colocando un palillo encendido cerca de la boca de cada tubo. Anota el tiempo final, la reacción habrá terminado cuando ya no se producen burbujas y el zinc se ha terminado.

5.- Neutraliza el ácido que queda en cada tubo con NaHCO_3 y elimínalo en el drenaje. El zinc sin reaccionar se tira en el bote de basura.

PARTE II. Efecto de la concentración en la velocidad de reacción a temperatura constante.

La reacción entre Zn y HCl será utilizada para observar como la variación en la concentración del ácido clorhídrico, afecta la velocidad de la reacción.

- 1.- Coloca en cada uno de los 4 tubos de ensayo soluciones 0.1M, 1M, 3M y 6M de HCl.
- 2.- Corta pequeños trozos (1cm x 1cm) del zinc limpio de la parte I y añádelo a cada tubo. Registra el tiempo al inicio y al final de la reacción en la Tabla 6.2.
- 3.- Desecha las sustancias que quedan como en el paso 5 de la parte I.

PARTE III. Efecto del tamaño de partícula en la velocidad de reacción.

La reacción entre zinc y ácido clorhídrico será usada para estudiar como el cambio en el tamaño de partícula del zinc, afecta la velocidad de la reacción.

- 1.- Corta una pieza de zinc (0.5cm x 2cm) de la tira limpia del metal. Colócala en un tubo de ensayo limpio y seco.
- 2.- Toma una cantidad similar de zinc en polvo y colócala en otro tubo de ensayo.
- 3.- Coloca estos tubos en la gradilla y añade 5 mL de HCl 1M a cada uno. Observa las reacciones producidas por varios minutos y anota tus observaciones en la Tabla 6.3.
- 4.- Los desechos se eliminan como en el paso 5 de la parte I.

PARTE IV. Efecto de un catalizador en la velocidad de reacción.

La descomposición de peróxido de hidrógeno será estudiada para determinar el efecto que la presencia de un catalizador, tiene en la velocidad de reacción.

1.- Prepara una solución de H_2O_2 al 0.3%, midiendo 90 mL de agua destilada en una probeta graduada de 100 mL y agregando 10 mL de H_2O_2 al 3%. Esta solución se guarda en una botella de plástico de 250 mL y se etiqueta como H_2O_2 al 0.3%, ya que será la solución de prueba.

2.- Enjuaga con 2 mL de solución de H_2O_2 al 0.3%, siete tubos de ensayo y una probeta de 10 mL, desechando la solución cada vez. Vierte con esa probeta, 5 mL de H_2O_2 al 0.3% en cada tubo y colócalos en la gradilla.

3.- Para observar la acción catalítica añade 5 gotas de cada una de los siguientes soluciones a cada tubo:

HCl 6M, NaCl 0.1M, KNO_3 0.1M, MnCl_2 0.1M

4.- Mezcla los contenidos en cada tubo por agitación o bien con un agitador de vidrio que debe ser lavado con agua destilada después de usarse en cada solución. Observa lo que ocurre y reporta el desprendimiento de gas en cada uno, utilizando los términos "rápida", "lento", "muy lento" o "NR" (no reaccionan) para describir la velocidad de desprendimiento. Describe la actividad catalítica como "alta", "baja" o "ninguna". Registra estas observaciones en la tabla 6.4.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS

1.- Escribe una ecuación química balanceada para la reacción entre ácido clorhídrico y zinc metálico.

2.- Escribe una ecuación química balanceada para la descomposición de peróxido de hidrógeno.

3.- La velocidad de muchas reacciones se duplican por cada 10°C de aumento en la temperatura. ¿Concuerdan los resultados de este experimento con esta afirmación?

- 4.- Los catalizadores usados en la parte IV eran todas soluciones iónicas. Para las sustancias que fueron catalizadores efectivos, determina los iones que fueron responsables de la acción catalítica.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

- 1.- Describe con tus propias palabras, el efecto de la temperatura en la velocidad de reacción. Explica este efecto en términos de la teoría de choques en reacciones.

- 2.- Describe con tus propias palabras el efecto de la concentración en la velocidad de reacción y explícalo mediante la teoría de choques.

