

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON
Secretaría Académica

M2

REFORMA ACADÉMICA DEL NIVEL MEDIO SUPERIOR

Guía del Alumno

QUÍMICA, TERCERA EDICIÓN 1995

q

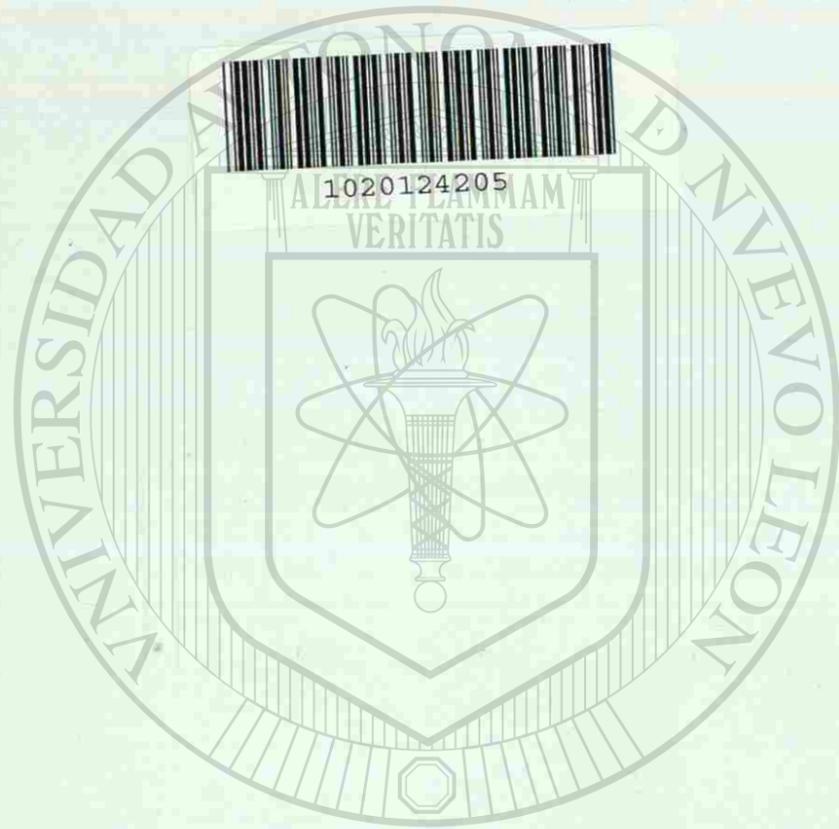
Química
SEGUNDA PARTE

5
5
2

OD40
U530
1999
v. 2
pte.

QD40
U530
L995
v.2
pte.2

0120-22260



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INDICE

	Pág.
Presentación	5
Objetivo General	7
Estructura Conceptual del Módulo 2	8
Interpretación de la Guía de Unidad	9
Guía de la Unidad I	11
Objetivo y Estructura Conceptual.....	13
Metas de la Unidad.....	14
Actividades.....	15
Lecturas Complementarias.....	37
Lecturas de Enriquecimiento.....	46
Prácticas de Laboratorio.....	49
Guía de la Unidad II	59
Objetivo y Estructura Conceptual.....	61
Metas de la Unidad.....	62
Actividades.....	64
Lecturas Complementarias.....	107
Lecturas de Enriquecimiento.....	110
Prácticas de Laboratorio.....	116
Guía de Unidad III	119
Objetivo y Estructura Conceptual.....	121
Metas de Unidad.....	122
Actividades.....	123
Lecturas Complementarias.....	150
Lecturas de Enriquecimiento.....	158
Prácticas de Laboratorio.....	172
Guía de Unidad IV	180
Objetivo y Estructura Conceptual.....	182
Metas de Unidad.....	183
Actividades.....	185

Lecturas Complementarias.....	206
Lecturas de Enriquecimiento.....	215
Prácticas de Laboratorio.....	218
Guía de la Unidad V.....	221
Objetivo y Estructura Conceptual.....	223
Metas de Unidad.....	224
Actividades.....	225
Lecturas Complementarias.....	270
Lecturas de Enriquecimiento.....	280
Guía de la Unidad VI.....	284
Objetivo y Estructura Conceptual.....	286
Metas de Unidad.....	287
Actividades.....	289
Lecturas Complementarias.....	314
Lecturas de Enriquecimiento.....	320
Prácticas de Laboratorio.....	327
AGRADECIMIENTOS.....	342

FONDO
UNIVERSITARIOUNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE ASISTENCIA ACADÉMICA

IV

ENLACES QUÍMICOS. UNIONES QUE CONSTRUYEN

GUIA DE UNIDAD

DOSIFICACION
DE TEMASTEMAS Y
SUBTEMASEXPERIMENTOS
Y ACTIVIDADESRECURSOS
DIDACTICOS

1 Día - 2 h

1. FORMACION DE ENLACES
Configuración electrónica estable de los átomos. Regla del Octeto.
Representación de Lewis para átomos e iones
Relación entre propiedades periódicas y la formación de iones.

ACT 4.1
LE 4.1 Los Boranos
ACT 4.2
ACT 4.3

Libro:9,7,9,8 Pág. 171-173
Libro:13,13 Pág. 256-257
Libro:Pág.257
Libro:8,13 Pág. 154-155
Libro:12,1 Pág. 219-220

2. TIPOS DE ENLACES

Iónico
Covalente
Polaridad en los Enlaces
Multiplicidad de Enlaces
Enlace Metálico
Representación de Lewis de compuestos

LE 4.2 La Sal

ACT 4.4
LE 4.3 La Cerámica
ACT 4.5
ACT 4.6
ACT 4.7

Libro:12,3,12,4, Pág. 222-223
Guía: Pág.215

Libro:14,12 Pág. 280-281

Libro: Pág. 232

Libro:12,5,12,6,12,7 Pág.223-227

Libro:12,1,12,2 Pág. 219-222
Libro:13,2, Pág. 240-241

Guía: Pág.216

Libro:12,10 Pág. 229

Guía: Pág. 206

Libro:13 Pág. 237

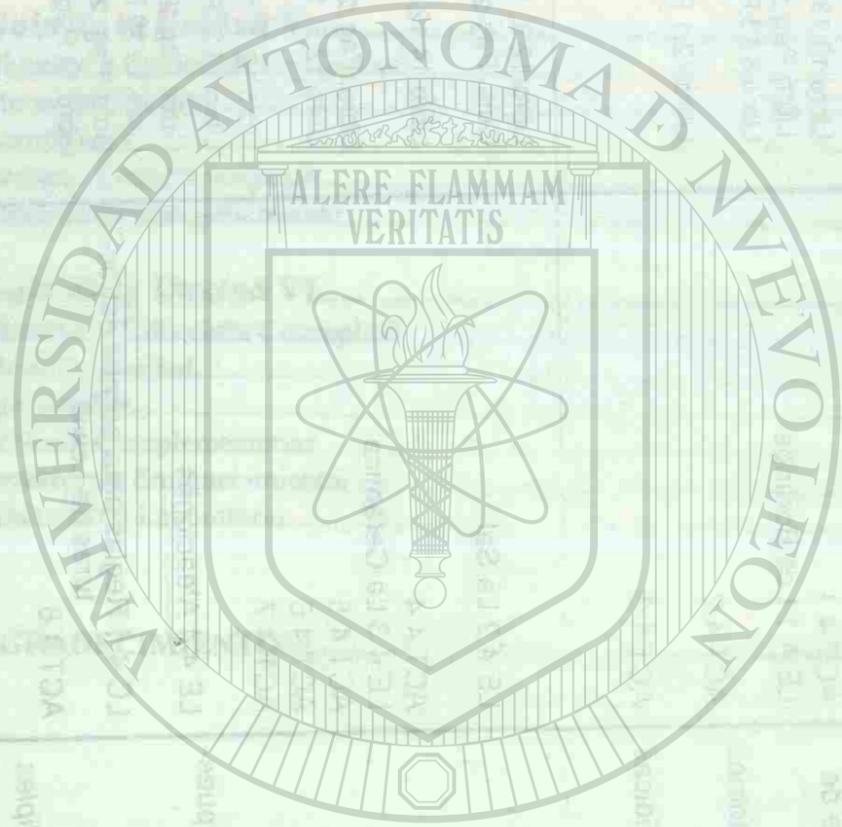
LE 4.4 Aleaciones
LC 4.1 Reglas para escribir estructuras de Lewis
ACT 4.8

Moléculas Polares y No Polares
Repulsión en los Enlaces Múltiples

LC 4.2 Reglas sobre TRPEV
ACT 4.9

Guía: Pág. 209
Libro:13,1,13,2 Pág.238
Libro:13,2, Pág.240-242
Libro:14,1, Pág. 263-265

3 Días - 6 h



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE PRÁCTICAS

IV ENLACES QUÍMICOS. UNIONES QUE CONSTRUYEN			
GUIA DE UNIDAD			
DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
0.5 Día-1 h	3. ENLACE Y PROPIEDADES Propiedades y Tipo de Enlace Atracciones Intermoleculares Van der Waals Dipolo-Dipolo Dispersión de London Puente de Hidrógeno	ACT 4.10 ACT 4.11 AUTOEVALUACION	Libro: 12.7 (Tabla); Pág. 231 Libro: 14.2 Pág. 265-267 Libro: 17.10, 17.11 Pag. 335-337 Guía: Pág. 203
0.5 Día - 1 h	4. PRACTICAS DE LABORATORIO	LAB 4.1 Predicción de enlace mediante conductividad	Guía: Pág. 218

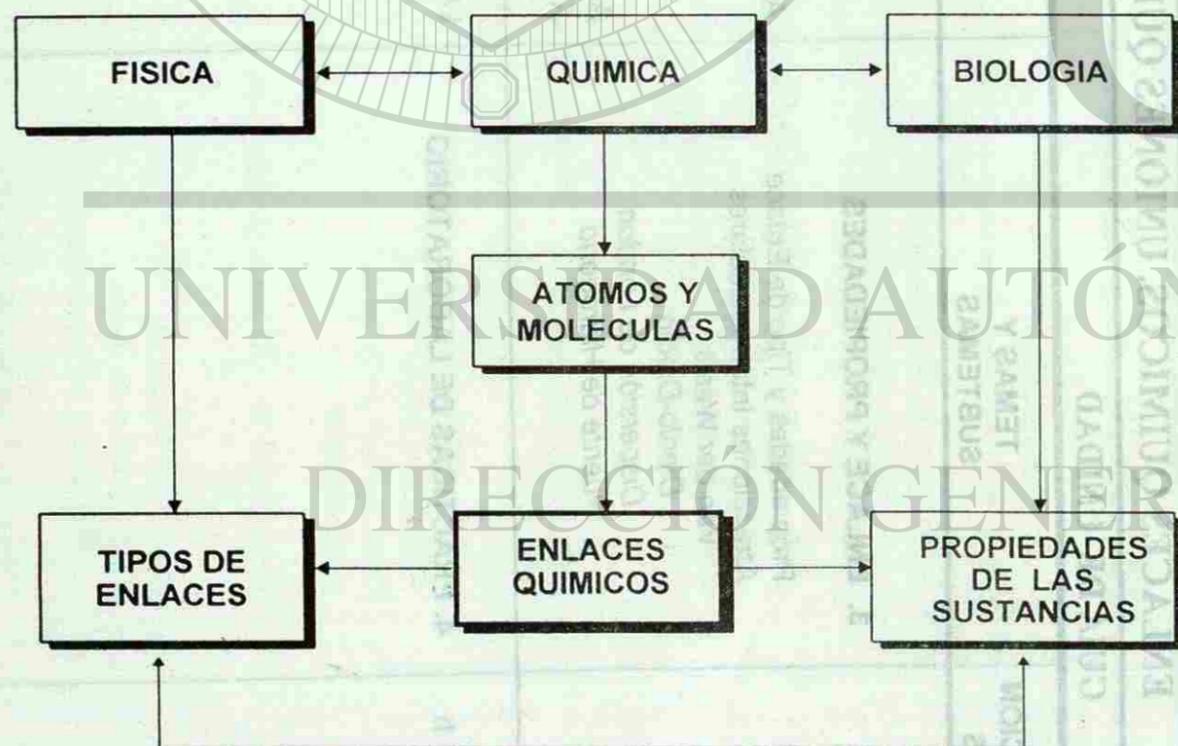
UNIDAD IV

Enlaces químicos. Uniones que construyen

OBJETIVO

Describir los diferentes tipos de enlace químico y señalar su relación con la ubicación de los elementos en la tabla periódica, reconociendo su importancia en las propiedades de las sustancias.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL

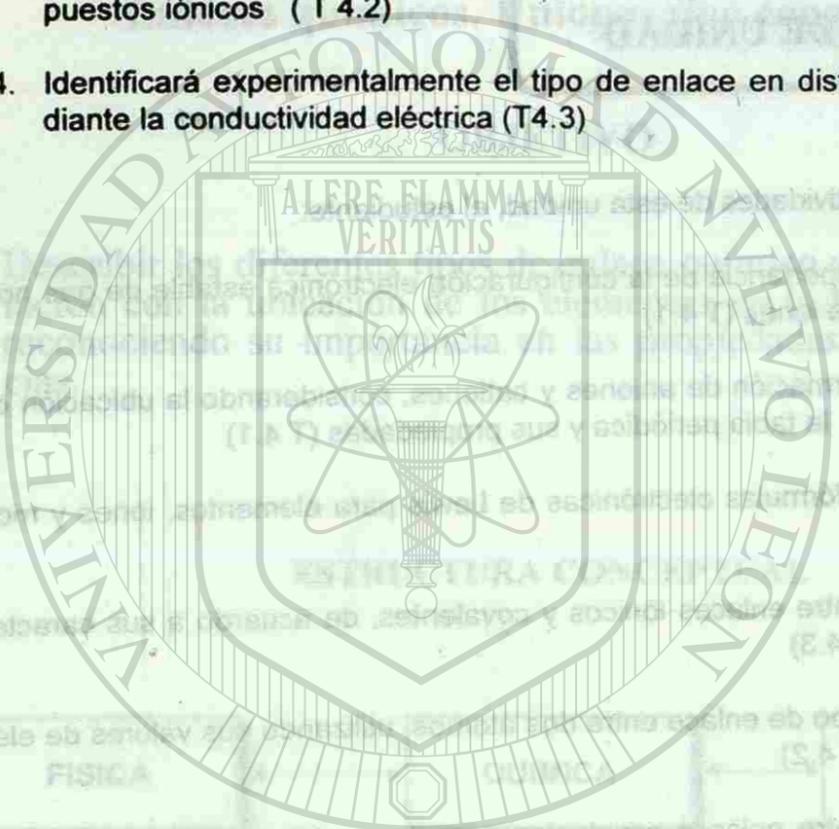


METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de esta unidad, el estudiante:

1. Señalará la importancia de la configuración electrónica estable de gas noble en la formación de iones (T 4.1)
2. Explicará la formación de aniones y cationes, considerando la ubicación de los elementos en la tabla periódica y sus propiedades (T 4.1)
3. Representará fórmulas electrónicas de Lewis para elementos, iones y moléculas. (T 4.1)
4. Diferenciará entre enlaces iónicos y covalentes, de acuerdo a sus características. (T 4.2) (T 4.3)
5. Predecirá el tipo de enlace entre dos átomos, utilizando sus valores de electronegatividad (T 4.2)
6. Diferenciará entre enlaces covalentes sencillos, múltiples y coordinados, mediante las estructuras de Lewis. (T 4.2)
7. Explicará las propiedades físicas de los metales, utilizando la teoría del enlace metálico (T 4.2)
8. Utilizará la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia para explicar la estructura de las moléculas: lineal (BeCl_2 , CO_2), angular (H_2O), plana trigonal (BF_3), piramidal trigonal (NH_3) y tetraédrica (CH_4) (T 4.2)
9. Describirá la polaridad de moléculas tales como CO_2 , H_2O , NH_3 y CH_4 , con base en su estructura (T 4.2)
10. Comparará en un esquema las características de los diferentes tipos de enlace (T 4.2) (T 4.3)
11. Explicará las propiedades de las sustancias de acuerdo a su tipo de enlace (T 4.3)

12. Describirá las diferentes fuerzas de atracción intermolecular en compuestos que las presenten (T 4.2)
13. Construirá modelos que representen las estructuras cristalinas de los compuestos iónicos (T 4.2)
14. Identificará experimentalmente el tipo de enlace en distintas sustancias, mediante la conductividad eléctrica (T4.3)



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Actividad 4.1 diagnóstico

Responde correctamente las siguientes preguntas:

I. Selecciona la mejor opción.

1. Son sustancias puras, compuestas por una clase de átomos:

- A) Cu
- B) sal y azúcar
- C) Na
- D) agua y leche
- E) A y C son correctas

2. Es un elemento químico:

- A) gasolina
- B) oro, Au
- C) agua
- D) gas natural
- E) jugo de naranja

3. Partícula neutra que se encuentra en el núcleo del átomo:

- A) protón
- B) electrón
- C) neutrón
- D) partícula beta
- E) partícula alfa

4. ¿Cuál de las siguientes no es una mezcla?

- A) agua de mar
- B) aire
- C) jugo de tomate
- D) agua destilada
- E) limonada

5. Número de electrones y protones en el átomo de sodio (Número atómico = 11, masa atómica = 23)

- A) 11 y 11
- B) 23 y 23
- C) 12 y 12
- D) 11 y 12
- E) 12 y 11

6. ¿Cuántos neutrones tiene un átomo de cloro? (Número atómico = 17, masa atómica = 35)

- A) 17
- B) 18
- C) 35
- D) 42
- E) ninguno de los anteriores

7. La configuración electrónica del átomo de calcio (Número atómico = 20) es:

- A) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^3 3p^5$
- B) $1s^2 2s^2 2p^{10} 3s^2 3p^4$
- C) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$
- D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- E) $1s^2 2p^6 3d^{10} 4f^2$

8. La electronegatividad de los átomos es:

- A) mayor en los no metales que en los metales
- B) menor en los no metales que en los metales
- C) mayor en los metales que en los no metales
- D) igual en todos los átomos
- E) ninguna de las anteriores

9. Los átomos de menor tamaño en un grupo y en un periodo tienen:

- A) electronegatividad más alta que el resto de los elementos
- B) electronegatividad más baja que el resto de los elementos
- C) igual electronegatividad que todos los elementos
- D) B y C son correctas
- E) ninguna de las anteriores

10. El número atómico de un átomo neutro es igual a su:

- A) número de neutrones
- B) número másico
- C) número de electrones o de protones
- D) número cuántico principal
- E) número de isótopos

Actividad 4.3 Estructuras de Lewis y Regla del Octeto

I. Responde breve y claramente los siguientes cuestionamientos:

1. La Regla del Octeto establece:

2. ¿Cómo adquieren los elementos metálicos la configuración electrónica de gas noble y qué tipo de ion forman?

3. ¿Cómo adquieren los elementos no metálicos la configuración electrónica de gas noble y qué tipo de ion forman?

4. ¿Por qué todos los elementos tienden a adquirir la configuración de gas noble?

5. En la siguiente tabla escribe los símbolos, configuraciones electrónicas y estructuras electrónicas de Lewis para los átomos de los elementos del período 3 de la tabla periódica y para los cationes o aniones que forman.

SÍMBOLO	CONFIGURACION ELECTRONICA	ESTRUCTURA DE LEWIS DEL ATOMO	ION FORMADO	ESTRUCTURA DE LEWIS DEL ION
Na				
Mg				
Al				
Si				
P				
S				
Cl				
Ar				

6. Completa los enunciados utilizando los conceptos escritos a la derecha de los mismos.

La _____ de un átomo muestra los _____ representados mediante _____ alrededor del _____ del átomo.

1. simbolo
2. ocho
3. electrones de valencia
4. estructura electrónica de Lewis

La estructura electrónica de Lewis para un catión se representa con _____ electrones alrededor del simbolo del elemento y mostrando su carga eléctrica _____.

5. cero
6. negativa
7. puntos
8. positiva

La estructura electrónica de Lewis para un anión se representa con _____ electrones alrededor del simbolo del elemento y mostrando su carga eléctrica _____.

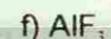
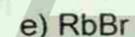
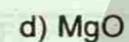
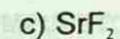
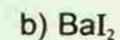
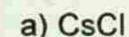
Actividad 4.4 Enlace iónico y estructuras de Lewis

I. Responde en forma clara lo siguiente:

- ¿Qué es un enlace iónico y qué tipo de átomos lo forman?
- ¿Qué sucede a los átomos de un metal y de un no metal al combinarse para formar un compuesto?
- ¿Qué mantiene unidos a los iones en un compuesto iónico y cómo se llama a su ordenamiento tridimensional?