- 3.- Describe con tus propias palabras el efecto del tamaño de partículas en la velocidad de reacción y explícalo con base a la teoría de choques.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Tabla 6.1 Efecto de la temperatura en la velocidad de reacción

Condiciones de reacción	tiempo de la reacción		duración	observaciones
	inicio	final		
Agua de hielo 0 °C				
Temperatura ambiente				
Agua caliente 50 °C				

Tabla 6.2 Efecto de la concentración en la velocidad de reacción

Condiciones de reacción	tiempo de la reacción		duración	observaciones
	inicio	final		
0.1 M HCl				
1 M HCl				
3 M HCl				
6 M HCl				

Tabla 6.3 Efecto del tamaño de partícula en la velocidad de reacción

Sustancia probada	observaciones
Zinc en lámina	
Zinc en polvo	

Tabla 6.4 Efecto de un catalizador en la velocidad de reacción

Prueba	HCl 6M	NaCl 0.1M	KNO ₃ 0.1M	MnCl ₂ 0.1M
Desprendimiento de oxígeno				
Actividad catalítica				

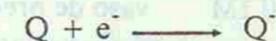
LAB 6.3 La corrosión como proceso electroquímico.

INTRODUCCION

Los metales generalmente se encuentran combinados o bien en su estado elemental, en la naturaleza. Los metales se oxidan perdiendo electrones y se combinan con los no-metales para formar compuestos. La oxidación de un metal pueden representarse por la ecuación:



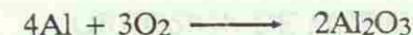
Los no-metales se reducen ganando electrones de acuerdo con la ecuación:



Los electrones se mueven en realidad entre metal y no metal produciendo una corriente eléctrica. Los electrones pueden moverse de un metal más activo a uno menos activo, de tal manera que el metal menos activo se comporte como si fuera un no-metal.

La corrosión es la conversión de un metal sin combinar a su ion positivo (catión). Los electrones que pierde son ganados por el no-metal, que se convierte en un ión negativo (anión). Los metales menos activos, que ganan electrones, se convierten de su forma más positiva (catión) a su forma elemental o bien a un ion de carga menos positiva. El proceso de corrosión es simplemente una reacción de oxidación-reducción.

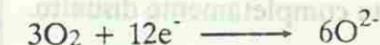
Por ejemplo, si el aluminio metálico es expuesto al aire húmedo, el aluminio reacciona con el oxígeno del aire, formando el óxido de aluminio. En este proceso se considera que el metal aluminio se corroe:



La oxidación del aluminio involucra la pérdida de electrones, representada por la media reacción:



La reducción del oxígeno requiere que éste gane los electrones perdidos por el aluminio, representada por la media reacción:



En este experimento se observarán las reacciones de tres metales distintos y se analizará lo que ocurre a los metales con ayuda de indicadores.

OBJETIVOS

- 1.- Observar la corrosión en algunos elementos metálicos.
- 2.- Determinar la dirección de flujo de los electrones entre los metales involucrados en el proceso de corrosión.
- 3.- Escribir las medias reacciones y la reacción total para el proceso de corrosión.
- 4.- Predecir los productos en el proceso de corrosión.

MATERIALES

agar (preparación comercial)
 hexacianoferrato (III) de potasio, $K_3Fe(CN)_6$ 0.1M
 fenoftaleína al 2% en alcohol / agua al 50%
 alambre de cobre No. 22
 cinta de magnesio
 clavos de hierro
 2 platos petri
 balanza granataria
 plancha de calentamiento o mechero

goteros
 vaso de precipitado de 250 mL
 soporte
 agitador de vidrio
 lija de papel
 etiquetas
 guante térmico
 pinzas

PROCEDIMIENTO

- 1.- Elabora una hipótesis acerca de la corrosión del hierro en contacto con un metal más activo y con un metal menos activo. Escríbela en la sección de observaciones y análisis de datos.
- 2.- Coloca los dos platos petri en una superficie plana y pega una etiqueta en cada uno con los números 1 y 2 respectivamente.
- 3.- Añade aproximadamente 180 mL de agua al vaso de precipitado de 250 mL y calienta hasta casi ebullición.
- 4.- Añade 2.0 gramos de agar (polvo) lentamente al agua mientras se calienta y agita la solución con el agitador de vidrio hasta disolverlo completamente.
- 5.- Deja de calentar cuando el agar este completamente disuelto.
- 6.- Añade 10 gotas de la solución de hexacianoferrato (III) de potasio, $K_3Fe(CN)_6$ y 10 gotas de fenoftaleína a la solución de agar y agita hasta mezclar completamente las soluciones en el agar.