- Dibuja el acomodo de iones en un cristal de cloruro de sodio, NaCl.

- Dibuja las estructuras electrónicas de Lewis para los siguientes compuestos iónicos:



Actividad 4.5 Enlace covalente y estructuras de Lewis

I. Contesta adecuadamente lo siguiente:

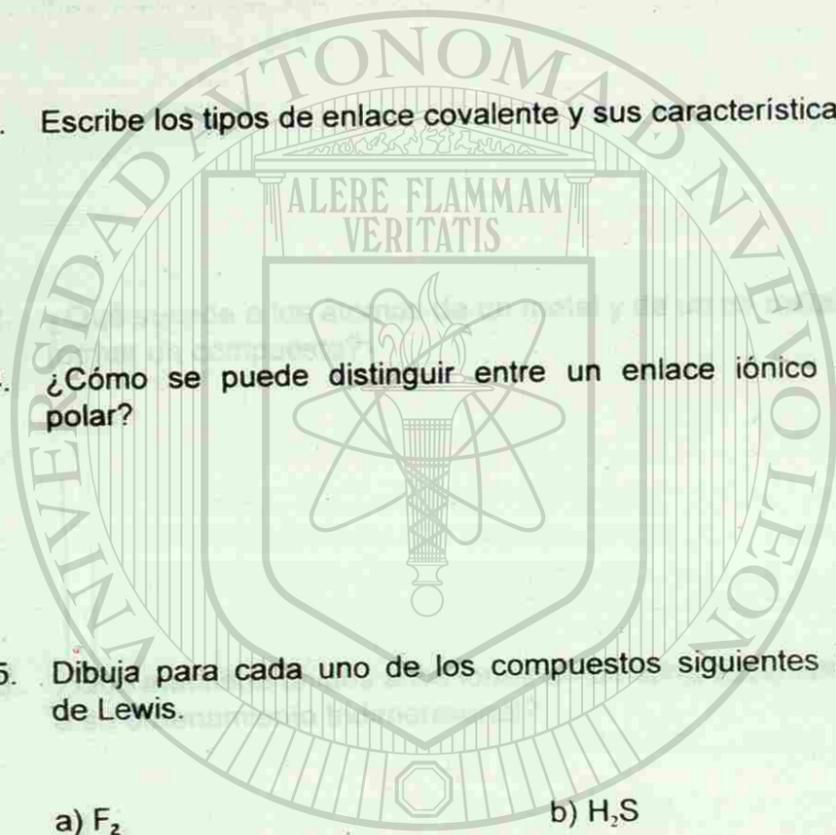
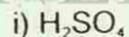
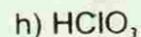
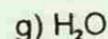
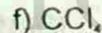
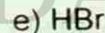
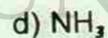
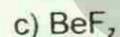
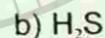
- ¿Cómo se forma un enlace covalente y qué tipo de átomos lo forman?

2. ¿Son siempre iguales los átomos que forman un enlace covalente? Explica tu respuesta.

3. Escribe los tipos de enlace covalente y sus características.

4. ¿Cómo se puede distinguir entre un enlace iónico y un enlace covalente polar?

5. Dibuja para cada uno de los compuestos siguientes la estructura electrónica de Lewis.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Actividad 4.6 Tipos de enlace

I Completa la siguiente tabla.

Investiga las electronegatividades de cada elemento, determina para cada compuesto formado la diferencia de electronegatividad entre sus átomos y predice con base en esta diferencia, el tipo de enlace que presentan.

COMPUESTO	ELECTRONEGATIVIDAD		DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	TIPO DE ENLACE
	ATOMO A	ATOMO B		
F_2				
H_2S				
BeF_2				
$RbBr$				
NH_3				
HF				
MgO				
KCl				
N_2				
CH_4				(R)

II. Relaciona las siguientes columnas:

1. Enlace formado por compartimiento de pares de electrones entre dos átomos con electronegatividades diferentes. ()

A) enlace covalente puro

2. Enlace formado por compartimiento de pares de electrones entre átomos iguales. ()

B) enlace metálico

C) enlace iónico de pares

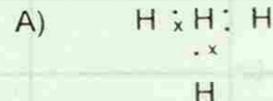
3. Enlace formado por transferencia de electrones de un átomo al otro. ()

D) enlace covalente polar

Actividad 4.7 Enlace covalente múltiple y coordinado. Estructuras de Lewis

I. Relaciona las siguientes columnas:

1. Enlace formado cuando los electrones compartidos entre dos átomos son proporcionados por uno de los átomos, solamente. ()



2. Enlace formado entre dos átomos que comparten dos pares de electrones. ()



C) covalente coordinado

3. Compuesto que presenta enlace covalente coordinado. ()



4. Compuestos cuyos átomos se unen por enlace covalente múltiple. ()

E) covalente doble

II. Responde breve y claramente lo siguiente, fundamentando tu respuesta con las estructuras electrónicas de Lewis.

1. ¿Por qué el enlace entre los átomos de oxígeno en el O_2 es más fuerte que entre los átomos de hidrógeno en el H_2 ?

MOLÉCULA	ÁTOMO CENTRAL	GRUPO VALENTE	NÚMERO DE PARES DE ELECTRONES AL REDEDOR DEL ÁTOMO CENTRAL	GEOMETRÍA DE LOS PARES DE ELECTRONES	GEOMETRÍA MOLECULAR

2. Muestra el enlace covalente coordinado presente en el SO_3^{2-} .

3. Representa el enlace covalente múltiple entre el "S" y un "O" del SO_3 .

4. Representa las estructuras electrónicas de Lewis para los siguientes compuestos y señala el enlace múltiple y/o coordinado que presentan.

a) CO_2 b) NO_2 c) N_2

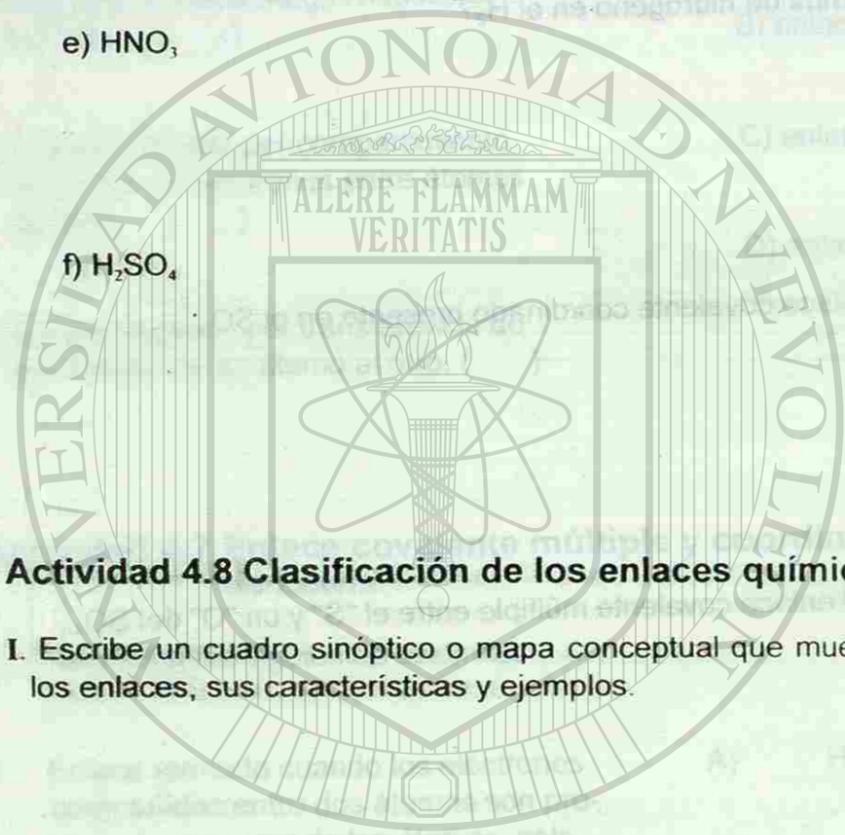
d) NH_3

e) HNO_3

f) H_2SO_4

Actividad 4.8 Clasificación de los enlaces químicos

I. Escribe un cuadro sinóptico o mapa conceptual que muestre la clasificación de los enlaces, sus características y ejemplos.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Actividad 4.9 Estructura molecular y polaridad

I. Responde lo siguiente con base en la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones.

1. Completa la siguiente tabla y determina la geometría molecular de los compuestos. Un dibujo vale más que mil palabras. Muestra dibujos en las columnas 5 y 6

MOLECULA	ATOMO CENTRAL	ESTRUCTURA DE LEWIS	NUMERO DE PARES DE ELECTRONES ALREDEDOR DEL ATOMO CENTRAL	GEOMETRIA DE LOS PARES DE ELECTRONES	GEOMETRIA MOLECULAR
HF					
BeH ₂					
H ₂ O					
BCl ₃					
NH ₃					
CH ₄					
CH ₂ Cl					

2. Basándote en la geometría molecular de cada compuesto, determina cuáles de las moléculas anteriores presentan polaridad.

Actividad 4.10 Propiedades y enlace

I. Contesta adecuadamente los siguientes cuestionamientos

1. Investiga las propiedades que se solicitan para completar la tabla y determina el tipo de enlace más probable entre los átomos que forman esas sustancias.

SUSTANCIA	ESTADO DE AGREGACION	TEMPERATURA DE FUSION	TEMPERATURA DE EBULLICION	FORMA EN QUE CONDU- CEN ELECTRI- CIDAD	DUCTILIDAD Y MALEABILIDAD	TIPO DE ENLACE
Br ₂						
NaF						
CO ₂						
H ₂ O						
Al						
HCl						

2. Relaciona las siguientes columnas:

- Sólido dúctil y maleable que conduce la corriente eléctrica ()
- Sustancia gaseosa que no conduce la corriente eléctrica ()
- Sólido no conductor del calor y la electricidad. ()
- Sólido que al estar disuelto o fundido, es conductor de corriente eléctrica. ()
- Líquido no conductor de la corriente eléctrica. ()

A) I₂

B) Ag

C) Br₂

D) NaF

E) N₂

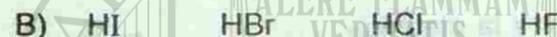
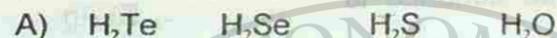
F) Hg

Actividad 4.11 Atracciones intermoleculares

I. Responde breve y claramente lo siguiente:

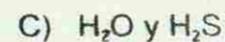
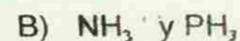
- Explica qué tipo de enlace intermolecular se presenta en moléculas polares y menciona ejemplos.
- Describe en qué tipo de moléculas se presentan las interacciones conocidas como fuerzas de Dispersión de London y compara en la serie Cl₂, Br₂ y I₂ la intensidad de este tipo de interacción, de acuerdo a sus características.

3. Investiga en la gráfica las temperaturas de ebullición de las sustancias en cada serie y predice cuál sustancia presentará enlace de hidrógeno en cada una de las series.



4. Explica cuándo se presentan los enlaces intermoleculares conocidos como puentes de hidrógeno.

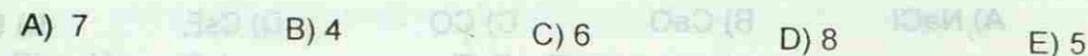
5. Selecciona de cada par de compuestos, el que presente un enlace de hidrógeno más fuerte, fundamentando tu respuesta.



AUTOEVALUACION

- I. Selecciona la mejor opción.

1. Número de electrones de valencia de un átomo de cualquier elemento de la familia de los halógenos



2. La estructura electrónica de Lewis para el ion óxido



E) ninguna de las anteriores

3. Un compuesto iónico está formado de:

- A) átomos con electrones móviles
 B) cationes y aniones
 C) elementos no metálicos solamente
 D) elementos metálicos solamente
 E) electrones compartidos entre dos átomos.

4. Un enlace covalente en el que se comparten dos pares de electrones entre los átomos es llamado:

- A) enlace covalente simple
 B) enlace covalente coordinado
 C) enlace covalente polar
 D) enlace covalente doble
 E) enlace covalente triple

UNIDAD IV

LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Enlaces químicos. Uniones que construyen

LC 4.1 Reglas para escribir las fórmulas de Lewis

1. Elija un "esqueleto" razonable (simétrico) para la molécula o ion poliatómico.

a) El elemento menos electronegativo suele ser el elemento central, con excepción del H. El elemento menos electronegativo suele ser el que necesita más electrones para llenar su octeto. Ejemplo CS_2 tiene el esqueleto S C S.

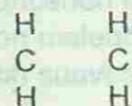
b) Los átomos de oxígeno no se enlazan entre sí, con excepción de: i) moléculas de O_2 y O_3 , ii) Los peróxidos que contienen el grupo O_2^{2-} .

El ion sulfato SO_4^{2-} tiene el esqueleto:

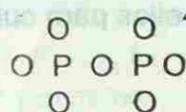
$$\begin{array}{c} \text{O} \\ | \\ \text{O} - \text{S} - \text{O} \\ | \\ \text{O} \end{array}$$

c) En los ácidos ternarios (oxiácidos) el hidrógeno suele enlazarse al átomo de oxígeno no al átomo central. Ejemplo: el ácido nitroso HNO_2 el esqueleto H O N O. Sin embargo, existen algunas excepciones a la regla, por ejemplo H_3PO_3 y H_3PO_2 .

Para iones o moléculas que tienen más de un átomo central, el esqueleto más simétrico posible. Por ejemplo, C_2H_4 y $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ los siguientes esqueletos:



y



2. Se calcula "N", el número de electrones en la capa externa (de valencia). Se requieren todos los átomos de la molécula o ion para adquirir configuraciones de gas noble.
Por ejemplo:

Para H_2SO_4 ,

$$\text{H} = 8 \times 1 \text{ (átomo de S)} + 8 \times 4 \text{ (átomos de O)} + 2 \times 2 \text{ (átomos de H)} = 8 + 32 + 4 = 44 \text{ e}^- \text{ necesarios}$$

Para SO_4^{2-}

$$\text{N} = 8 + 32 = 40 \text{ e}^- \text{ necesarios}$$

3. Se calcula "A", el número de electrones disponibles en las capas externas (de valencia) de todos los átomos. Para iones con carga negativa, se suma el total del número de electrones igual a la carga del anión y para iones con carga positiva, se resta el número de electrones igual a la carga de catión. Por ejemplo:

Para H_2SO_4

$$\text{A} = 2 \times 1 \text{ (átomos de H)} + 1 \times 6 \text{ (átomos de S)} + 4 \times 6 \text{ (átomos de O)} = 2 + 6 + 24 = 32 \text{ e}^- \text{ disponibles}$$

Para SO_4^{2-}

$$\text{A} = 1 \times 6 \text{ (átomos de S)} + 4 \times 6 \text{ (átomos de O)} + 2 \text{ (para carga } 2^-) = 6 + 24 + 2 = 32 \text{ e}^- \text{ disponibles}$$

4. Se calcula "S" el número total de electrones compartidos en la molécula o ion usando la relación $S = N - A$. Por ejemplo:

Para H_2SO_4

$$\text{S} = \text{N} - \text{A} = 44 - 32 = 12 \text{ electrones compartidos (6 pares de e}^- \text{ compartidos)}$$

Para SO_4^{2-}

$$S = N - A = 40 - 32$$

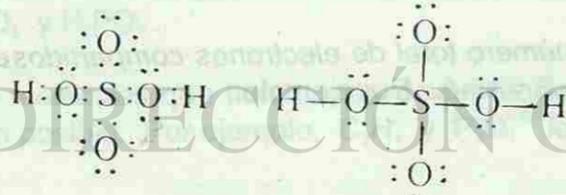
$$= 8 \text{ electrones compartidos (4 pares de } e^- \text{ compartidos)}$$

5. Se colocan los electrones S en el esqueleto como pares compartidos, usando dobles y triples enlaces, en caso necesario. Las estructuras pueden representarse mediante las fórmulas puntuales de Lewis o mediante guiones donde cada guión representa un par de electrones compartidos.

fórmula	Esqueleto	Fórmula puntual (Los "enlaces" se encuentran en su sitio pero están incompletos)	Fórmula de guión (Los "enlaces" se encuentran en su sitio pero están incompletos)
H_2SO_4			
SO_4^{2-}			

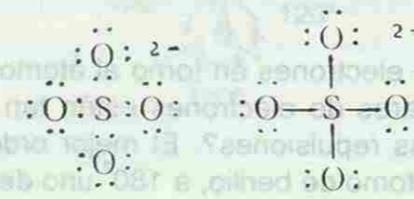
6. Se colocan los electrones adicionales en el esqueleto como pares no compartidos (solitarios) para llenar el octeto de cada elemento del grupo A (con excepción del H que sólo puede compartir $2 e^-$). Se comprueba que el número total de electrones sea igual a A, desde el paso tres. Por ejemplo:

Para H_2SO_4



Comprobación: se han usado 16 pares de e^- , $2 \times 16 = 32 e^-$ disponibles

Para SO_4^{2-}



Comprobación: se han usado 16 pares de electrones $2 \times 16 = 32 e^-$ disponibles.

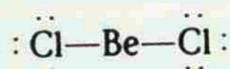
Whitten K.W., et al., "Química General", McGraw Hill, pág. 157, 1992.

LC. 4.2 Estructura molecular. Modelo de repulsión de pares de electrones de valencia

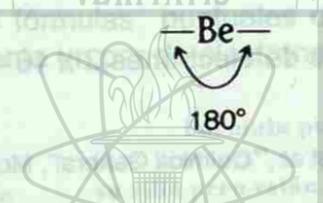
Las estructuras de las moléculas desempeñan un papel muy importante en determinar sus propiedades químicas. Esto es especialmente cierto para moléculas biológicas; un leve cambio de la estructura de una biomolécula de gran tamaño destruye en su totalidad su utilidad para la célula e inclusive hace que, en ocasiones, se transforme de normal a cancerosa.

En la actualidad existen diversos métodos experimentales para determinar la estructura molecular, es decir, el ordenamiento tridimensional de los átomos, es preciso emplearlos cuando se requiere información exacta acerca de la estructura. Sin embargo también es útil poder predecir la estructura molecular aproximada. En la presente sección se considerará un modelo sencillo que permite hacer lo anterior. Recibe el nombre de **modelo de repulsión del par electrónico en la capa de valencia (RPECV)** y permite predecir las estructuras moleculares cuando la molécula está formada por no metales. La principal idea del modelo es que la estructura en torno a un átomo dado está determinada por la minimización de repulsiones entre los pares electrónicos. Esto significa que los pares de enlace y de no enlace (no compartidos) en torno a un átomo dado se colocan tan alejados como sea posible. Para ver cómo funciona el modelo se considerará primero la molé-

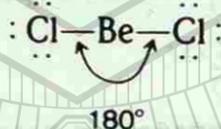
cula de BeCl_2 , que tiene la siguiente estructura de Lewis (es una excepción a la regla del octeto).



Obsérvese que hay dos pares de electrones en torno al átomo de berilio; ¿qué ordenamiento permite que estos pares de electrones estén tan alejados como sea posible para reducir al mínimo las repulsiones? El mejor ordenamiento coloca a los pares en lados opuestos del átomo de berilio, a 180° uno del otro.

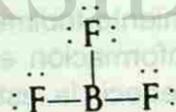


Esta es la separación máxima posible para dos pares de electrones. Una vez determinado el ordenamiento óptimo de los pares de electrones en torno al átomo central se especifica la estructura molecular de BeCl_2 , es decir, las posiciones de los átomos. Como cada par de electrones de berilio se comparte con un átomo de cloro, la molécula tiene estructura lineal con ángulo de enlace de 180° .

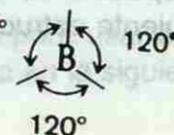


Siempre que hay dos pares de electrones en torno a un átomo se colocan en ángulo de 180° para obtener un ordenamiento lineal.

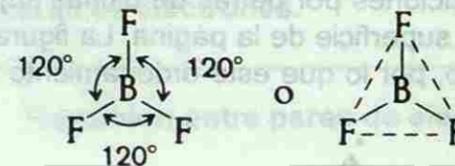
A continuación se considerará al BF_3 , que tiene la siguiente estructura de Lewis (es otra excepción a la regla del octeto).



En este caso el átomo de boro está rodeado por tres pares de electrones; ¿qué ordenamiento reduce al mínimo las repulsiones entre tres pares de electrones? En este caso la mayor distancia entre los pares se logra mediante ángulos de 120° .

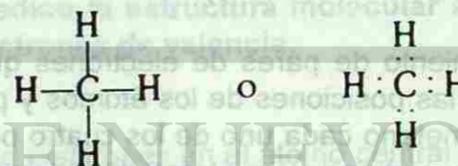


Como cada par de electrones se comparte con el átomo de flúor la estructura molecular es:

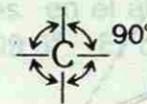


Esta es una molécula planar (plana) con ordenamiento triangular de átomos de F, que se describe comúnmente como estructura plana trigonal. Siempre que hay tres pares de electrones presentes en torno a un átomo se colocan en los extremos de un triángulo (en un plano, con un ángulo de 120° entre sí).

A continuación se considerará la molécula de metano que tiene la siguiente estructura de Lewis



Hay cuatro pares de electrones en torno al átomo de carbono central, ¿qué ordenamiento de estos pares de electrones reduce al mínimo las repulsiones? Primero se prueba un ordenamiento cuadrado plano:

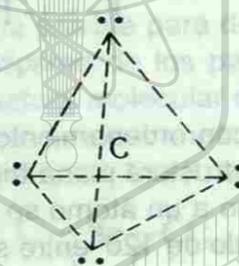


El átomo de carbono y los pares de electrones se encuentran en un plano representado por la superficie del papel y los ángulos entre los pares son todos de 90° .

¿Existe otro ordenamiento con ángulos mayores de 90° que coloque a los pares de electrones más lejanos entre sí? La respuesta es afirmativa; se pueden obtener ángulos mayores de 90° mediante la siguiente estructura tridimensional con ángulos de aproximadamente 109.5° .

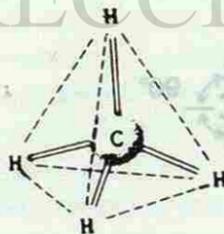


En el dibujo, la cuña indica la posición por encima de la superficie del papel y las líneas punteadas indican posiciones por detrás de dichas superficie. La línea normal indica una posición en la superficie de la página. La figura que se forma conectando la línea es un tetraedro, por lo que este ordenamiento de pares electrónicos es tetraédrico.



Esta es la separación máxima posible de cuatro pares en torno a un átomo dado. Siempre que hay cuatro pares de electrones en torno a un átomo se colocan en las vértices de un tetraedro (ordenamiento tetraédrico).

Ahora que se tiene el ordenamiento de pares de electrones que produce menor repulsión, se pueden determinar las posiciones de los átomos y por tanto la estructura molecular del CH_4 . En el metano cada uno de los cuatro pares de electrones se comparten entre el átomo de carbono y un átomo de hidrógeno. Por tanto los átomos de hidrógeno se encuentran colocados como se indica en la figura de abajo y la molécula tiene estructura tetraédrica con el átomo de carbono al centro.



La idea principal del modelo RPECV es encontrar el ordenamiento de pares de electrones en torno al átomo central que reduzca al mínimo las repulsiones. A continuación se determina la estructura molecular al saber de qué manera se comportan los pares de electrones con los átomos periféricos.

Un procedimiento sistemático para usar el modelo RPECV para predecir la estructura de una molécula se indica en la siguiente lista.

1. Dibujar la estructura Lewis.
2. Contar los pares de electrones y ordenarlos para minimizar la repulsión.
3. Determinar las posiciones de los átomos de acuerdo a la forma como se comportan los pares de electrones.

Repulsión entre pares de electrones:

No Compartido-No Compartido > No Compartido-Compartido > Compartido-Compartido

4. Determinar la geometría molecular por las posiciones de los átomos en la estructura.

Reglas para predecir la estructura molecular al usar el modelo de Repulsión de pares de electrones de valencia.

1. Dos pares de electrones en el átomo central en una molécula siempre se colocan a una distancia de 180° . El resultado es un ordenamiento lineal de pares.
2. Tres pares de electrones sobre un átomo central en una molécula siempre se colocan a distancia de 120° en un mismo plano del átomo central. El resultado es un ordenamiento trigonal planar (triangular) de pares.
3. Cuatro pares de electrones en el átomo central de una molécula siempre se colocan a distancia de 109.5° . El ordenamiento resultante es tetraédrico de pares.

4. Cuando cada par de electrones sobre el átomo central se comparte con otro átomo, la estructura molecular tiene el mismo nombre del ordenamiento de pares electrónicos.

Número de pares	Nombre del ordenamiento
2	lineal
3	trigonal planar
4	tetraédrico

5. Cuando hay uno o más pares de electrones no compartidos alrededor del átomo central, el nombre de la estructura molecular es diferente al del ordenamiento de pares de electrones, como en los casos 4 y 5 de la tabla 1.

Zumdahl, S.S., "Fundamentos de Química", McGraw Hill, pág. 370, 1992.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD IV

LECTURAS DE ENRIQUECIMIENTO

Enlaces químicos. Uniones que construyen

LE 4.2 El cloruro de sodio: un compuesto iónico común e importante

Todos estamos familiarizados con el cloruro de sodio como sal de mesa. Es un compuesto iónico típico, sólido quebradizo de alto punto de fusión (801°C) que conduce la electricidad en el estado fundido y en solución acuosa.

Una fuente de obtención del cloruro de sodio es la sal de roca, la cual se encuentra en depósitos subterráneos que suelen alcanzar cientos de metros de espesor. También se obtiene del agua de mar o de la salmuera (solución concentrada de NaCl) por evaporación solar. El cloruro de sodio también se encuentra en la naturaleza en el mineral llamado halita.

El cloruro de sodio se utiliza más que cualquier otro material en la manufactura de compuestos químicos inorgánicos. El consumo mundial de esta sustancia es de aproximadamente 150 millones de toneladas por año. El uso principal del cloruro de sodio está en la producción de otras sustancias químicas inorgánicas esenciales, tales como cloro gaseoso, hidróxido de sodio, sodio metálico, hidrógeno gaseoso y carbonato de sodio.

También se emplea para fundir hielo y nieve en las supercarreteras y caminos. Sin embargo, como el cloruro de sodio es dañino para la vida de las plantas y promueve la corrosión en los coches, su uso para este propósito implica una considerable responsabilidad ambiental.

Chang R., "Química" McGraw-Hill, pág. 357, 1992

LE 4.4 Aleaciones

Muchos materiales metálicos no son elementos puros. El latón, el acero y el bronce son ejemplos. Estos materiales son aleaciones. Una aleación es un material metálico que consiste en 2 o más elementos, generalmente metales.

Algunos pares de metales son solubles uno en otro en todas proporciones. Las aleaciones hechas de estos pares producen soluciones sólidas, por ejemplo, cobre-níquel. Algunos pares no se disuelven completamente uno en otro, entonces, las aleaciones de esos pares son mezclas heterogéneas, tales como aluminio-silicio.

La solubilidad de un metal en otro es determinada principalmente por los tamaños relativos de los átomos. Los metales con átomos de tamaño similar tienden a ser solubles uno en otro así como los elementos cuyos átomos son mucho más pequeños que los del otro elemento.

El acero es una aleación de hierro y del no metal carbono, siendo su contenido de carbón igual al 2%. Los fabricantes añaden otros elementos para darle propiedades especiales.

El hierro sólo, sufre corrosión. El acero inoxidable que no sufre corrosión, se obtiene al añadirle cromo y níquel a la aleación de hierro y carbono. El tungsteno añadido al hierro produce un acero que retiene su dureza aún a temperaturas altas, y este acero es usado en la fabricación de herramientas cortadoras de metal. Los aceros que contienen manganeso son muy duros y se utilizan en maquinaria para partir piedras o rocas. El vanadio produce un acero muy resistente que se usa entre otras cosas para fabricar los cigueñales en los motores de automóviles.

Explorando más allá

1. ¿Cómo se clasifican las aleaciones?
2. Examina un diagrama de fases para una aleación y aprende a interpretarlas diferentes áreas del diagrama.

Smoot R.C., et al., "Chemistry", Mcmillan/McGraw-Hill, pág 310, 1993

PRACTICAS DE LABORATORIO

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Almidón
Ácido láctico
Agua destilada
Alcohol etílico
Glucosa

1M Cl₂
1M NaOH
1M HCl



LE 4.4 Aleaciones

Muchos materiales metálicos no son elementos puros. El latón, el acero y el bronce son ejemplos. Estos materiales son aleaciones. Una aleación es un material metálico que consiste en 2 o más elementos, generalmente metales.

Algunos pares de metales son solubles uno en otro en todas proporciones. Las aleaciones hechas de estos pares producen soluciones sólidas, por ejemplo, cobre-níquel. Algunos pares no se disuelven completamente uno en otro, entonces, las aleaciones de esos pares son mezclas heterogéneas, tales como aluminio-silicio.

La solubilidad de un metal en otro es determinada principalmente por los tamaños relativos de los átomos. Los metales con átomos de tamaño similar tienden a ser solubles uno en otro así como los elementos cuyos átomos son mucho más pequeños que los del otro elemento.

El acero es una aleación de hierro y del no metal carbono, siendo su contenido de carbón igual al 2%. Los fabricantes añaden otros elementos para darle propiedades especiales.

El hierro sólo, sufre corrosión. El acero inoxidable que no sufre corrosión, se obtiene al añadirle cromo y níquel a la aleación de hierro y carbono. El tungsteno añadido al hierro produce un acero que retiene su dureza aún a temperaturas altas, y este acero es usado en la fabricación de herramientas cortadoras de metal. Los aceros que contienen manganeso son muy duros y se utilizan en maquinaria para partir piedras o rocas. El vanadio produce un acero muy resistente que se usa entre otras cosas para fabricar los cigueñales en los motores de automóviles.

Explorando más allá

1. ¿Cómo se clasifican las aleaciones?
2. Examina un diagrama de fases para una aleación y aprende a interpretarlas diferentes áreas del diagrama.

Smoot R.C., et al., "Chemistry", Mcmillan/McGraw-Hill, pág 310, 1993

PRACTICAS DE LABORATORIO

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



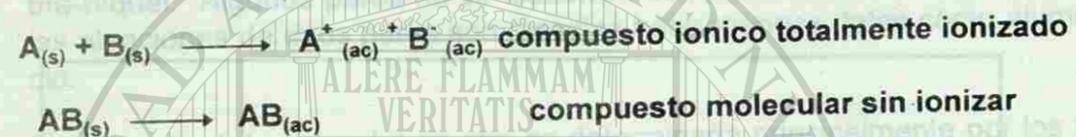
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Almidón
Ácido láctico
Agua destilada
Alcohol etílico
Glucosa

Práctica de laboratorio 4.1 Predicción de enlace mediante conductividad

INTRODUCCION

Las sustancias iónicas se disuelven en agua y sus iones se separan. Algunas sustancias moleculares que se disuelven en agua permanecen en forma molecular. Estos procesos pueden representarse mediante las ecuaciones siguientes:



En los dos primeros casos, las sustancias cambian físicamente ya que pasan de una colección de partículas en estado sólido a partículas separadas en solución acuosa.

En el primer caso las partículas se separan en iones mientras que en el segundo permanecen en forma molecular.

En este experimento, utilizarás un probador de conductividad eléctrica para determinar el grado de ionización de las sustancias en solución acuosa y por lo tanto identificarás su enlace químico.

OBJETIVO

1. Medir la conductividad de las soluciones.
2. Clasificar las sustancias como conductoras, o no conductoras.
3. Relacionar la conductividad con el tipo de enlace.

MATERIALES

- 1 Probador de conductividad eléctrica
- NH_3
- 1 Batería de 9V
- 1 popote
- 1 microplato de hoyos
- 1 pipeta de tallo delgado

REACTIVOS

- Solución 0.1 M de: $NaCl$
- H_2SO_4 0.05M
- Solución al 5% de KNO_3
- Acido cítrico
- $Co(OH)_2$ Acido acético
- Almidón
- NH_4Cl Acido láctico
- Agua destilada.
- $Na_2C_2O_4$ Alcohol etílico
- $Al(NO_3)_3$ Glicerina
- $Ba(OH)_2$

PROCEDIMIENTO

1. Coloca 10 gotas de las soluciones de prueba en cada hoyo del microplato identifícalas con su fórmula en la hoja adjunta.
2. Inserta los electrodos del probador en cada solución.
3. Observa la conductividad de cada solución comparando la intensidad de brillo del probador en cada una.
4. Registra tus observaciones en la hoja que representa la figura del microplato. Usa el sistema código: C= Conductión; PC= Conductión parcial.
5. Transfiere la solución del H_2SO_4 en el hoyo del $Ba(OH)_2$ y registra la conductividad de la nueva solución.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS

1. Usa el código indicado en el paso 4 de la parte II para registrar sus observaciones.
2. Elabora una tabla agrupando las soluciones como conductores, no conductores y parcialmente conductores basándote en tus observaciones y establece su relación con su tipo de enlace.

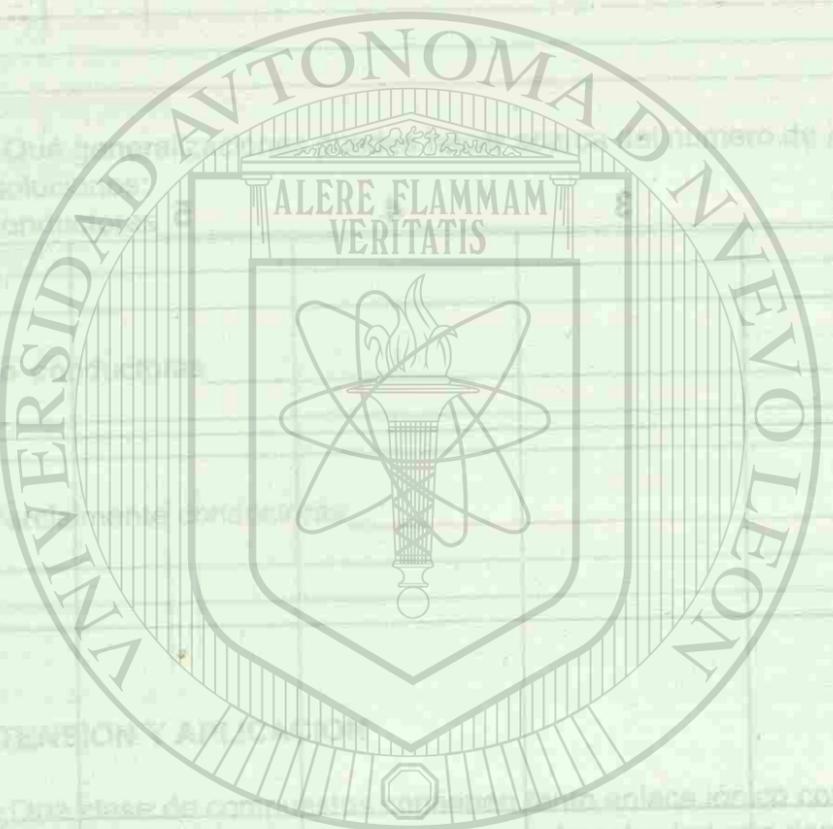
3. ¿Qué le ocurrió a la conductividad de la solución de $Ba(OH)_2$ al agregarle el H_2SO_4 ? Explica tu respuesta.

V

FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO

GUIA DE UNIDAD

POSICIONACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
2 Dias-4 h	<p>1. IONES Y ATOMOS</p> <p>Carga ionica de elementos Iones monoatómicos y poliatómicos Reglas para nombrar y escribir iones Fórmulas químicas</p>	<p>LC 5.1 Compuestos de uso común ACT 5.1 y 5.2 ACT 5.3</p> <p>LC 5.2 Lista de cationes ACT 5.4 y 5.5 LC 5.2 Lista de Aniones ACT 5.6</p>	<p>Libro: 4.2 Pág. 62 Guía: Pág. 270</p> <p>Libro: 4.1 Pág. 61, 4.3 Pág. 64 Guía: Pág. 271 Guía: Pág. 272</p>
0.5 Día-1h	<p>2. CLASIFICACION DE COMPUESTOS</p> <p>De acuerdo al número de elementos</p> <p>Binarios Temarios Poliatómicos</p> <p>Según sus propiedades</p> <p>Acidos Salas Bases o hidróxidos Oxidos</p>	<p>ACT 5.7</p> <p>LE 5.1 Materiales peligrosos en el hogar</p> <p>LE 5.2 Polvo de hornear</p>	<p>Libro: 4.4 Pág. 67</p> <p>Guía: Pág. 280</p> <p>Guía: Pág. 281</p>



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO

GUIA DE UNIDAD

DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
2.5 Días-6 h	3. REGLAS DE NOMENCLATURA PARA COMPUESTOS Acidos: hidrácidos y oxiácidos Sales: haluros, oxisales, ácidos, básicas e hidratadas Bases o hidróxidos Oxidos: básicos y ácidos	LC 5.3 Diagrama de compuestos binarios y ternarios ACT 5.8 LC 5.4 Lista de ácidos ACT 5.9, 5.10 y 5.11 ACT 5.12 ACT 5.13 ACT 5.14	Guia. Pág. 273 Libro: 4.4 Pág. 67 Guia. Pág. 275 Libro: 24.4 Pág. 466, 24.5 Pág. 467 Libro: 24.8 Pág. 470; 16.10 Pág. 312 Libro: 24.6 Pág. 468

0.5 Días-1 h

4. SUSTANCIAS INORGANICAS DE :

- Uso común
- Uso doméstico
- Uso industrial

ACT 5.15

LE 5.3 Limpiadores y blanqueadores

Guia: Pág. 282

AUTOEVALUACION

Guia: Pág. 265

Fórmulas y nombres UNIDAD V

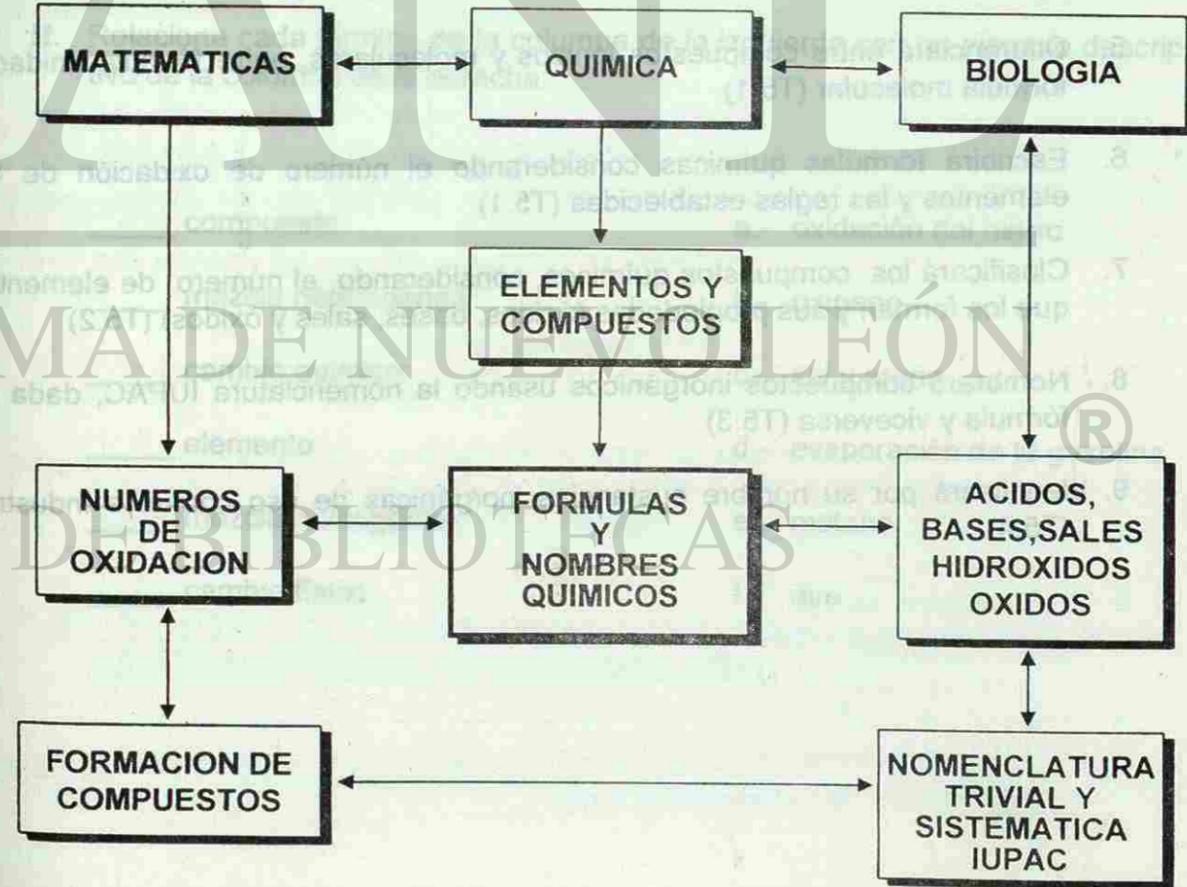
Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