- 7.- Enrolla un alambre de cobre de 3cm de largo alrededor de un clavo de hierro y 3cm de cinta de magnesio alrededor de otro clavo de hierro.
- 8.- Coloca los dos clavos en el plato petri No.1 como se muestra en la figura 6.1 evitando que los clavos se toquen entre sí.
- 9.- Dobra otro clavo de hierro en ángulo recto con unas pinzas.
10. Coloca el clavo doblado y otro clavo sin doblar en el plato petri No. 2 como se muestra en la figura 6.1.
11. Vierte suavemente la solución de agar sobre los clavos, deja que el agar se endurezca y cubra los platos petri al enfriarse.
12. Observa los platos petri después de un rato y registra tus observaciones en la tabla 6.5.
13. Guarda los platos petri y observa lo que ocurre al siguiente día.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS

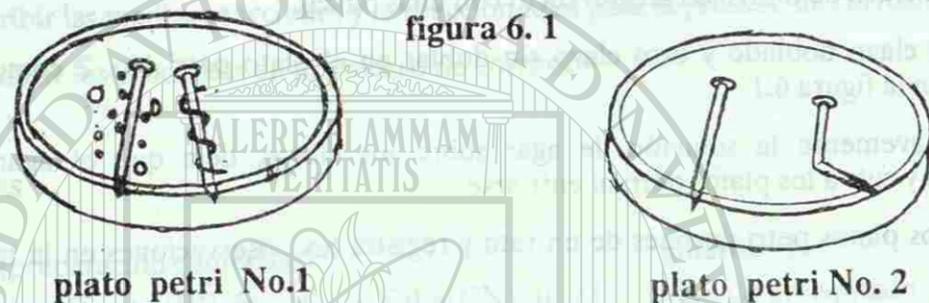
HIPOTESIS _____

TABLA 6.5

CORROSION DE METALES		
tiempo	observaciones	
	plato 1	plato 2
recién preparado		
24 horas después		

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1.- Dibuja sobre el diagrama de los platos petri lo que sucedió al día siguiente e identifica las sustancias producidas en el proceso de corrosión.



Deduce y Concluye:

a) Las posibles medias reacciones alrededor de los cuatro clavos de hierro.

b) Indica el lugar donde ocurrió la oxidación y la reducción, en el plato petri No. 1. Balancea la reacción total.

c) Indica el lugar donde ocurrió la oxidación y la reducción, en el plato petri No. 2. Balancea la reacción total.

d) ¿Qué le ocurre al magnesio y al cobre en el plato petri No. 1?

e) ¿Cuál es el propósito de doblar el clavo?

EXPLORANDO MAS ALLA

1.- Menciona algunas formas comunes de proteger los metales contra la corrosión.

2.- Explica por qué las monedas de oro se encuentran sin cambio después de permanecer mucho tiempo bajo el agua en barcos hundidos, en cambio las de hierro no.

LAB 7.1 El estudio cuantitativo de una reacción

INTRODUCCION

EL mol es la unidad de cantidad del químico. Su uso más común es en cálculos de cantidades de sustancias involucradas en una reacción. Considera la ecuación para la combinación del magnesio y el oxígeno para producir óxido de magnesio.



La ecuación balanceada significa que el número de átomos de cada elemento es el mismo en cada lado de la flecha. Hay 2 átomos de Mg y 2 átomos de O en cada lado. La ecuación balanceada dice que 2 átomos de Mg se combinan con una molécula de O₂ para producir 2 moléculas de MgO. Sin los coeficientes 2 al frente de Mg y MgO la ecuación no estaría correcta.

La ecuación balanceada nos indica cuantos moles de sustancia reaccionan y cuantos moles de producto son formados. Entonces, 2 moles de Mg se combinan con 1 mol de O₂ para producir 2 moles de MgO. Como en todas las reacciones, las sustancias se combinan en una relación molar de números enteros pequeños, 2 a 1 en este caso. Si la relación molar de Mg reaccionando con O₂ es menor que 2 a 1, se formarán menos de 2 moles de MgO. Una ecuación balanceada muestra la relación de sustancias que rendirán la máxima cantidad de producto.