Actividad 5.1 Examen diagnóstico

OBJETIVO

Clasificar las sustancias de acuerdo a sus propiedades químicas y al número de elementos que las forman reconociendo las sustancias de uso común. Aplicar el sistema internacional de nomenclatura en iones y compuestos.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO

GUIA DE UNIDAD

DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
2.5 Días-6 h	<p>3. REGLAS DE NOMENCLATURA PARA COMPUESTOS</p> <p>Acidos: hidrácidos y oxiácidos Sales: haluros, oxisales, ácidos, básicas e hidratadas Bases o hidróxidos Oxidos: básicos y ácidos</p>	<p>LC 5.3 Diagrama de compuestos binarios y ternarios</p> <p>ACT 5.8</p> <p>LC 5.4 Lista de ácidos</p> <p>ACT 5.9, 5.10 y 5.11</p> <p>ACT 5.12</p> <p>ACT 5.13</p> <p>ACT 5.14</p>	<p>Guia. Pág. 273</p> <p>Libro: 4.4 Pág. 67</p> <p>Guia. Pág. 275</p> <p>Libro: 24.4 Pág.466,24.5 Pág.467</p> <p>Libro:24.8 Pág.470; 16.10 Pág.312</p> <p>Libro: 24.6 Pág. 468</p>

0.5 Días-1 h

4. SUSTANCIAS INORGANICAS DE :

- Uso común
- Uso doméstico
- Uso industrial

ACT 5.15

LE 5.3 Limpiadores y blanqueadores

AUTOEVALUACION

Guia: Pág. 282

Guia: Pág. 265

Fórmulas y nombres químicos. UNIDAD V

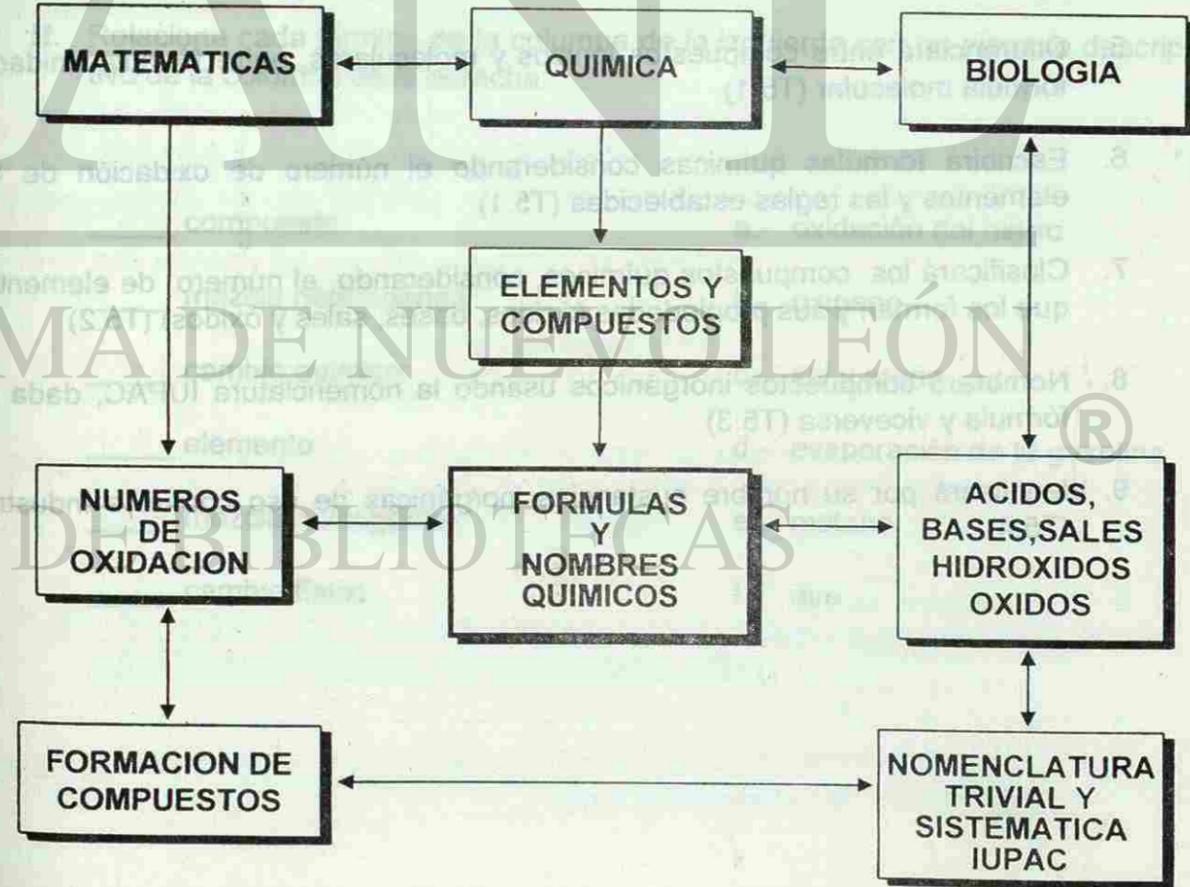
Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

Actividad 5.1 Examen diagnóstico

OBJETIVO

Clasificar las sustancias de acuerdo a sus propiedades químicas y al número de elementos que las forman reconociendo las sustancias de uso común. Aplicar el sistema internacional de nomenclatura en iones y compuestos.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de esta unidad, el estudiante:

1. Explicará la importancia de la nomenclatura sistemática para nombrar compuestos químicos (T5.1)
2. Calculará el número de oxidación de los elementos en fórmulas de compuestos (T5.1)
3. Describirá cómo los átomos forman iones: aniones y cationes, monoatómicos y poliatómicos (T5.1)
4. Nombrará los iones, dada su fórmula y viceversa (T5.1)
5. Diferenciará entre compuestos iónicos y moleculares, entre fórmula unidad y fórmula molecular (T5.1)
6. Escribirá fórmulas químicas considerando el número de oxidación de los elementos y las reglas establecidas (T5.1)
7. Clasificará los compuestos químicos, considerando el número de elementos que los forman y sus propiedades (ácidos, bases, sales y óxidos) (T5.2)
8. Nombrará compuestos inorgánicos usando la nomenclatura IUPAC, dada su fórmula y viceversa (T5.3)
9. Identificará por su nombre sustancias inorgánicas de uso común e industrial (T5.4)

Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

Actividad 5.1 Examen diagnóstico

I. En la siguiente lista de sustancias, escribe frente a cada una de ellas una C si se trata de un compuesto, una M si se trata de una mezcla y una E si es un elemento:

_____ oro _____ sal _____ Coca-cola _____ dióxido de carbono

_____ agua de mar _____ gasolina _____ gas natural _____ vapor de agua

_____ nitrógeno _____ limonada _____ cal apagada _____ mercurio

II. Relaciona cada término de la columna de la izquierda con un ejemplo descriptivo de la columna de la derecha:

- | | |
|--------------------------|--------------------------------|
| _____ compuesto | a.- oxidación del hierro |
| _____ mezcla heterogénea | b.- oxígeno |
| _____ cambio químico | c.- sal y arena |
| _____ elemento | d.- evaporación de la gasolina |
| _____ mezcla homogénea | e.- metano |
| _____ cambio físico | f.- aire |

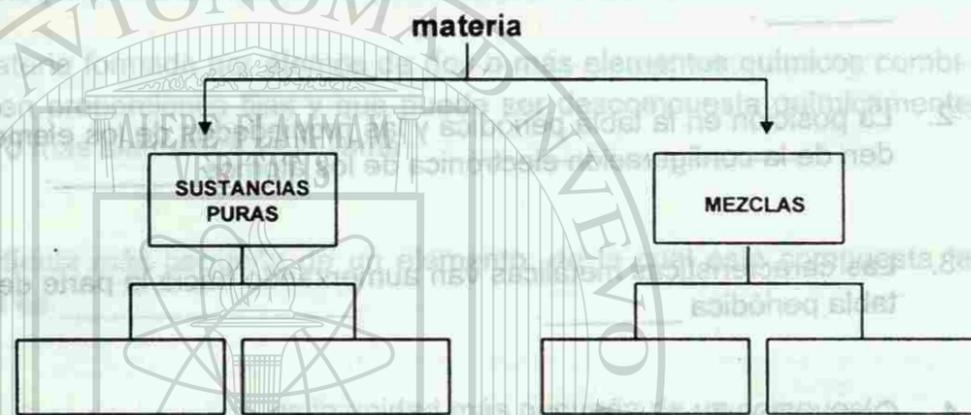
III. Completa los siguientes enunciados

- _____ es una sustancia formada por una sola clase de átomos y que no puede descomponerse en sustancias más simples.
- A la materia formada por átomos de dos o más elementos químicos combinados en proporciones fijas y que puede ser descompuesta químicamente en dos o más elementos se le llama _____.
- La partícula más pequeña de un elemento, de la cual está compuesta la materia es _____.
- _____ es la unidad más pequeña de un compuesto.
- Los metales son elementos que presentan _____, generalmente son buenos conductores de _____ y _____ y se encuentran _____ de la tabla periódica.
- A los elementos que se encuentran a la derecha de la tabla periódica y muestran características diferentes a los metales, se les conoce como _____.
- _____ es la carga aparente de un átomo.
- A la energía necesaria para remover el electrón más externo de un átomo neutro se le conoce como _____.
- Los metales tienen _____ afinidad electrónica; los no metales poseen una _____ afinidad electrónica.
- La tendencia relativa de un átomo para atraer los electrones hacia sí al estar enlazados con otro átomo se le llama _____.

IV. Escribe una F o una V, según los siguientes enunciados sean falsos o verdaderos. Corrige los que sean falsos

- Los elementos y compuestos se clasifican como sustancias puras y mezclas _____.
- La posición en la tabla periódica y las propiedades de los elementos dependen de la configuración electrónica de los átomos _____.
- Las características metálicas van aumentando hacia la parte de arriba de la tabla periódica _____.
- Generalmente, los metales tienen menos electrones en su nivel externo que los no-metales _____.
- A los elementos con tres o menos electrones en su nivel externo se les considera como no metales _____.
- Los átomos más estables son los de los gases nobles, debido a que cumplen con la Regla del Octeto _____.
- Los metales tienen bajas energías de ionización _____.
- Los no metales poseen baja afinidad electrónica _____.
- Los miembros del grupo IV A generalmente reaccionan compartiendo sus electrones y no por transferencia de éstos _____.
- Los metales más activos tienen bajas electronegatividades, los no metales más reactivos tienen electronegatividades altas _____.

V. Completa el siguiente diagrama conceptual acerca de la clasificación de la materia.



Actividad 5.2 Recordando conceptos

1. A manera de repaso, explica o define los siguientes términos:

Enlace iónico:

Enlace covalente:

Símbolo:

Regla del Octeto:

No. de oxidación:

2. Para que repases los nombres y símbolos de los elementos, lee los que aparecen en la tabla 4.1 Pág. 62 de tu libro de texto. Observa que están acomodados por orden alfabético, lo que facilita su aprendizaje.

3. Escribe ocho elementos cuyo nombre empiece con la letra A y ocho elementos con la letra C.

4. Indica cuáles letras del alfabeto no se utilizan en los símbolos de los elementos.

5. Escribe el nombre y símbolo de cinco elementos, cuyos nombres se derivan de astros.

6. Escribe el nombre de todos los elementos cuyo símbolo se representa con una sola letra.

3. Contesta lo que a continuación se pide:

a) ¿Qué es un ion?

b) ¿Qué es un catión?

c) ¿Qué es un anión?

d) Dibuja un diagrama conceptual donde se vea claramente la clasificación de iones, de acuerdo a su carga y al número de elementos que lo forman.



e) Escribe 10 ejemplos de cada tipo de ion.

a) Azufre

b) Plomo

c) Zinc

d) Argón

e) Bromo

f) Utilizando la configuración electrónica, describe la formación del ion sodio y del ion cloruro.

4. Completa la siguiente tabla

Símbolo del elemento	Electrones ganados o perdidos	Fórmula del ion	Nombre del ion
Ca	pierde 2 electrones		
F		Al^{3+}	
S	gana 2 electrones		
O		O^{2-}	
Fe	pierde 2 electrones	Na^+	ion sodio
Fe		Fe^{3+}	

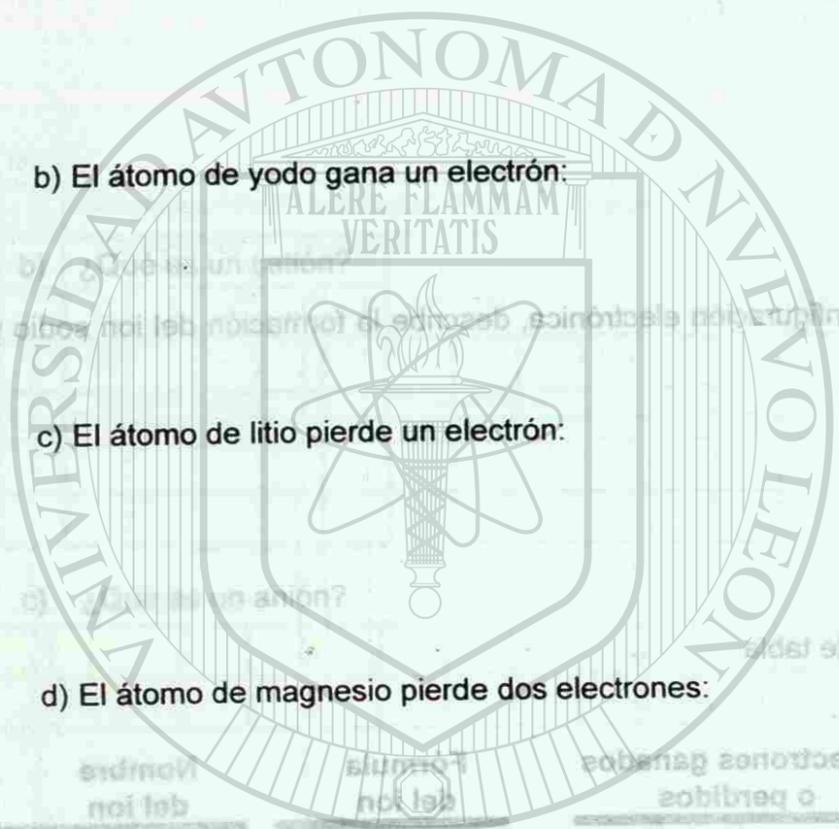
5. Mediante la configuración electrónica, describe la formación de los siguientes iones:

a) El átomo de bario pierde dos electrones:

b) El átomo de yodo gana un electrón:

c) El átomo de litio pierde un electrón:

d) El átomo de magnesio pierde dos electrones:



e) El átomo de oxígeno gana dos electrones:

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

6. De acuerdo a su posición en la tabla periódica, ¿cuál es la carga de los iones que forman los siguientes elementos?

a) Azufre _____

b) Plomo que pierde cuatro electrones _____

c) Zinc _____

d) Argón _____

e) Bromo _____

f) Bario _____

g) Cobre que pierde un electrón _____

7. Escribe el símbolo de los siguientes iones. Asegúrate de incluir la carga.

a) Ion yoduro _____

b) Ion calcio _____

c) Ion potasio _____

d) Ion aluminio _____

e) Ion plata _____

f) Ion cloruro _____

g) Ion óxido _____



Actividad 5.4 Iones

1. Nombra los siguientes iones:

- a) Bi^{3+} _____ g) Br^- _____
- b) I^- _____ h) S^{2-} _____
- c) Li^+ _____ i) Na^+ _____
- d) NH_4^+ _____ j) Li^+ _____
- e) F^- _____ k) Mg^{2+} _____
- f) H^+ _____ l) Zn^{2+} _____

2. Determina el número de electrones ganados o perdidos en la formación de cada uno de los siguientes iones. Nómbralos también.

- a) K^+ _____
- b) S^{2-} _____
- c) Cl^- _____
- d) Ca^{2+} _____
- e) I^- _____
- f) H^+ _____

3. De acuerdo a la lista de cationes que aparece en la LC 5.2, contesta los siguientes ejercicios:

a) Escribe el nombre y el símbolo de todos los cationes que tienen únicamente número de oxidación 1+.

b) Escribe el nombre y el símbolo de todos los cationes que tienen únicamente número de oxidación 2+.

c) Escribe el nombre y el símbolo de todos los cationes que tienen únicamente número de oxidación 3+.

4. Escribe la fórmula y el nombre de dos cationes poliatómicos.

5. Escribe el símbolo y el nombre de los cationes que se presentan con los siguientes números de oxidación (tienen valencia variable):

	Símbolo	Nombre
a) 1+ y 2+	_____	_____
b) 2+ y 3+	_____	_____
c) 2+ y 4+	_____	_____
d) 3+ y 5+	_____	_____
e) 1+ y 3+	_____	_____

	Símbolo	Nombre
Hierro		
Cobalto		

Actividad 5.5 Nomenclatura de iones

I. Para contestar el siguiente cuestionario, utiliza la tabla periódica para predecir el ion que se forma y utiliza las reglas de nomenclatura para cationes y aniones que aparecen en la LC 5.2.

1. Escribe el símbolo y nombra el ion que es formado de cada elemento de la lista identificando si se trata de un catión o de un anión.

ELEMENTO	SÍMBOLO DEL ION	NOMBRE DEL ION	ANION O CATION
Calcio			
Flúor			
Oxígeno			
Litio			
Yodo			
Hidrógeno			
Nitrógeno			
Aluminio			
Potasio			
Estroncio			
Azufre			
Cloro			
Magnesio			

2. Frente a la fórmula de cada ion positivo(catión), escribe el nombre correspondiente:

Na ⁺ _____	H ⁺ _____	Sn ²⁺ _____
Ag ⁺ _____	Mg ²⁺ _____	Ca ²⁺ _____
Pb ²⁺ _____	Zn ²⁺ _____	Sb ³⁺ _____
Li ⁺ _____	Sr ²⁺ _____	Cu ⁺ _____

3. Consulta la posición que ocupan los siguientes elementos representativos y de transición en la tabla periódica, así como la lista de cationes de la LC 5.2 y asigna los números de oxidación más comunes que presentan. Escribe el símbolo del ion que forman al combinarse.

ELEMENTO	SÍMBOLO	SÍMBOLO DEL ION
Arsénico		
Estaño		
Plomo		
Zinc		
Cadmio		
Mercurio		
Cobre		
Plata		
Níquel		
Cromo		
Manganeso		
Hierro		
Cobalto		

4. Frente al nombre de cada catión, escribe el símbolo correspondiente:

- ion cobre (I) (cuproso) _____ ion plata _____
- ion níquel (II) _____ ion mercurio (I) _____
- ion hierro (II) (ferroso) _____ ion mercurio (II) _____
- ion hierro (III) (férrico) _____ ion estaño (II) _____
- ion plomo (II) _____ ion estaño (IV) _____
- ion cobre (II) (cúprico) _____ ion manganeso (IV) _____
- ion níquel (III) _____ ion cobalto (II) _____
- ion manganeso (II) _____ ion cobalto (III) _____



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

5. Escribe y nombra el ion o iones formados por cada elemento de la lista.

ELEMENTO	ION	NOMENCLATURA STOCK	NOMENCLATURA CLASICA
Zinc			
Cromo			
Manganeso			
Níquel			
Cobalto			
Cobre			
Plata			
Cadmio			
Hierro			
Antimonio			
Arsénico			
Estaño			
Plomo			
Mercurio			

6. Escribe el nombre de cada uno de los siguientes iones positivos. Utiliza el sistema stock cuando sea necesario.

Ag ⁺	Ni ³⁺	_____	_____
NH ₄ ⁺	Sn ⁴⁺	_____	_____
Cd ²⁺	Sb ⁵⁺	_____	_____
Zn ²⁺	As ³⁺	_____	_____
Be ²⁺	Hg ²⁺	_____	_____
Al ³⁺	Au ³⁺	_____	_____
Fe ²⁺	Fe ³⁺	_____	_____
Cu ⁺	Cu ²⁺	_____	_____
Mn ²⁺	Ni ³⁺	_____	_____

Actividad 5.6 Escritura de fórmulas

1. De los elementos que aparecen a continuación, ¿cuáles se encuentran siempre en la naturaleza como átomos individuales?

- | | |
|-------------|-------------|
| a. carbono | f. helio |
| b. kriptón | g. neón |
| c. magnesio | h. aluminio |
| d. cloro | i. azufre |
| e. oro | j. plata |

2. Escribe la fórmula de las siguientes moléculas diatómicas

- | | | | |
|--------------|-------|--------------|-------|
| a. cloro | _____ | e. yodo | _____ |
| b. bromo | _____ | f. flúor | _____ |
| c. hidrógeno | _____ | g. nitrógeno | _____ |
| d. oxígeno | _____ | | |

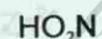
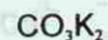
3. De las siguientes fórmulas de compuestos, ¿cuáles son de naturaleza iónica y cuáles de naturaleza molecular?

- | | | | | | |
|---------------------------------|-------|-----------------|-------|---------------------------------|-------|
| Na ₂ O | _____ | CH ₄ | _____ | CH ₃ OH | _____ |
| Na ₂ SO ₄ | _____ | NH ₃ | _____ | Na ₂ SO ₄ | _____ |
| H ₂ O | _____ | NaBr | _____ | OF ₂ | _____ |
| SbI ₃ | _____ | KCl | _____ | HCl | _____ |

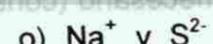
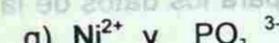
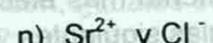
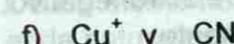
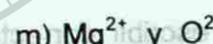
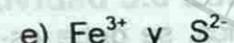
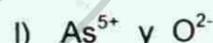
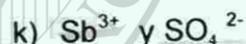
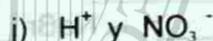
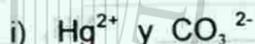
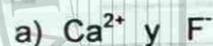
4. Recuerda que para escribir correctamente una fórmula química, se debe escribir primero el elemento más electropositivo y luego el más electronegativo; algunas de las fórmulas siguientes, no están escritas correctamente. Corrige cuando sea necesario (consulta la tabla periódica para los datos de la electronegatividad).

- | | | | |
|--------------------------------|-------|-------------------------------|-------|
| H ₃ N | _____ | OH ₂ | _____ |
| ICl | _____ | P ₂ O ₅ | _____ |
| H ₄ Si | _____ | OK ₂ | _____ |
| O ₅ Sb ₂ | _____ | FeBr ₃ | _____ |
| NaCl | _____ | SNa ₂ | _____ |

5. Escribe en el orden correcto los elementos de las siguientes fórmulas:



6. Escribe la fórmula del compuesto que se forma en cada uno de los siguientes pares.



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

7. Tu maestro te enseñó cómo escribir fórmulas químicas conociendo la carga de iones o los números de oxidación de los elementos. Practica estas reglas completando la siguiente tabla. Busca la neutralidad en la fórmula que escribas.

	Cl ⁻	OH ⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	HCO ₃ ⁻
Na ⁺							
Ca ²⁺							
Al ³⁺							
Mg ²⁺							
K ⁺							
Pb ²⁺							
Fe ³⁺							
Sn ⁴⁺							
Cu ²⁺							
Co ³⁺							

Actividad 5.7 Clasificación de compuestos

1. Habiendo aprendido la forma de clasificar los compuestos por su número de elementos y por sus propiedades químicas, completa la siguiente tabla:

CLASIFICACION DE COMPUESTOS

Compuesto	Por el número de elementos	Por las propiedades químicas
K_2SO_4		
$Al(OH)_3$		
Fe_2O_3		
$LiCN$		
$(NH_4)_3PO_4$		
H_2CO_3		
$Ca(C_2H_3O_2)_2$		
$AgNO_3$		
$CuSO_4$		
SnF_4		
H_2SO_4		
SO_3		
$BaCl_2$		
$NaHCO_3$		
$MgBr_2$		
CO_2		
Na_2SiO_3		
HCN		
$NaClO$		
CaC_2O_4		
$KMnO_4$		
$MnCl_2$		
$Cd(OH)_2$		
PbO_2		
P_2O_5		

2. Elabora un cuadro sinóptico o diagrama conceptual, mostrando la clasificación de los compuestos, de acuerdo al número de elementos que lo forman y a sus propiedades.

f. Cinco óxidos

3. Clasifica los siguientes compuestos por su número de elementos en: binarios, ternarios y poliatómicos.

KCl

 Al_2O_3 $NaNO_3$ $K_3Fe(CN)_6$

HgO

CO

 $Ba(OH)_2$ Na_3PO_4

HBr

BaO

 H_2SO_3

HCN

 NO_2 $Na_2Cr_2O_7 \cdot 7H_2O$ $NaAl(SO_4)_2$ SO_3

4. Clasifica los compuestos del ejercicio anterior, escribiendo frente a ellos si se trata de un ácido, hidróxido, sal, óxido metálico u óxido no metálico.

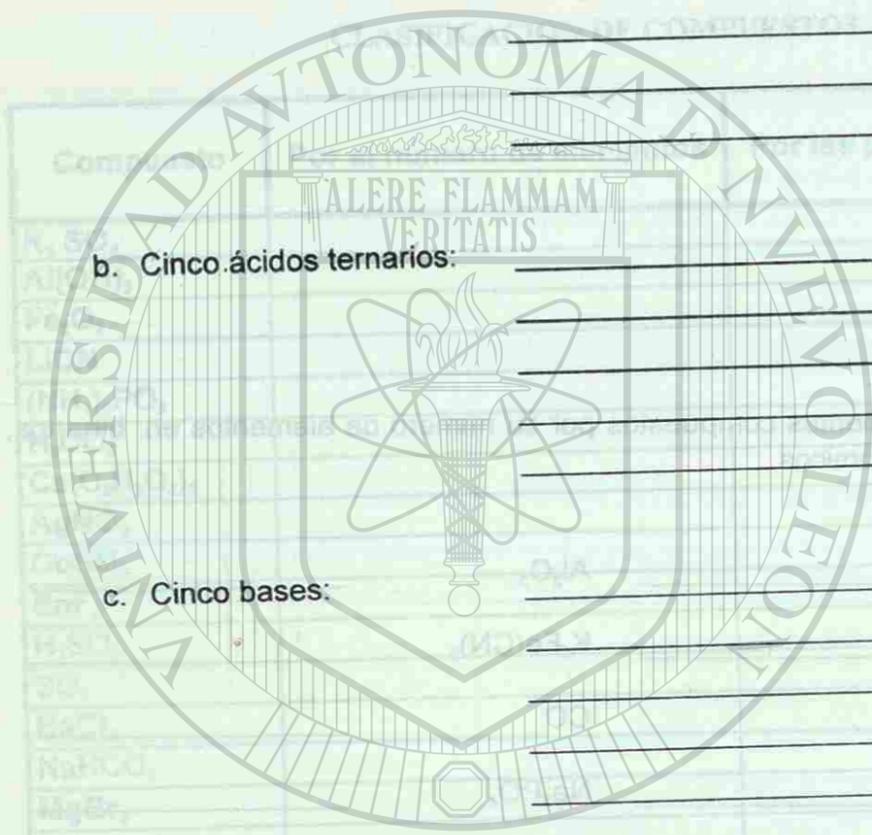
5. Escribe fórmulas de lo que a continuación se solicita:

a. Cinco ácidos binarios: _____

b. Cinco ácidos ternarios: _____

c. Cinco bases: _____

d. Cinco sales binarias: _____



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

e. Cinco sales ternarias: _____

f. Cinco óxidos: _____

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula

Actividad 5.8 Nomenclatura de ácidos

1. Escribe la fórmula y el nombre de los principales ácidos binarios llamados también hidrácidos.

Fórmula

Nombre

2. Recordando que en los ácidos ternarios la valencia del oxígeno es 2- y que el cloro, bromo y yodo pueden tener valencia 1+, 3+, 5+ y 7+, escribe las fórmulas y nombres de todos los ácidos que teóricamente pueden formarse.

CON CLORO		CON BROMO		CON YODO	
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre

3. Escribe la fórmula de los siguientes ácidos, fijate bien para que no los confundas.

- Acido sulfhídrico _____ Acido fosfórico _____
- Acido sulfuroso _____ Acido bórico _____
- Acido sulfúrico _____ Acido carbónico _____
- Acido nitroso _____ Acido crómico _____
- Acido nítrico _____ Acido mangánico _____
- Acido fosforoso _____ Acido permangánico _____

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

4. Nombra los siguientes ácidos.

- 1. HCl _____
- 2. HClO₄ _____
- 3. H₃PO₄ _____
- 4. HNO₃ _____
- 5. HClO₂ _____
- 6. HF _____
- 7. HClO₂ _____
- 8. H₂SO₄ _____
- 9. H₂S _____
- 10. HClO₃ _____
- 11. H₂CO₃ _____
- 12. H₂SO₃ _____

5. Escribe la fórmula correcta de los ácidos siguientes:

- 1. Acido bromhídrico _____
- 2. Acido bromoso _____
- 3. Acido fosforoso _____
- 4. Acido nitroso _____
- 5. Acido perclórico _____
- 6. Acido carbónico _____
- 7. Acido crómico _____
- 8. Acido clórico _____
- 9. Acido sulfúrico _____
- 10. Acido yodhídrico _____
- 11. Acido cianhídrico _____
- 12. Acido acético _____

Actividad 5.9 Sales binarias

1. Completa la siguiente tabla:

Acido binario		Anión formado	
fórmula	nombre	fórmula	nombre
HF	Acido fluorhídrico	F ⁻	Ion fluoruro
HCl	_____	_____	_____
HBr	_____	_____	_____
HI	_____	_____	_____
H ₂ S	_____	_____	_____

2. A manera de cuadro, combina los seis aniones siguientes con todos los cationes que aparecen en la LC 5.2, escribiendo sin error la fórmula de la sal formada y el nombre correspondiente. Ejemplo:

cación \ anión	H ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Cu ⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺
Cl ⁻			KCl cloruro de potasio					
Br ⁻								
I ⁻								
F ⁻								
S ²⁻								
CN ⁻								

Actividad 5.10 Oxisales

1. Completa la siguiente tabla:

Acido			Anión formado	
fórmula	nombre		fórmula	nombre
H ₂ SO ₃	Acido sulfuroso	-2H ⁺ →	SO ₃ ²⁻	Ion sulfito
H ₂ SO ₄		-2H ⁺ →		
HClO		-H ⁺ →		
HClO ₂		-H ⁺ →		
HClO ₃		-H ⁺ →		
H ₃ PO ₃		-3H ⁺ →		
H ₃ PO ₄		-3H ⁺ →		
HMnO ₄		-H ⁺ →		
HNO ₃		-H ⁺ →		
HNO ₂		-H ⁺ →		
HIO ₄		-H ⁺ →		
HIO ₃		-H ⁺ →		
HIO ₂		-H ⁺ →		
HIO		-H ⁺ →		

2. En la lista siguiente se representan las fórmulas de algunos aniones poliatómicos comunes sin su carga iónica. Asigna la carga iónica y el nombre a cada uno de los mismos. Puedes consultar la LC 5.2, donde aparece una lista de aniones.

FORMULA	CARGA IÓNICA	NOMBRE
OH		
ClO		
ClO ₂		
ClO ₃		
ClO ₄		
SO ₃		
SO ₄		
NO ₂		
NO ₃		
CO ₃		
PO ₄		
AsO ₄		
CrO ₄		
CN		
MnO ₄		
C ₂ H ₃ O ₂		
BrO ₃		

3. En un papel cuadriculado grande, forma una tabla como la de la actividad 5.9-2 con todos los cationes (49) y aniones (38) que aparecen en la LC 5.2.

4. Asigna el nombre a los compuestos representados por las siguientes fórmulas y clasifica cada uno por el número de elementos que los forman.

- | | |
|--|--|
| a) NaCl | m) Fe ₂ (SO ₄) ₃ |
| b) BaF ₂ | n) KCN |
| c) AlI ₃ | ñ) Ca ₃ (PO ₄) ₂ |
| d) Cu(NO ₃) ₂ | o) Ag ₂ CO ₃ |
| e) PbCrO ₄ | p) SnSO ₃ |
| f) Na ₂ SO ₄ | q) (NH ₄) ₂ S |
| g) (NH ₄) ₂ CO ₃ | r) SbBr ₅ |
| h) Ba ₃ (PO ₃) ₂ | s) Mg(MnO ₄) ₂ |
| i) KNO ₃ | t) K ₂ Cr ₂ O ₇ |
| j) MnSO ₄ | u) Li ₂ CO ₃ |
| k) Co(ClO) ₂ | v) SnS ₂ |
| l) NaMnO ₄ | w) Cu ₂ SO ₄ |

5. Escribe la fórmula correcta de las siguientes sales.

- | | |
|-----------------------------|-------|
| a) Fosfato de calcio | _____ |
| b) Carbonato de sodio | _____ |
| c) Yodato de magnesio | _____ |
| d) Sulfato de manganeso(II) | _____ |
| e) Clorato de potasio | _____ |

- f) Bromato de amonio _____
- g) Yoduro de plata _____
- h) Hipoclorito de cobalto(II) _____
- i) Permanganato de sodio _____
- j) Hipoclorito de sodio _____
- k) Peryodato de bario _____
- l) Nitrato de fierro (III) _____
- m) Cloruro ferroso _____
- n) Sulfuro de antimonio (V) _____
- ñ) Fosfito de bario _____
- o) Nitrito de potasio _____
- p) Sulfato de cobre (I) _____
- q) Sulfito de calcio _____
- r) Perbromato de litio _____
- s) Cianuro de níquel (III) _____
- t) Fosfato de estaño (IV) _____
- u) Cromato de zinc _____
- v) Dicromato de sodio _____

6. Escribe la fórmula y el nombre de los siguientes compuestos, según la nomenclatura stock.:

COMPUESTO STOCK	FORMULA	NOMENCLATURA
Yoduro estanoso	_____	_____
Sulfato férrico	_____	_____
Cloruro plumboso	_____	_____
Sulfuro cuproso	_____	_____

- Cianuro ferroso _____
- Sulfato cobaltoso _____
- Fosfato mercúrico _____
- Bromato cúprico _____

Actividad 5.11 (a) Sales dobles, sales ácidas y sales hidratadas

1. Escribe la fórmula correcta para los siguientes compuestos:

- Sulfato de sodio decahidratado _____
- Carbonato de potasio e hidrógeno _____
- Sulfato de potasio y fierro (III) _____
- Bicarbonato de amonio _____
- Fosfato de sodio y dihidrógeno _____
- Dicromato de litio y sodio _____
- Sulfato de cobre pentahidrato _____
- Dicromato de sodio dihidratado _____
- Fosfato de amonio y magnesio hexahidrato _____

II. Escribe las fórmulas de los siguientes óxidos y especifica su estado de oxidación.

- 1. Óxido de zinc _____
- 2. Óxido de bismuto(III) _____
- 3. Óxido de níquel(II) _____
- 4. Óxido estánico _____
- 5. Pentóxido de yodo _____
- 6. Óxido de litio _____
- 7. Pentóxido de arsénico _____
- 8. Óxido de vanadio(V) _____
- 9. Óxido de cobalto(II) _____
- 10. Óxido de hierro(II) _____
- 11. Óxido de cobalto(III) _____
- 12. Óxido de vanadio(V) _____

2. Escribe el nombre correcto de las siguientes sales ácidas e hidratadas:

- | | |
|---|---|
| KH_2PO_4 | $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ |
| $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$ | $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ |
| NaHCO_3 | CsHSO_3 |
| $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ | $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_3)_3$ |
| BaHPO_4 | $\text{NiCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ |

Actividad 5.12 Hidróxidos

1. Escribe el nombre correcto de las siguientes bases, de acuerdo a las nomenclaturas clásica y stock:

- NH_4OH _____
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$ _____
- $\text{Mn}(\text{OH})_4$ _____
- NaOH _____
- LiOH _____
- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ _____
- $\text{Zn}(\text{OH})_2$ _____
- $\text{Ni}(\text{OH})_3$ _____
- $\text{Co}(\text{OH})_3$ _____
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ _____

2. Representa mediante fórmulas los siguientes hidróxidos:

- a.- Hidróxido de cobre (II) _____
- b.- Hidróxido estanoso _____

- c.- Hidróxido de berilio _____
- d.- Hidróxido de cobalto (III) _____
- e.- Hidróxido de hierro (II) _____
- f.- Hidróxido de manganeso (II) _____
- g.- Hidróxido de mercurio (II) _____
- h.- Hidróxido de plata _____
- i.- Hidróxido de potasio _____
- j.- Hidróxido de bario _____

Actividad 5.13 Óxidos

I. Nombra los siguientes compuestos utilizando las nomenclaturas stock y clásica. Determina si son óxidos ácidos o básicos.

- | | | |
|----------------------------------|-----------------------------------|------------------------------------|
| 1. NO_2 _____ | 6. N_2O_5 _____ | 11.- MnO_2 _____ |
| 2. K_2O _____ | 7. CaO _____ | 12.- Li_2O _____ |
| 3. Cu_2O _____ | 8. Fe_2O_3 _____ | 13.- Sb_2O_3 _____ |
| 4. SO_3 _____ | 9. CO_2 _____ | 14.- OsO_4 _____ |
| 5. As_2O_3 _____ | 10. Cl_2O_7 _____ | 15.- NO _____ |

II. Escribe las fórmulas de los siguientes óxidos, y especifica si son metálicos o no metálicos.

- | | |
|----------------------------------|---------------------------------|
| 1. Óxido de zinc _____ | 7. Pentóxido de difósforo _____ |
| 2. Óxido de bismuto(III) _____ | 8. Óxido de arsénico(V) _____ |
| 3. Óxido de Manganeso(III) _____ | 9. Óxido de dinitrógeno _____ |
| 4. Óxido estánico _____ | 10. Óxido de hierro(II) _____ |
| 5. Pentóxido de yodo _____ | 11. Óxido de cobre(I) _____ |
| 6. Óxido de litio _____ | 12. Óxido de vanadio(V) _____ |

Actividad 5.14 Nomenclatura general de compuestos

I. Utilizando los diagramas de flujo presentados en la LC 5.3 y las reglas de Nomenclatura IUPAC, escribe el nombre de cada uno de los compuestos representados por las siguientes fórmulas:

- | | |
|--|--|
| 1.- CaCO_3 _____ | 16.- $\text{Be}_3(\text{PO}_4)_2$ _____ |
| 2.- KMnO_4 _____ | 17.- BaCl_2 _____ |
| 3.- Mg_3P_2 _____ | 18.- Li_2HPO_4 _____ |
| 4.- HNO_2 _____ | 19.- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ _____ |
| 5.- SrBr_2 _____ | 20.- RbNO_3 _____ |
| 6.- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ _____ | 21.- CsClO_3 _____ |
| 7.- Na_2O _____ | 22.- BrF_5 _____ |
| 8.- $\text{Mg}(\text{OH})_2$ _____ | 23.- $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ _____ |
| 9.- NO_2 _____ | 24.- HCN _____ |
| 10.- Cl_2O _____ | 25.- $\text{Co}_2(\text{CrO}_4)_3$ _____ |
| 11.- HClO_4 _____ | 26.- Al_2S_3 _____ |
| 12.- H_2SO_4 _____ | 27.- N_2O_5 _____ |
| 13.- H_2SO_3 _____ | 28.- Fe_2S_3 _____ |
| 14.- HF _____ | 29.- NH_3 _____ |
| 15.- AlP _____ | 30.- NaH_2PO_4 _____ |

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

II. Relaciona las columnas siguientes de nombres y fórmulas químicas.

- | | |
|------------------------------|---|
| () Sulfato de potasio | 1. P_2O_5 |
| () Hidróxido de aluminio | 2. BaCl_2 |
| () Óxido férrico | 3. K_2SO_4 |
| () Cianuro de litio | 4. NaHCO_3 |
| () Fosfato de amonio | 5. $\text{Al}(\text{OH})_3$ |
| () Ácido carbónico | 6. MgBr_2 |
| () Acetato de calcio | 7. Fe_2O_3 |
| () Nitrato de plata | 8. CO_2 |
| () Sulfato de cobre (II) | 9. LiCN |
| () Fluoruro de estaño (IV) | 10. Na_2SiO_3 |
| () Ácido sulfúrico | 11. $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ |
| () Trióxido de azufre | 12. HCN |
| () Cloruro de bario | 13. H_2CO_3 |
| () Carbonato ácido de sodio | 14. NaClO |
| () Bromuro de magnesio | 15. $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ |
| () Dióxido de carbono | 16. CaC_2O_4 |
| () Silicato de sodio | 17. AgNO_3 |
| () Ácido cianhídrico | 18. KMnO_4 |
| () Hipoclorito de sodio | 19. CuSO_4 |
| () Oxalato de calcio | 20. MnCl_2 |
| () Permanganato de potasio | 21. SnF_4 |
| () Cloruro de manganeso(II) | 22. $\text{Cd}(\text{OH})_2$ |
| () Hidróxido de cadmio | 23. H_2SO_4 |
| () Óxido de plomo (IV) | 24. PbO_2 |
| () Pentóxido de difósforo | 25. SO_2 |

III. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

- Carbonato de amonio _____
- Bromuro de estaño (II) _____
- Acido fosfórico _____
- Cianuro de potasio _____
- Monóxido de carbono _____
- Acido peryódico _____
- Clorato de cobre (II) _____
- Oxido de magnesio _____
- Fosfato diácido de calcio _____
- Hidróxido de zinc _____
- Acido fosfoso _____
- Oxido de aluminio _____
- Bromuro de plata _____
- Pentóxido de fósforo _____
- Hidroxido de fierro (II) _____
- Acido bromhídrico _____
- Monóxido de nitrógeno _____
- Sulfito de magnesio _____
- Dicromato de potasio dihidratado _____
- Acido sulfúrico _____
- Hidróxido de bismuto _____
- Bicarbonato de sodio _____
- Hidróxido de cobalto (II) _____
- Acido yodhídrico _____
- Trióxido de azufre _____
- Nitrato de aluminio _____
- Bióxido de carbono _____
- Acido nitroso _____
- Sulfato ferroso heptahidrato _____
- Permanganato de litio _____

IV. Químicograma

Ca ²⁺		Li ⁺		Na ⁺
S ²⁻		I ⁻		O ²⁻
H ⁺		H ⁺		Al ³⁺
PO ₄ ³⁻		Cl ⁻		OH ⁻
K ⁺		Cs ⁺	Fluoruro de Cesio	Rb ⁺
SO ₄ ²⁻		F ⁻		I ⁻
		CsF	Sal Binaria	
H ⁺		Mg ²⁺		Fe ³⁺
ClO ⁴⁻		ClO ⁻		OH ⁻
Ag ⁺		H ⁺		Hg ²⁺
OH ⁻		SO ₃ ²⁻		O ²⁻

Para cada par de iones, busca su correspondiente fórmula en la columna I, su nombre en la columna II y su función química, propiedad o clasificación como compuesto en la columna III. Sigue el modelo del centro.