En este experimento, tu observarás una reacción entre dos sales y determinarás la relación de los dos reactivos que formarán la máxima cantidad de producto.

OBJETIVOS

1. Observar la reacción entre las soluciones de dos sales.
2. Comparar los resultados obtenidos al variar las cantidades de reactivos.
3. Balancear la ecuación para la reacción.

MATERIALES Y REACTIVOS

9 tubos de ensayo (10x75)
 agua destilada
 goteros
 papel negro

Ca(NO₃)₂ · 4H₂O 0.1 M
 Na₂C₂O₄ 0.1 M

PROCEDIMIENTO

- 1.- Coloca en una gradilla los 9 tubos de ensayo, sobre una pieza de papel negro y enuméralos de 1 al 9.
- 2.- Añade 10 gotas de agua destilada a cada uno de los 9 tubos.
- 3.- Añade 1 gota de Ca(NO₃)₂ · 4H₂O al tubo número 1, 2 gotas al tubo número 2, y así sucesivamente, incrementando la cantidad de gota en gota para cada tubo hasta terminar con 9 gotas en el último tubo.
- 4.- Añade, comenzando en orden inverso, 1 gota de Na₂C₂O₄ al tubo número 9, 2 gotas al tubo número 8, 3 gotas al tubo número 7 y así sucesivamente hasta terminar con 9 gotas en el tubo número 1.
- 5.- Agita las soluciones en cada tubo.
- 6.- Espera 10 minutos para que las reacciones se lleven a cabo completamente. Mientras tanto, completa la Tabla 1 llenando la columna que indica la relación de volúmenes (gotas) en cada tubo.

Relación: $\frac{\text{Gotas de Ca(NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}}{\text{Gotas de Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}$

- 7.- Después de 10 minutos, sostén la gradilla en un nivel que te permita observar los niveles de sólido en cada tubo. Anote en la tabla en la prueba 1 (p1), las cantidades relativas de sólido (*) formado en cada tubo.
- 8.- Lava los tubos, desechando los productos de acuerdo a las indicaciones de tu maestro.
- 9.- Repite el experimento y registra en la tabla 1 las cantidades relativas de sólido (*) formado en los tubos de la prueba 2 (p2).

DATOS Y OBSERVACIONES

TABLA 1

TUBOS	T.1	T.2	T.3	T.4	T.5	T.6	T.7	T.8	T.9
RELACION DE GOTAS: Ca(NO ₃) ₂									
Na ₂ C ₂ O ₄									
*Nivel de sólido formado	p1								
	p2								

* El nivel de sólido formado se determina mediante signos (+) que indique comparativamente el aumento o disminución del sólido formado.

Ejemplo:

T.1 = + T.2 = +++ T.3 = +++++

ANÁLISIS Y CONCLUSIONES

1.- Compara los resultados de las dos pruebas e indica qué tubo en promedio contiene la cantidad más grande de sólido.

2.- De acuerdo a lo anterior señala la relación de sustancias reaccionantes que produjeron la cantidad más grande de sólido.

3.- Explica por qué se forma menor cantidad de producto en algunos tubos que en otros.

4.- El oxalato de calcio, CaC_2O_4 es el producto sólido que se forma. El otro producto es el nitrato de sodio, NaNO_3 el cual permanece disuelto en el agua. Muestra la ecuación que representa la reacción que se efectúa en el experimento y balanceala colocando los coeficientes apropiados a cada sustancia.

g	g	g	g	g	g	g	g	g	g

5.- Indica la relación de moles de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ y moles de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ que producirán la mayor cantidad de CaC_2O_4 .

LAB 8.1 Preparación de soluciones

INTRODUCCION

Las soluciones son mezclas homogéneas formadas por un soluto y un disolvente. Las soluciones que contienen como disolvente el agua se llaman soluciones acuosas. La cantidad de soluto presente en una cierta cantidad de disolvente en una disolución, determina la concentración de la misma. La concentración de una solución puede expresarse en unidades físicas y en unidades químicas.

La concentración de una solución en unidades físicas se representa como % en peso, % en peso-volumen, % volumen-volumen y ppm. En unidades químicas se expresa como fracción molar, molaridad, normalidad y molalidad.

En esta práctica de laboratorio se prepararán soluciones utilizando las unidades de concentración de % en peso, % peso-volumen, % volumen-volumen y molaridad.

OBJETIVOS

- 1.- Preparar soluciones de diferentes concentraciones diferentes.
- 2.- Expresar concentraciones en unidades físicas y unidades químicas.

MATERIALES

- | | |
|---|---------------------------------------|
| vasos de precipitado de 100 mL y 500 mL | NaCl ó una sal de cualquier compuesto |
| matraces de aforación de 500 mL y 1000 mL | azúcar (sacarosa) |
| probeta de 250 mL | alcohol ó cualquier sustancia líquida |
| balanza granataria | |

PROCEDIMIENTO

PARTE I. Preparación de una solución de NaCl al 10% en peso.

- 1.- En una balanza granataria, pesa 10 g de NaCl y colócalos en un vaso de precipitado.
- 2.- Añade 90 g de agua destilada (90 mL) agitando para disolver.

PARTE II. Preparación de una solución de azúcar al 5% en masa/volumen (%m/v).

- 1.- En una balanza granataria, pesa 12.5 g de azúcar y colócalos en un vaso de precipitado.

- Añade agua destilada para disolver, vierte la solución a una probeta de 250 mL y agrega agua hasta la marca de 250 mL.
- ¿Cuánto soluto se usaría si tuvieras que preparar solamente 100 mL de solución?

PARTE III. Preparación de una solución de alcohol al 20% en volumen (%v/v).

- Mide 20 mL de alcohol en una probeta.
- Añade agua hasta hacer un volumen total de 100 mL.

PARTE IV. Preparación de una solución de NaCl 1M.

- En una balanza analítica (si no dispones de ésta, utiliza la granataria) pesa exactamente 58.5 g de NaCl.
- Coloca todo el sólido pesado en un vaso de precipitado y adiciona agua destilada para disolverlo completamente.
- Vierte la solución en un matraz de aforación de un litro.
- Enjuaga el vaso con agua destilada y añade nuevamente esta solución al matraz de aforación.
- Adiciona agua suficiente hasta aforar a la marca de un litro en el matraz.

PARTE V. Preparación de una solución de NaCl 0.5M.

- En una balanza analítica (si no dispones de ésta, utiliza la granataria) pesa exactamente 29.25 g de NaCl.
- Coloca todo el sólido pesado en un vaso de precipitado y adiciona agua destilada para disolverlo completamente.
- Vierte la solución en un matraz de aforación de un litro.
- Enjuaga el vaso con agua destilada y añade nuevamente esta solución al matraz de aforación.
- Adiciona agua suficiente hasta aforar a la marca de un litro en el matraz.

ANALISIS Y CONCLUSIONES

- Utiliza la fórmula para comprobar que la solución de NaCl que preparaste, en la Parte I, tiene una concentración de 10% en peso.

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la solución}} \times 100$$

- Utiliza la fórmula para comprobar que la solución de azúcar que preparaste, en la Parte II, tiene una concentración de 5% masa-volumen.

$$\% \text{ masa/volumen} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$$

- Utiliza la fórmula para comprobar que la solución de alcohol que preparaste, en la Parte III, tiene una concentración de 20% en volumen.

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen de soluto líquido}}{\text{volumen total de la solución}} \times 100$$

4.- Determina la cantidad de Na_2SO_4 necesaria para preparar un litro de solución 1 M.

5.- Determina la cantidad de $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ necesaria para preparar 500 mL de una solución 0.5 M. Recuerda las fórmulas.

$$M \text{ (molaridad)} = \frac{\text{número de moles de soluto (n)}}{\text{litro de solución (L)}}; \quad n = \frac{\text{masa en gramos (m)}}{\text{pm (masa molecular)}}$$



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LAB 9.1 El uso de indicadores para determinar pH

INTRODUCCION

Con frecuencia, el químico debe ensayar en el laboratorio las soluciones, para determinar si son ácidas, básicas o neutras. La escala de pH representa la concentración de iones hidrógeno de una solución y es usada para indicar la acidez o basicidad de la misma. El rango normal de pH va desde el altamente ácido $\text{pH} = 1$, pasando por el neutro $\text{pH} = 7$ hasta el altamente básico $\text{pH} = 14$.