I	II	III
Fe(OH) ₃	Oxido de mercurio (II)	Sal binaria
RbI	Hidróxido de hierro (III)	Oxido metálico
CsF	Acido sulfuroso	Acido binario o hidrácido
K ₂ SO ₄	Hidróxido de plata	Acido ternario u oxiácido
H ₃ PO ₄	Fluoruro de cesio	Base
CaS	Yoduro de rubidio	Sal ternaria
Na ₂ O	Sulfuro de calcio	
Al(OH) ₃	Oxido de sodio	
LiI	Acido clorhídrico	
HCl	Sulfato de Potasio	
HClO ₄	Acido fosfórico	
Mg(ClO) ₂	Hipoclorito de magnesio	
HgO	Hidróxido de aluminio	
H ₂ SO ₃	Yoduro de litio.	
AgOH	Acido perclórico	

Actividad 5.15 Compuestos de uso común

I. Al terminar el estudio de Unidad V sobre "Nomenclatura Química", forma equipos de trabajo de 3 o 4 personas para realizar la siguiente actividad:

Elaboración de un póster con etiquetas de productos utilizados en la vida diaria que puedes encontrar en la cocina, en el baño, en el botiquín de primeros auxilios, en el tocador, etc.

Requisitos mínimos:

1. Contener 20 a 25 etiquetas de diferentes tipos de productos.
2. Presentar las etiquetas ordenadas en un esquema que muestre la clasificación de los compuestos para especificar de que tipo se trata.
3. Escribir la fórmula del compuesto de cada producto, la cual fue investigada previamente.
4. Explicar la presencia del compuesto en ese producto, es decir, cuál es su función o para qué se está utilizando.

AUTOEVALUACION

I. Selecciona la respuesta correcta:

1. La configuración electrónica del oxígeno es $1s^2 2s^2 2p^4$, pertenece a la familia VI de la tabla periódica, por lo que:
 - A) puede ganar dos electrones
 - B) puede perder dos electrones
 - C) forma el ión O^{2-}
 - D) A y C son correctas
 - E) B y C son correctas
2. Un grupo de la tabla periódica, tiene una configuración electrónica tipo en su capa de valencia igual a ns^2 , por lo que adquiere su configuración de gas noble:
 - A) ganando 4 electrones
 - B) perdiendo 2 electrones
 - C) ganando 6 electrones
 - D) perdiendo 1 electrón
 - E) ganando 8 electrones

3. Un compuesto cuya fórmula es NaClO es empleado como desinfectante en el agua de las albercas, se clasifica como:

- A) un compuesto binario
- B) un compuesto ternario
- C) sal derivada de un oxiácido
- D) hidróxido
- E) B y C son correctos

4. Según la IUPAC, la fórmula de un compuesto se construye colocando primero el elemento más electropositivo y enseguida el elemento más electronegativo. ¿Cuál de las siguientes fórmulas no sigue la regla anterior?

A) KCl B) LiF C) SCa D) RbBr E) BaO

5. ¿Cuál de los siguientes incisos no corresponde el nombre del ion representado?

A) S^{2-} ion sulfuro
 B) N^{3-} ion nitrógeno
 C) CN^- ion cianuro
 D) H^- ion hidruro
 E) F^- ion fluoruro

6. Considerando la posición de cada elemento en la tabla periódica, para determinar el número de oxidación que pueda presentar, ¿cuál de las siguientes fórmulas no es correcta?

A) $AlCl_2$ B) CaI_2 C) K_2S D) $BaBr_2$ E) Li_3N

7. ¿Cuál es el nombre correcto para el CuS ?

A) sulfuro de cobre (I)
 B) sulfuro de cobre (II)
 C) sulfuro cúprico
 D) sulfuro cuproso
 E) B y C son correctos.

8. El P_2O_5 es un compuesto que se emplea en la industria como agente deshidratante, está formado por dos no metales y pertenece a la familia de compuestos llamados:

A) anhídridos B) ácidos C) óxidos metálicos
 D) óxidos no metálicos E) A y D son correctos

9. La fórmula correcta del ácido perclórico es:

A) $HClO$ B) $HClO_2$ C) $HClO_3$
 D) $HClO_4$ E) $HClO_5$

10. El número de oxidación del azufre en el compuesto H_2SO_3 , es:

A) 1+ B) 6+ C) 4+ D) 5+ E) 2-

11. El $CaSO_4$ es la fórmula química del yeso. ¿Cuál es su nombre sistemático?

A) Sulfito de calcio
 B) Sulfato de cadmio
 C) Sulfato de calcio
 D) Persulfato de calcio
 E) Sulfuro de calcio

12. Si el plomo se puede presentar con números de oxidación 2+ y 4+, y el azufre con 2-, 4+ y 6+, en relación a eso, las siguientes fórmulas son correctas, excepto una. Márcala.

A) PbS

B) PbS₂C) PbSO₃D) Pb(SO₄)₂E) Pb₂S

13. ¿Cuál de los siguientes es un óxido metálico?

A) CO

B) CO₂C) SO₃

D) CaO

E) NO₂

14. ¿Cuál de los siguientes es un óxido ácido o anhídrido?

A) SO₃B) N₂O₃C) CO₂D) P₄O₁₀

E) Todos son óxidos ácidos

15. El nombre del compuesto que se forma cuando se combina el ion Fe²⁺ con el ion PO₄³⁻ es:

A) fosfato de hierro (III)

B) fosfito de hierro (II)

C) fosfato de hierro (II)

D) hipofosfito de hierro (II)

E) hipofosfito de hierro (III)

II: Relaciona las siguientes columnas:

16. Óxido básico ()

17. Hidróxido ()

18. Óxido ácido ()

19. Ácido binario ()

A - HI

B - Ni(OH)₂C - N₂O₃

D - NaO

E - KI

III. Relaciona las siguientes columnas

20. H₂O₂ ()21. NaHCO₃ ()

22. CaO ()

23.- KOH ()

A - Sosa cáustica

B - Agua oxigenada

C - Potasa cáustica

D - Cal viva

E - Bicarbonato de sodio

UNIDAD V

LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

LC 5.1 Nombre común aceptado internacionalmente de algunos compuestos

Compuesto	Nombre	Compuesto	Nombre
H ₂ O	agua	CaSO ₄ · 7H ₂ O	yeso
CH ₄	metano	C ₂ H ₅ OH	alcohol
SiH ₄	silano	N ₂ O	gas hilarante
NH ₃	amoníaco	PbO	litargirio
PH ₃	fosfina	CaO	cal viva
AsH ₃	arsina	NaOH	lejía o sosa
Al ₂ O ₃	alúmina	KOH	potasa
NaHCO ₃	bicarbonato de soda	NH ₄ Cl	sal amoniacal
Na ₂ B ₄ O ₇ · 10 H ₂ O	borax	NaNO ₃	nitro de Chile
CaCO ₃	calcita o mármol	Ca(OH) ₂	cal apagada
K ₄ HC ₄ H ₄ O ₆	cremor tártaro	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	azúcar o sacarosa
MgSO ₄ · 7H ₂ O	sal de Epsom	NaCl	sal

Dickson, T.R., "Introducción a la química", Publicación Cultural, 1990

LC 5.2(a) Lista de principales cationes

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1+		Valencia 2+	
H ⁺	hidrógeno	Be ²⁺	berilio
Li ⁺	litio	Mg ²⁺	magnesio
Na ⁺	sodio	Ca ²⁺	calcio
K ⁺	potasio	Sr ²⁺	estroncio
Cs ⁺	cesio	Ba ²⁺	bario
Ag ⁺	plata	Cd ²⁺	cadmio
NH ₄ ⁺	amonio	Zn ²⁺	zinc

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 3+		Valencia 4+	

B ³⁺	boro	Si ⁴⁺	silicio
Al ³⁺	aluminio		

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1+2+		Valencia 1+3+	

Cu ⁺	cobre (I)	Au ⁺	oro (I)
Cu ²⁺	cobre (II)	Au ³⁺	oro (III)
Hg ⁺	mercurio (I)	Tl ⁺	talio (I)
Hg ²⁺	mercurio (II)	Tl ³⁺	talio (III)

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 2+3+		Valencia 2+4+	

Fe ²⁺	hierro (II)	Mn ²⁺	manganeso (II)
Fe ³⁺	hierro (III)	Mn ⁴⁺	manganeso (IV)
Co ²⁺	cobalto (II)	Sn ²⁺	estaño (II)
Co ³⁺	cobalto (III)	Sn ⁴⁺	estaño (IV)
Cr ²⁺	cromo (II)	Pb ²⁺	plomo (II)
Cr ³⁺	cromo (III)	Pb ⁴⁺	plomo (IV)
Ni ²⁺	niquel (II)		
Ni ³⁺	niquel (III)		

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 3+4+		Valencia 3+5+	
Ti ³⁺	titanio (III)	As ³⁺	arsenico (III)
Ti ⁴⁺	titanio (IV)	As ⁵⁺	arsenico (V)
Ce ³⁺	cerio (III)	Sb ³⁺	antimonio (III)
Ce ⁴⁺	cerio (IV)	Sb ⁵⁺	antimonio (V)
		Bi ³⁺	bismuto (III)
		Bi ⁵⁺	bismuto (V)

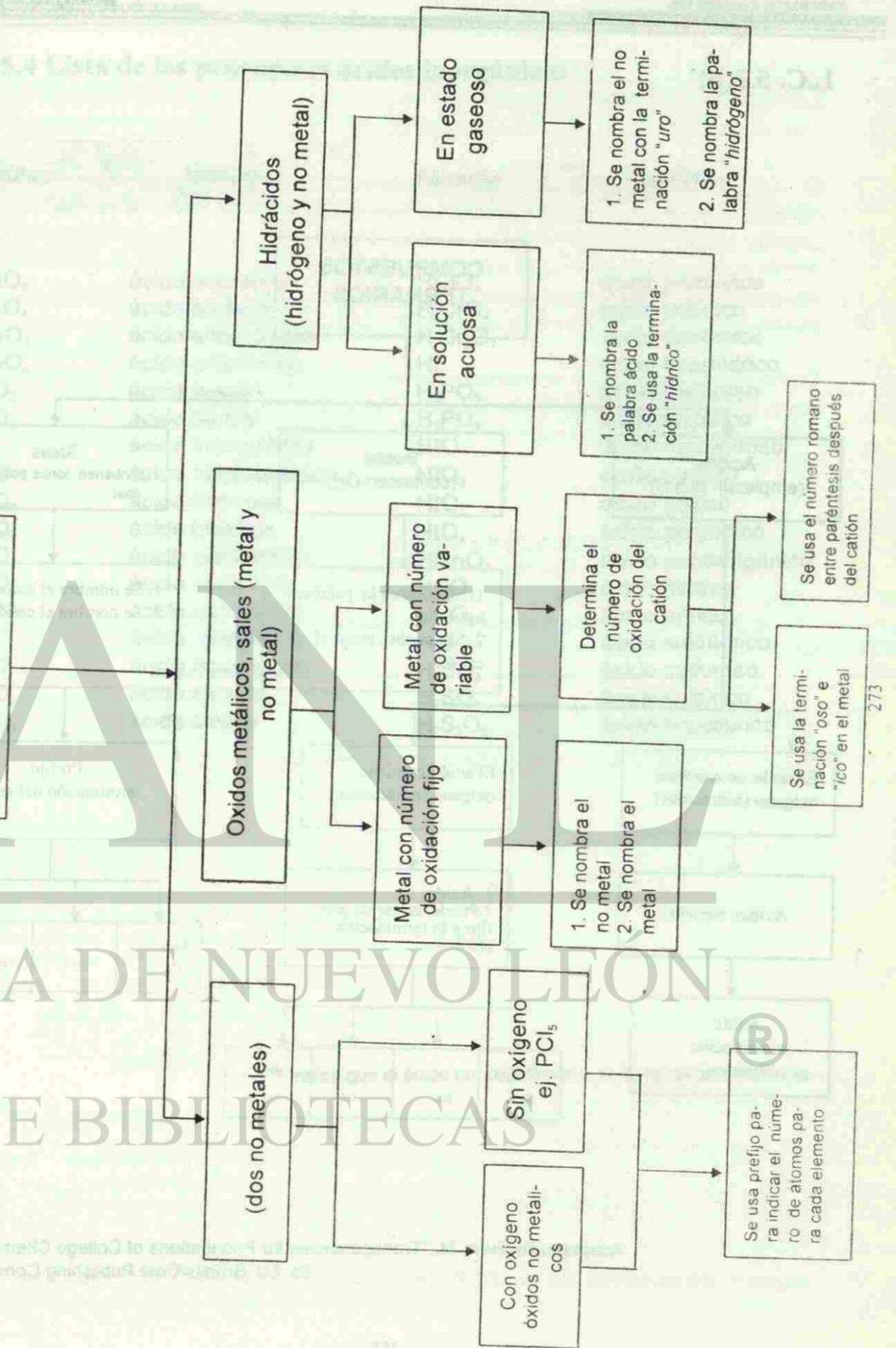
L.C. 5.2 (b) Lista de principales aniones

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1-		Valencia 2-	
H ⁻	hidruro	O ₂ ²⁻	peróxido
F ⁻	fluoruro	O ²⁻	óxido
Cl ⁻	cloruro	S ²⁻	sulfuro
I ⁻	yoduro	SO ₃ ²⁻	sulfito
Br ⁻	bromuro	SO ₄ ²⁻	sulfato
CN ⁻	cianuro	S ₂ O ₃ ²⁻	tiosulfato
OH ⁻	hidróxido	CO ₃ ²⁻	carbonato
ClO ⁻	hipoclorito	CrO ₄ ²⁻	cromato
ClO ₂ ⁻	clorito	Cr ₂ O ₇ ²⁻	dicromato
ClO ₃ ⁻	clorato		
ClO ₄ ⁻	perclorato		
BrO ⁻	hipobromito		
BrO ₂ ⁻	bromito		
BrO ₃ ⁻	bromato		
BrO ₄ ⁻	perbromato		
IO ⁻	hipoyodito		
IO ₂ ⁻	yodito		
IO ₃ ⁻	yodato		
IO ₄ ⁻	peryodato		
NO ₂ ⁻	nitrito		
NO ₃ ⁻	nitrato		
MnO ₄ ⁻	permanganato		
SCN ⁻	tiocianato (sulfocianuro)		

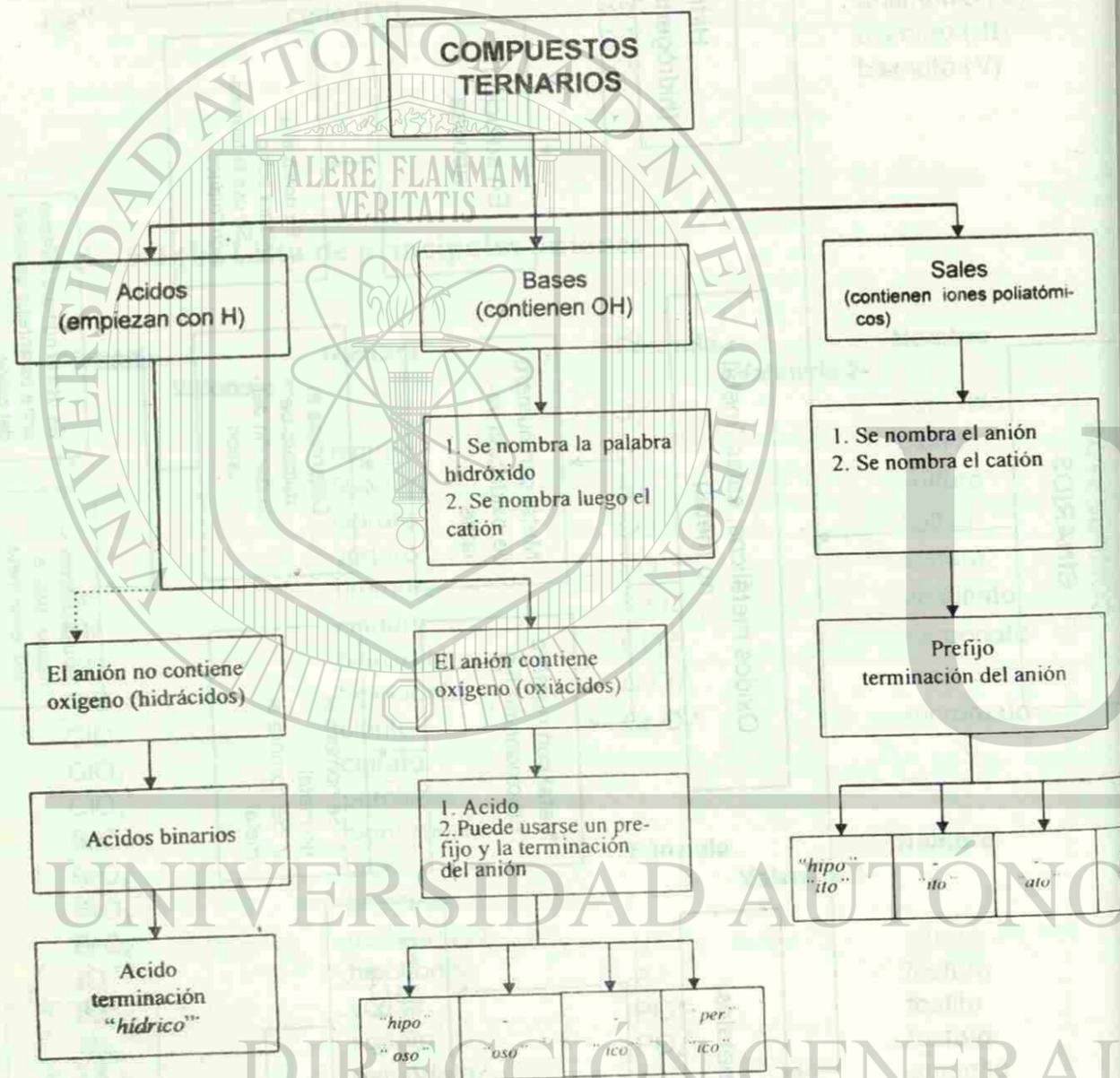
Fórmula	Nombre
Valencia 3-	
N ³⁻	nitruro
P ³⁻	fosfuro
PO ³⁻	fosfito
PO ₄ ³⁻	fosfato
AsO ₃ ³⁻	arsenito
AsO ₄ ³⁻	arseniato

COMPUESTOS BINARIOS

L.C. 5.3(a)



L.C. 5.3(b)



Adaptado de: Hein, M., "Transparencies for Foundations of College Chemistry", 8a. Ed., Brooks/Cole Publishing Company.