El método más exacto para una determinación de pH es el que utiliza un instrumento electrónico conocido como potenciómetro. Un método menos exacto para determinar pH es mediante el uso de indicadores. Los indicadores de pH son compuestos orgánicos que cambian de color al cambiar el pH. Algunos indicadores son mezclas de compuestos, cada uno de los cuales cambia de color a diferentes pH. Los indicadores son escogidos para aplicaciones específicas, de acuerdo al rango de pH en el cual muestran un cambio de color. En este experimento, tu observarás la variación de color de varios indicadores a diferentes valores de pH.

OBJETIVOS

- 1.- Preparar soluciones de varios pH.
- 2.- Observar los cambios de color de los indicadores de pH en esas soluciones.
- 3.- Determinar los rangos de pH de cada indicador.

MATERIALES Y REACTIVOS

- 2 placas de porcelana de 9 hoyos (o bien 18 tubos de ensayo pequeños de 10×75)
- Soluciones de HCl: 1×10^{-2} M, 1×10^{-4} M y 1×10^{-6} M
- Soluciones de NaOH: 1×10^{-2} M, 1×10^{-4} M y 1×10^{-6} M
- Papel hydrión
- Solución de naranja de metilo
- Solución de fenoftaleína
- Solución de azul de bromotimol
- 9 frascos gotero

PROCEDIMIENTO

1.- Determina y registra el pH de la tres soluciones ácidas mediante el uso de papel hidrión.

2.- Coloca 3 ó 4 gotas de la solución de HCl 1×10^{-2} M en cada uno de los hoyos de la hilera vertical marcada como 1, en la placa (figura 9.1).

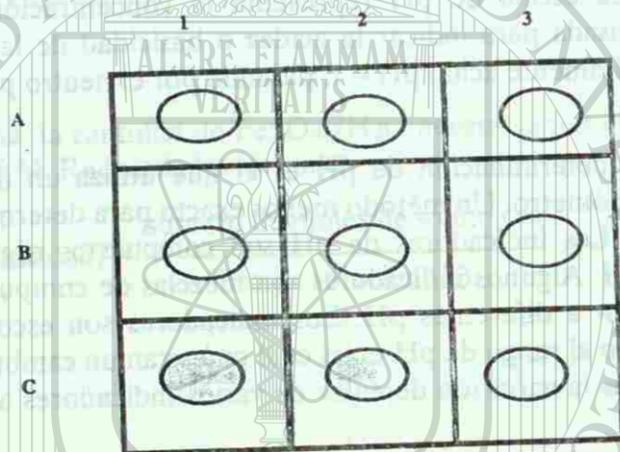


FIGURA 9.1

3.- Repite el proceso con la solución de HCl 1×10^{-4} M en cada uno de los hoyos de la hilera número 2.

4.- Repite el proceso con la solución de HCl 1×10^{-6} M en cada uno de los hoyos de la hilera número 3.

5.- Añade una gota de indicador naranja de metilo a cada uno de los hoyos de la hilera marcada con la letra A.

6.- Repite el paso anterior utilizando azul de bromotimol en la hilera marcada con la letra B.

7.- Efectúa el mismo proceso con fenoftaleína en la hilera marcada con la letra C.

8.- Observa los hoyos en cada hilera. Registra tus observaciones de colores producidos, en la tabla que aparece en la figura 9.2.

9.- Repite el paso 1 para las tres soluciones básicas.

10.- Efectúa los pasos 2 al 7, pero sustituyendo las soluciones de HCl por las de NaOH 1×10^{-2} M, 1×10^{-4} M y 1×10^{-6} M.

11.- Observa nuevamente en cada hilera. Registra tus observaciones en la figura 9.3.

DATOS Y OBSERVACIONES

Soluciones ácidas (pH y colores observados)

		HCl		
		1 1×10^{-2} M	2 1×10^{-4} M	3 1×10^{-6} M
	pH			
	naranja de metilo			
	azul de bromotimol			
	fenoftaleína			

FIGURA 9.2

Soluciones básicas (pH y colores observados)

		NaOH		
		1 1×10^{-2} M	2 1×10^{-4} M	3 1×10^{-6} M
	pH			
	naranja de metilo			
	azul de bromotimol			
	fenoftaleína			

FIGURA 9.3

ANÁLISIS Y CONCLUSIONES

1.- Para cada indicador, enlista los cambios de color y el rango o rangos de pH a los que ocurren.

Indicador	Color	Rango pH
Naranja metilo		
Azul de bromotimol		
Fenofaleína		

2.- ¿Qué indicador cambia de color a más de un pH?

3.- ¿Cuál de los indicadores probados es la mejor opción cuando la acidez o basicidad de la solución no es conocida? ¿Por qué?

4.- ¿Por qué crees que el indicador universal se llama así?

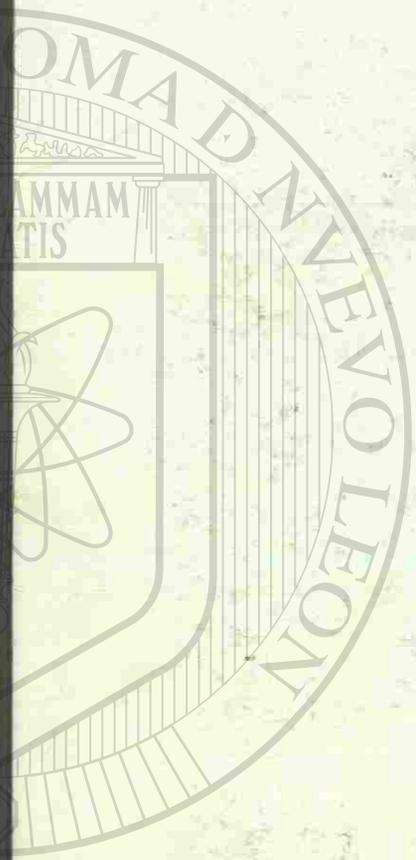
5.- Sugiere una razón por la cual se usa el azul de bromotimol para probar el pH del agua de albercas.

6.- La fenofaleína no se usa para probar el pH del agua en un estanque para peces. Explica por qué

ANEXO

PREPARACION DE SOLUCIONES

AgNO ₃	0.1 M	17.0 g en 1L de solución
ZnSO ₄	0.1 M	16.1 g en 1L de solución
NaCl	0.1 M	5.85 g en 1L de solución
Fe(NO ₃) ₃ · 9H ₂ O	0.1 M	40.4 g en 1L de solución
KNO ₃	0.1 M	10.1 g en 1L de solución
MnCl ₂	0.1 M	12.6 g en 1L de solución
Ca(NO ₃) ₂ · 4H ₂ O	0.1 M	23.6 g en 1L de solución
Na ₂ C ₂ O ₄	0.1 M	13.4 g en 1L de solución
K ₃ Fe(CN) ₆	0.1 M	32.9 g en 1L de solución
H ₂ O ₂	0.3%	Tome 90 mL de agua destilada y agregue 10 mL de solución de H ₂ O ₂ al 3%.
HCl	6 M	Añadir el ácido clorhídrico en una relación 1:1 al agua destilada (precaución: nunca se añade el agua al ácido).
HCl	3 M	250 mL de HCl concentrado (12 M) en 1L de solución.
HCl	1 M	83.3 mL de HCl concentrado (12 M) en 1L de solución.
HCl	0.1 M	Diluya 8.3 mL de HCl concentrado (12 M) a 1L de solución o bien diluya 10 mL de HCl 1M a 1L de solución.
HCl	1 x 10 ⁻² M	Tome 10 mL de HCl 1M y diluya a 1L con agua destilada.
HCl	1 x 10 ⁻⁴ M	Tome 10 mL de HCl 1 x 10 ⁻² M y diluya a 1 L con agua destilada.
HCl	1 x 10 ⁻⁶ M	Tome 10 mL de HCl 1 x 10 ⁻⁴ M y diluya a 1 L con agua destilada.
NaOH	1 M	40 g en 1L de solución



U A N

SIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO

CCIÓN GENERAL DE BIBLIOTE