LC 5.4 Lista de los principales ácidos inorgánicos

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
H ₃ AsO ₃	ácido arsenoso	HClO ₄	ácido perclórico
H ₃ AsO ₄	ácido arsénico	H ₂ CrO ₄	ácido crómico
H ₃ SbO ₃	ácido antimonioso	H ₂ Cr ₂ O ₇	ácido dicrómico
* H ₃ SbO ₄	ácido antimónico	HF	ácido fluorhídrico
H ₃ BO ₂	ácido boroso	H ₃ PO ₃	ácido fosforoso
H ₃ BO ₃	ácido bórico	H ₃ PO ₄	ácido fosfórico
HBr	ácido bromhídrico	HIO	ácido hipoyodoso
HBrO	ácido hipobromoso	HIO ₂	ácido yodoso
* HBrO ₂	ácido bromoso	HIO ₃	ácido yódico
HBrO ₃	ácido brómico	HIO ₄	ácido peryódico
HBrO ₄	ácido perbrómico	HMnO ₄	ácido permangánico
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	HNO ₂	ácido nitroso
HCN	ácido cianhídrico	HNO ₃	ácido nítrico
HCl	ácido clorhídrico	H ₂ S	ácido sulfhídrico
HClO	ácido hipocloroso	H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso
HClO ₂	ácido cloroso	H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico
HClO ₃	ácido clórico	H ₂ S ₂ O ₃	ácido tiosulfúrico

* Indica que el ácido no existe libre o se duda de su existencia.

LC 5.5 Números de oxidación

El índice (o número) de oxidación, o estado de oxidación, de un elemento es un número entero asignado a dicho elemento en un compuesto o un ion. Este valor permite seguir a los electrones asociados a cada átomo. Los números de oxidación tienen varios usos en la química desde la escritura de fórmulas, la predicción de las propiedades de los compuestos, e incluyendo la ayuda en el balanceo de reacciones de oxidación-reducción en las que se transfieren electrones.

Como punto de partida, el número de oxidación de un elemento sin combinar, independientemente de si su molécula es monoatómica o poliatómica, es cero. Los demás números de oxidación se asignan mediante el siguiente conjunto de reglas, algo arbitrarias:

1. Cualquier elemento en su estado libre tiene un número de oxidación igual a cero (ejemplos: Na, Mg, H₂, O₂, Cl₂).
2. Los metales tienen generalmente números de oxidación positivos.
3. El número de oxidación del hidrógeno en un compuesto o en un ion generalmente es +1. La excepción son los hidruros metálicos, donde el hidrógeno es el segundo de la fórmula que tiene un número de oxidación de -1 (ejemplos: NaH, en donde H es -1, HCl, en donde H es +1).



Figura 1 LAS VARIACIONES EN LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS

4. El número de oxidación del oxígeno en un compuesto o en un ion es generalmente -2, con la excepción de los peróxidos, donde es -1 (ejemplos: en H₂O el O es -2, en H₂O₂, el O es -1).

5. El número de oxidación de un ion monoatómico es el mismo que la carga del ion (ejemplos: Cl⁻, Mg²⁺).

6. La suma algebraica de los números de oxidación para todos los átomos en un compuesto debe ser igual a cero.

7. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos en un ion poliatómico (iones que contienen más de un átomo) debe ser igual a la carga del ion.

Los números de oxidación de muchos elementos se pueden predecir mediante su posición en la Tabla Periódica. En la Fig. 5.1, los grupos de elementos se identifican con su número de oxidación en la parte superior de determinadas columnas. Este número también muestra los números de oxidación para determinados iones comunes.

Los nombres, fórmulas y cargas iónicas de algunos iones poliatómicos comunes aparecen en la tabla 5.2. Se facilita la escritura de fórmulas de compuestos y de ecuaciones químicas cuando se conocen los números de oxidación y las cargas iónicas.

Síganse estos pasos para encontrar el número de oxidación de un elemento dentro de un compuesto.

Paso 1. Escribir el número de oxidación que se conozca debajo del átomo en la fórmula.

Paso 2. Multiplicar cada número de oxidación por el número de átomos del elemento en el compuesto.

Paso 3. Escribir una ecuación que indique la suma de todos los números de oxidación en el compuesto. Recuerdese que esa suma debe ser igual a cero.

Tabla 5.2

Nombres, fórmulas y carga de algunos iones poliatómicos

Nombre	Fórmula	Carga	Nombre	Fórmula	Carga
Acetato	$C_2H_3O_2^-$	-1	Cianuro	CN^-	-1
Amonio	NH_4^+	+1	Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$	-2
Arsenato	AsO_4^{3-}	-3	Hidróxido	OH^-	-1
Bicarbonato	HCO_3^-	-1	Nitrato	NO_3^-	-1
Bisulfato	HSO_4^-	-1	Nitrito	NO_2^-	-1
Bromato	BrO_3^-	-1	Permanganato	MnO_4^-	-1
Carbonato	CO_3^{2-}	-2	Fosfato	PO_4^{3-}	-3
Clorato	ClO_3^-	-1	Sulfato	SO_4^{2-}	-2
Cromato	CrO_4^{2-}	-2	Sulfito	SO_3^{2-}	-2

Ejemplo 1. Calcular el número de oxidación del carbono en el dióxido de carbono.



- Paso 1 -2
- Paso 2 $(-2)2$
- Paso 3 $C + (-4) = 0$
 $C = +4$ (número de oxidación del carbono)

Ejemplo 2. Calcular el número de oxidación del azufre en el ácido sulfúrico.



- Paso 1 +1 -2
- Paso 2 $2(+1) = +2$ $4(-2) = -8$
- Paso 3 $+2 + S + (-8) = 0$
 $S = +6$

Figura 1 LAS VARIACIONES EN LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Práctica. Calcular el número de oxidación de (a) S en el Na_2SO_4 , (b) As en el K_3AsO_4 , (c) C en $CaCO_3$.

Respuestas: (a) $S = +6$ (b) $As = +5$ (c) $C = +4$

Los números de oxidación en un ion poliatómico se calculan del mismo modo, recordando que en un ion poliatómico la suma de los números de oxidación debe ser igual a la carga del ion, en lugar de ser igual a cero.

Ejemplo 3. Calcular el número de oxidación del manganeso en el ion permanganato, MnO_4^- .



- Paso 1 -2
- Paso 2 $(-2)4$
- Paso 3 $Mn + (8) = -1$
 $Mn = +7$ (número de oxidación del manganeso)

Ejemplo 4. Calcular el número de oxidación del carbono en el ion oxalato, $C_2O_4^{2-}$.



- Paso 1 -2
- Paso 2 $(-2)4$
- Paso 3 $2C + (-8) = -2$
 $2C = +6$
 $C = +3$ (número de oxidación del C)

Práctica. Calcular los números de oxidación de (a) el N en el ion NH_4^+ , (b) el Cr en el ion $Cr_2O_7^{2-}$, (c) el P en el ion PO_4^{3-} .

Respuestas (a) $N = -3$, (b) $Cr = +6$, (c) $P = +5$

(Nota: H es +1 en (a) aun cuando está en segundo lugar en la fórmula. N no es un metal.)

UNIDAD V

LECTURAS DE ENRIQUECIMIENTO

Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

LE 5.1 Materiales peligrosos en el hogar

Algunos de los materiales más peligrosos, así como los que más contaminan el ambiente se encuentran en el hogar. Entre éstos podemos contar aquellos que son venenosos, corrosivos o inflamables.

Algunas sustancias venenosas típicas pueden ser los insecticidas, anticongelantes, el alcohol para frotar y algunos medicamentos en grandes dosis. Los compuestos corrosivos destruyen tejidos, metales y otros materiales.

Algunos corrosivos son los limpiadores de baños, los blanqueadores, el ácido de las baterías y los limpiadores para horno. Los compuestos inflamables son aquellos que arden fácilmente, como la gasolina, solventes y algunos aerosoles.

Estos y otros materiales son peligrosos para la salud y seguridad de las personas. Por ejemplo, el aceite que se arroja sobre el suelo puede llegar a contaminar los suministros de agua, los agentes propulsores de los aerosoles contaminan la atmósfera y contribuyen a la destrucción de la capa de ozono, etc.

Es posible usar otras alternativas de estos materiales: en lugar de usar productos de limpieza que contengan amoníaco o fosfatos, se puede usar agua con vinagre, ya que éste es una solución diluida de ácido acético, que no es tóxico. Otra posibilidad es el uso de bombas rociadoras de plástico, en lugar de latas de aerosol.

Muchas comunidades han comenzado a recoger con regularidad los materiales tóxicos de las casas, para disponer adecuadamente de los mismos. La completa eliminación de los materiales peligrosos de los hogares probablemente no se lleve a cabo, pero todo lo posible deberá efectuarse.

Explorando más allá

1. Revisa tu casa y localiza productos que utilizan en la limpieza, insecticidas, fertilizantes, etc. Elabora una lista del material activo que contienen.
2. Además de las alternativas presentadas en esta lectura, menciona algunas ideas para reducir el uso de materiales peligrosos.

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

LE 5.2 Polvo para hornear

Los microorganismos de la levadura producen dióxido de carbono que eleva el pan o lo hace más ligero. En los pasteles el agente elevador puede ser el aire que se atrapa a través del uso de claras de huevo batidas o por medio de lo que se llama "acremar" (mezclar azúcar y mantequilla). Más a menudo, el gas necesario para elevar los pasteles se obtiene por medio de una reacción química en la masa. En este caso se usa polvo para hornear.

Los polvos de hornear se hacen mezclando almidón, bicarbonato de sodio (NaHCO_3), y un sólido que es un ácido o puede formar un ácido en agua. El almidón, que provee el mayor volumen, ayuda a mantener la mezcla seca y previene la formación de costra.

Hay varias fuentes de ácido en los polvos para hornear. Un buen ejemplo es el polvo de hornear que puede contener fosfato ácido de calcio, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Un polvo para hornear de tartrato contiene cremor tártaro, $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, junto con ácido tartárico, $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$. Lo que se necesita es alguna fuente de ion hidrógeno en solución de agua, o sea un ácido. El dióxido de carbono gaseoso se obtiene mediante la reacción del ion hidrógeno con el bicarbonato.



Lo más conveniente de los polvos para hornear es que todos usan fórmulas sólidas de ácidos. Estos no dan iones de hidrógeno sino hasta que el polvo seco se mezcla con agua en la masa.

Carbonato para hornear (o polvo para hornear) es un nombre que se le da al bicarbonato de sodio. Algunas recetas lo usan en combinación con leche agria, crema agria o suero de manteca, que proporcionan los iones de hidrógeno ácido necesarios para la reacción con el carbonato para hornear. Este último se usa también como remedio para la indigestión y como calmante untado sobre picaduras de insectos y quemaduras superficiales. Tiene una reacción alcalina natural que neutraliza el exceso de ácido de cualquier clase. La siguiente reacción ocurre en el estómago: $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{NaCl}$. Esto es lo que ocasiona el eructo que sigue después de tomar un alcalinizador.

LE 5.3 Diversos limpiadores del hogar

Además de lavar la ropa, hay muchas otras labores de limpieza en el hogar, para éstas se han diseñado productos especiales con aplicaciones particulares. Así, sabemos que se pueden usar derivados del petróleo para disolver manchas de aceite. Para este propósito, muchos productos para el hogar usan ahora solventes orgánicos en diversas formulaciones. Además se han diseñado combinaciones especiales de materiales para lograr un tipo particular de lavado. Aquí los conceptos están estrechamente relacionados con los requerimientos operacionales. En esta lectura se presentan algunas formulaciones de limpiadores y blanqueadores para cocinas y baños.

Limpiadores y blanqueadores

Los limpiadores de cocina y baño comunes son mezclas de materiales seleccionados para una aplicación particular. Para crear la acción abrasiva requerida para quitar manchas encontradas en lavabos, cazos o utensilios de cocina, se agrega arena en polvo muy fino o piedra pomex (una piedra esponjosa, ligera, de origen volcánico) conjuntamente con el jabón usual, además de perfumes. Por añadidura, muchos de estos limpiadores en polvo contienen agentes blanqueadores.

Los blanqueadores se usan para hacer desaparecer la coloración amarilla deslustrada en materiales viejos de tipo celulosa. Antiguamente, la ropa de color claro se blanqueaba colgándola en el tendedero, en donde el sol y el aire causaban algún

Hughes, T., "Chemistry: Ideas to interpret your changing environment", Dickenson Publishing Co. Inc., 1975

emblanqueamiento y una acción germicida. Sin embargo, se han desarrollado varios productos químicos que logran un alto grado de acción blanqueadora en poco tiempo. Son esencialmente agentes oxidantes. Actualmente el blanqueador más común de uso en el hogar es el hipoclorito de sodio (NaClO) que se vende en una solución de agua al 5%, como Clorox. Resulta interesante que esta solución tan diluida sea todavía tan poderosa. Las recién casadas a menudo han descubierto para su pesar que el líquido blanqueador no debe ser vaciado sobre la ropa seca en la lavadora, que debe ser diluido con agua antes de agregarse a la ropa. Las instrucciones en las botellas de blanqueador lo señalan, pero mucha gente lee las instrucciones solamente después de que han hecho hoyos a su ropa.

Otro agente blanqueador común se presenta en polvo. La fórmula se escribe usualmente $\text{CaCl}(\text{ClO})$. La parte oxidante activa es el ion ClO^- , presente también en líquidos blanqueadores. El polvo blanqueador se usa también para matar gérmenes y algas en albercas. Se ha producido un polvo blanqueador especial con la fórmula $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, la cual contiene el ion ClO^- que es la parte activa blanqueadora.

Limpiadores químicos para hornos

Ya que uno de los componentes principales en las salpicaduras de los hornos son materiales grasos productos de la acción de asar, las álcalis son útiles para removerlos.

Los primeros limpiadores alcalinos para horno contenían soluciones de hidróxido de sodio en pasta o gelatina, con el objeto de proveer una cubierta gruesa para mayor contacto con la pared del horno. Ahora la tendencia es hacia los productos en aerosol. Estos usan hidróxido de sodio como agente limpiador, junto con un agente propulsor.

La alta alcalinidad, necesaria para quitar las manchas en hornos, hace que se requiera mayor cuidado en su manejo, ya que estos álcalis pueden causar quemaduras severas en la piel y daños serios en los ojos. El que viene en aerosol es especialmente peligroso por el riesgo de fuego y explosión de la lata, si se deja por descuido sobre la estufa caliente o en el horno. Tales accidentes son frecuentes.

Hughes, T., "Chemistry: Ideas to interpret your changing environment", Dickenson Publishing Co. Inc., 1975

VI REACCIONES QUIMICAS. CAMBIOS QUIMICOS EN LA MATERIA			
GUIA DE UNIDAD			
DOESIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
1.5 Dia-3 h	1. CAMBIOS QUIMICOS Evidencias 2. ECUACION QUIMICA Representación de una reacción Simbología Balanceo de Ecuaciones (Método de tanteo)	LC 6.1 Evidencias de una reacción LE 6.1 Elaboración de pan ACT 6.1	Guía: Pág. 314 Guía: Pág. 320 Libro: 6.1, 6.2 Pág. 97
	3. TIPOS DE REACCIONES Clasificación general Síntesis o combinación Descomposición Desplazamiento simple Desplazamiento doble o metátesis Reacciones exotérmicas y endotérmicas Reacciones reversibles e irreversibles	ACT 6.2 LE 6.2 Grabaciones del Challenger ACT 6.3 LE 6.3 La fotosíntesis	Libro: 6.3 Pág. 100 Guía: Pág. 321 Libro: 6.5 Pág. 107 Guía: Pág. 322 Libro: 23.1 Pág. 438
	4. VELOCIDAD DE REACCION Factores que la afectan	ACT 6.4	Libro: 23.2 a 23.6 Pág. 439

VI REACCIONES QUIMICAS. CAMBIOS QUIMICOS EN LA MATERIA			
GUIA DE UNIDAD			
DOESIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
1 Dia-2 h	5. PREDICCION DE REACCIONES espontáneas Actividad química de los elementos Serie de actividad de metales Serie de actividad de halógenos	LC 6.2 Predicción de reacciones ACT 6.5	Libro: 11.1, 11.2, 11.4, 11.9 Pág. 197 Guía: Pág. 315
3 Dias-6 h	6. BALANCEO DE ECUACIONES Oxidación. Reducción Agentes oxidantes y reductores Numeros de oxidación Identificación de reacciones redox Balanceo de reacciones. Método del número de oxidación	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. 323 Libro: 26.13 Pág. 522 Guía: Pág. 317
1 Dia-2 h	7. PRACTICAS DE LABORATORIO	LAB 6.1 Actividad de metales LAB 6.2 Actividad química de los halógenos LAB 6.3 Factores que afectan la velocidad de reacción	Guía: Pág. 327 Guía: Pág. 330 Guía: Pág. 335

UNIDAD VI

Reacciones químicas. Cambios químicos en la materia

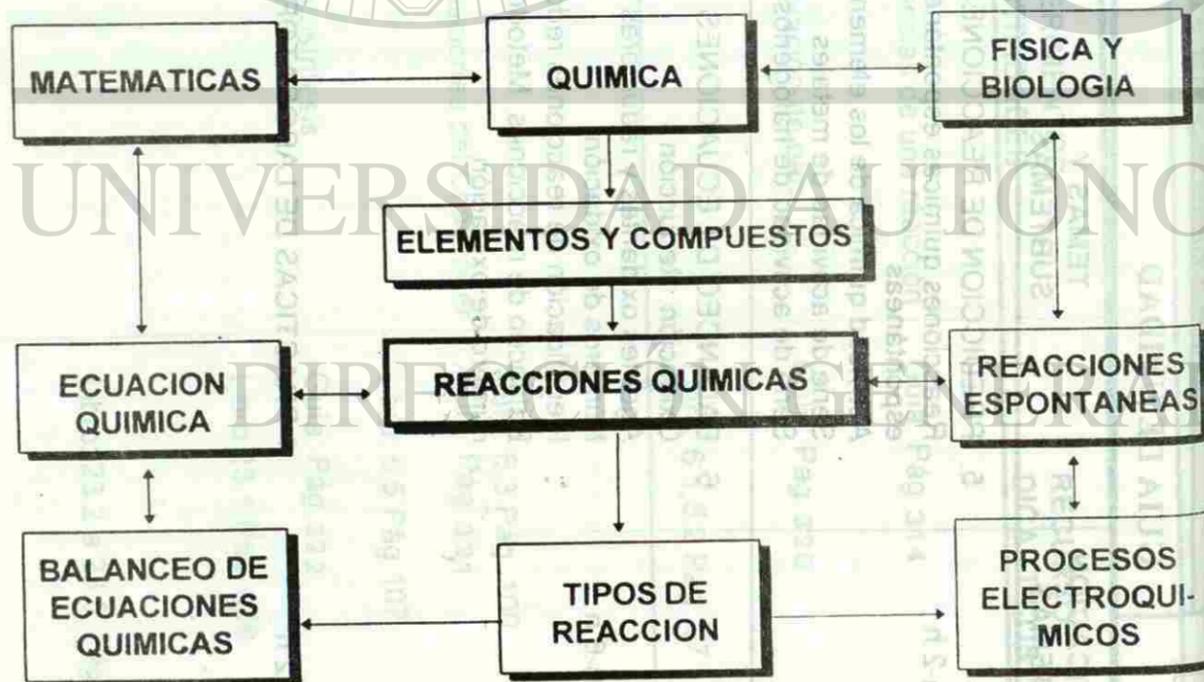
OBJETIVO

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

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

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

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



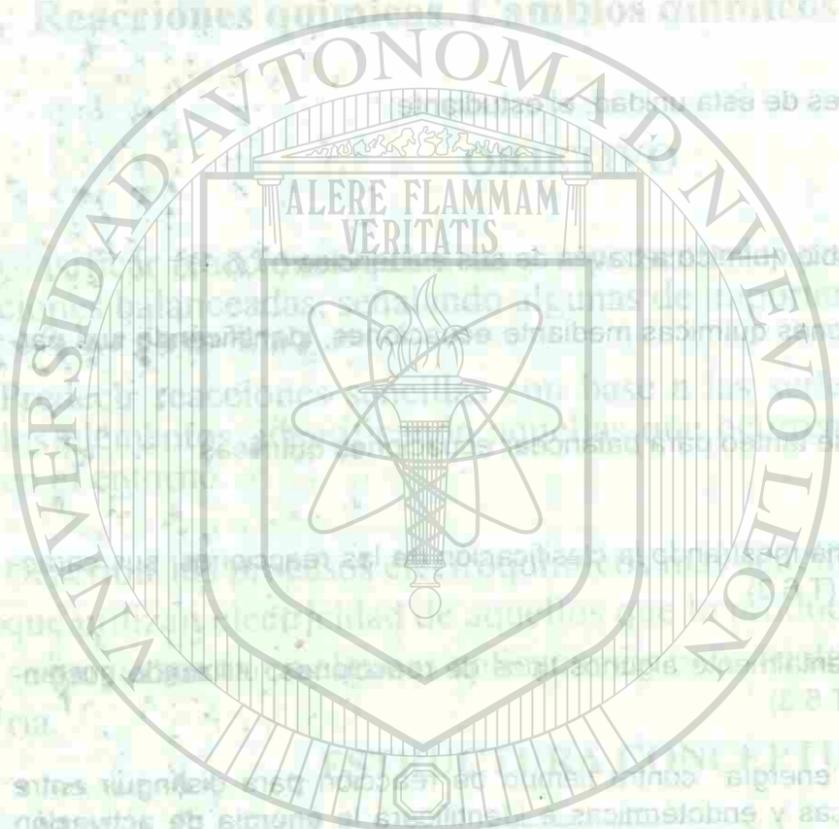
METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de esta unidad, el estudiante:

Primera parte

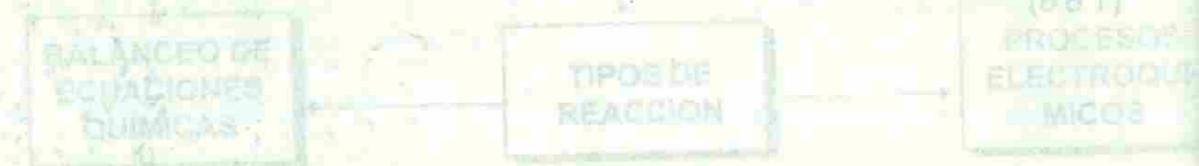
1. Reconocerá un cambio químico a través de sus evidencias (T 6.1)
2. Representará reacciones químicas mediante ecuaciones, identificando sus participantes (T 6.2)
3. Aplicará el método de tanteo para balancear ecuaciones químicas (T 6.2)
4. Elaborará un esquema mostrando la clasificación de las reacciones, 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 en la velocidad de una reacción química, las variaciones de presión, temperatura, concentración y la presencia de catalizadores (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 en las reacciones químicas de transferencia de electrones, los términos: oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor (T 6.6)

11. Aplicará en el balanceo de ecuaciones, el método de cambio en el número de oxidación (T 6.6)
12. Comprobará en el laboratorio algunas reacciones químicas e identificará los factores que alteran la velocidad de reacción (T 6.4)



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



4. ¿Qué son los productos?

Reacciones químicas. Cambios químicos en la materia

Actividad 8.1 Ecuaciones químicas

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 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.

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"?

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

3. ¿Qué son los reactivos?

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 y gas hidrógeno.

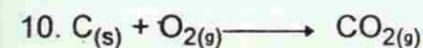
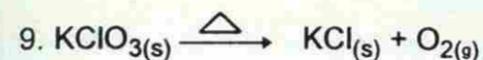
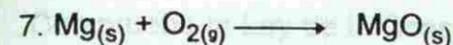
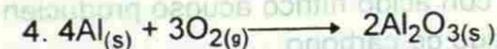
6. Se combinan soluciones acuosas incoloras de nitrato de plomo (II) y yoduro de potasio y se produce un sólido amarillo de yoduro de plomo (II) y el nitrato de potasio queda en solución.

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:

- Las sustancias a la izquierda de la flecha en una ecuación química se llaman _____.
- Los _____ son las sustancias que se escriben a la derecha de la flecha.
- El símbolo \rightarrow se lee _____ o _____.
- El símbolo _____ es escrito junto a la fórmula de una sustancia gaseosa producida en una reacción.
- El símbolo \downarrow indica que la sustancia formada en una reacción es: _____.

IV. Convierte en palabras las siguientes ecuaciones químicas:



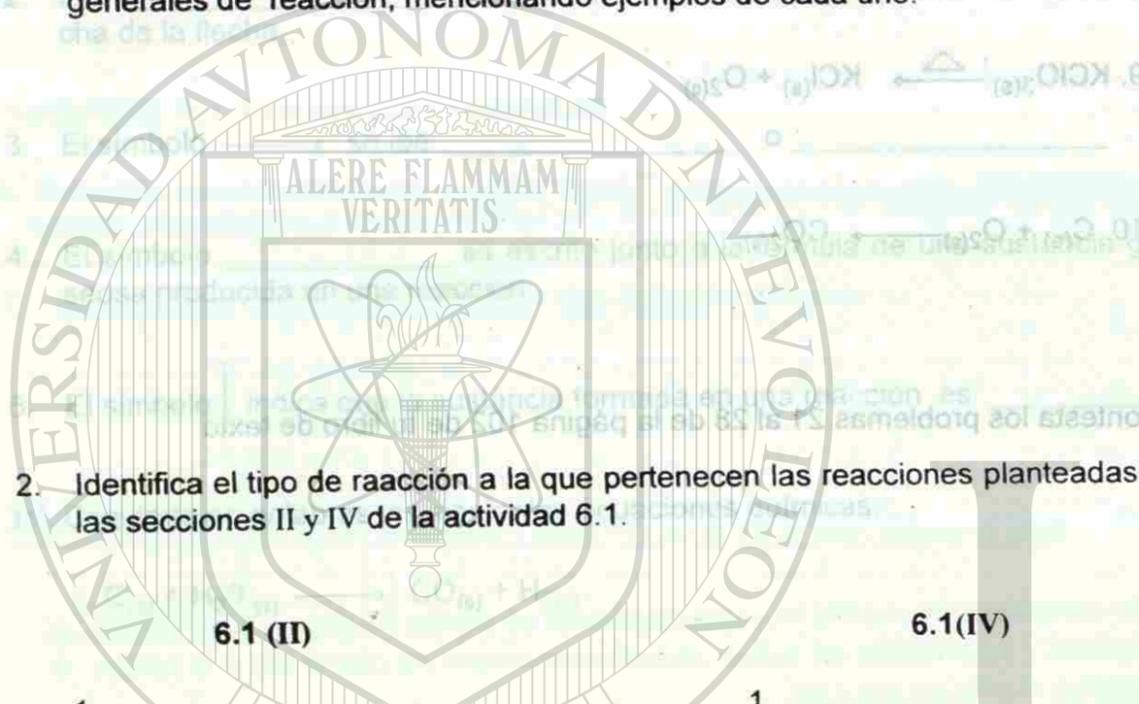
V. Contesta los problemas 21 al 28 de la página 102 de tu libro de texto

Actividad 6.2 Tipos de reacción

I. Después de haber 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 a la 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 dibujos, modelos moleculares o gomas 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.

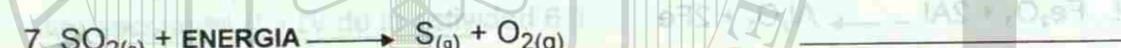
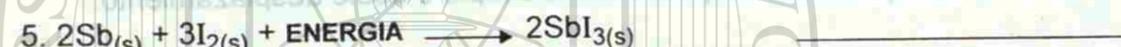
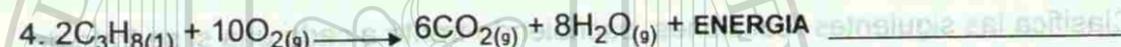
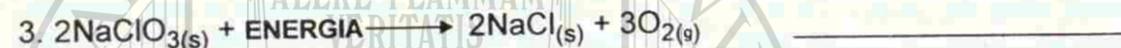
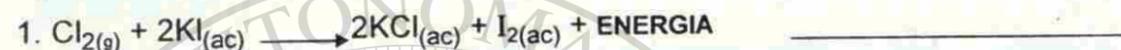
II. Clasifica las siguientes reacciones, escribiendo frente a cada una si se trata de síntesis, descomposición, desplazamiento simple o doble desplazamiento.

1. $PbO_2 \longrightarrow Pb + O_2$
2. $Fe_2O_3 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2Fe$
3. $HNO_3 + NaOH \longrightarrow H_2O + NaNO_3$
4. $2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$
5. $Cl_2 + 2NaBr \longrightarrow 2NaCl + Br_2$
6. $Cd + H_2SO_4 \longrightarrow CdSO_4 + H_2$
7. $3MnO_2 + 4Al \longrightarrow 2Al_2O_3 + 3Mn$
8. $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + 2H_2O$
9. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
10. $2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$

III. Resuelve los problemas 11 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.

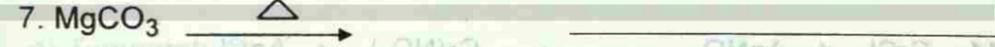
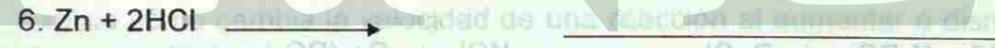
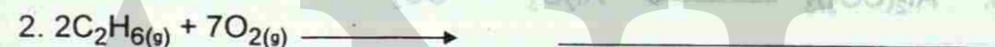


II. Discute brevemente lo siguiente:

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?

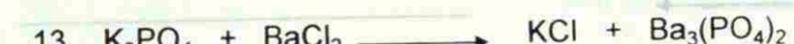
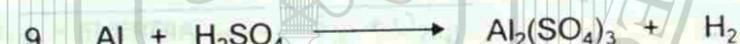
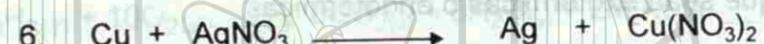
III. Considerando las características descritas para los tipos generales de reacciones, predice y nombra los productos de las siguientes reacciones y establece la posibilidad de que sean exotérmicas o endotérmicas.



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

V. Resuelve los ejercicios del 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 siguientes:

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:

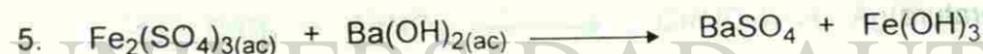
4. ¿Cómo se llaman las sustancias que aceleran la velocidad de una reacción química? ¿Y las que la disminuyen?

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. Utiliza una hoja aparte y grápala.

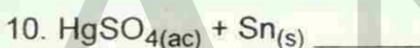
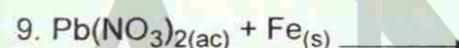
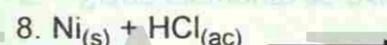
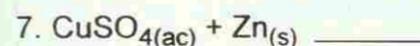
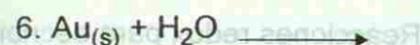
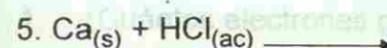
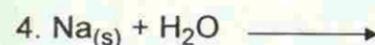
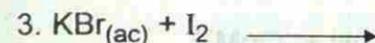
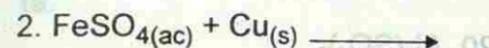
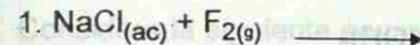
Actividad 6.5 Predicción de reacciones

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

I. Balancea las siguientes ecuaciones químicas, mencionando el tipo de reacción al que pertenecen.

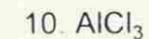
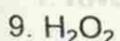
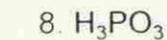
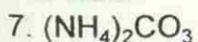
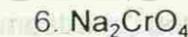
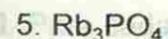
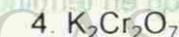
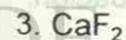
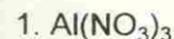


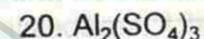
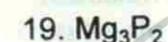
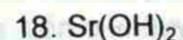
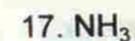
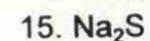
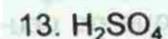
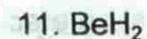
II. Utiliza las Series de Actividad de Metales y Halógenos para predecir si se efectúan las siguientes reacciones químicas. Escribe los productos que se obtienen en las reacciones que se llevan a cabo y NR (no reacción) en las que no ocurren.



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 solicita.



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

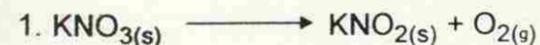
2. ¿Qué elemento se oxida? Explica: _____

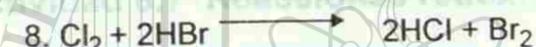
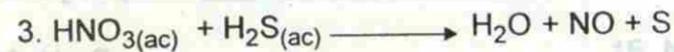
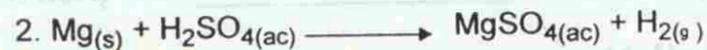
3. ¿Qué elemento se reduce? Explica: _____

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.

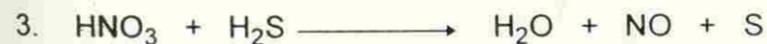


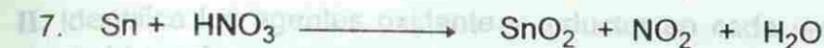
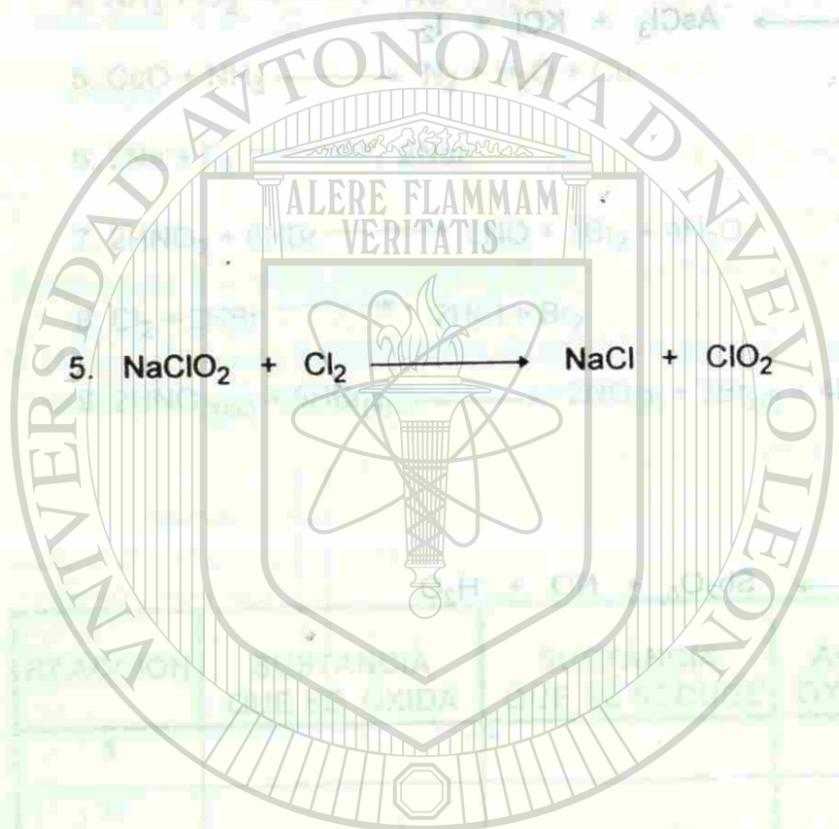


REACCION	SUSTANCIA QUE SE OXIDA	SUSTANCIA QUE SE REDUCE	AGENTE OXIDANTE	AGENTE REDUCTOR
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				
8				
9				

Actividad 6.8 Balanceo de ecuaciones

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

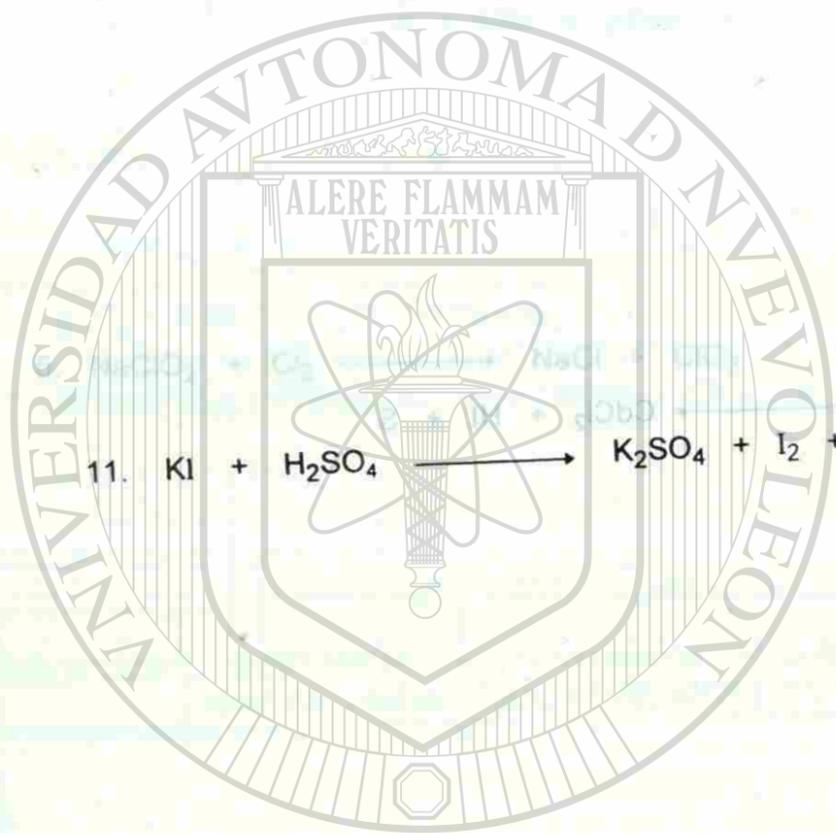




REACCION	AGENTE OXIDANTE	AGENTE REDUCTOR
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
11		
12		
13		
14		
15		
16		
17		
18		
19		
20		



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



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		

AUTOEVALUACION

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

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

- a) Combustión
- b) Combinación o síntesis
- c) Descomposición
- d) Desplazamiento simple
- e) Metátesis

2. El símbolo $\xrightarrow{\Delta}$ indica:

- a) Que debe aplicarse calor
- b) Que la reacción es incompleta
- c) Que se forma un gas en la reacción
- d) Que la reacción es reversible
- e) Ninguna de las anteriores

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

- a) Uno de los productos es agua
- b) Se usa O_2 gaseoso como reactivo
- c) Se produce CO_2
- d) Se produce calor
- e) Todos los enunciados son correctos

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



- a) 6
- b) 3
- c) 1
- d) 2
- e) Ninguno de los anteriores

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

- a) El Al se encuentra arriba del Cl en la serie de actividad
- b) El Al se encuentra arriba del H en la serie de actividad
- c) Se añade calor a la reacción
- d) Un gas se forma
- e) Ninguna de las anteriores

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



- a) Su número de oxidación cambia de +7 a +4
- b) Es oxidado a Mn^{2+}
- c) Su número de oxidación cambia de -7 a +2
- d) Se reduce a Mn^{4+}
- e) a y d son correctas

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

- a) Na b) H_2O c) NaOH d) H_2 e) O_2

8. Es el agente oxidante en la ecuación:



- a) HNO_3
b) MnCl_2
c) HCl
d) NO
e) MnCl_4

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



- a) Mn b) O c) K d) C e) todos son correctos

10. Representa una media reacción de reducción:

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

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

- a) Ag b) Au c) Mg d) Hg e) H_2

12. Si el magnesio está arriba que el cobre en la serie de actividad, predice qué ocurriría si una cinta de cobre se sumerge en una solución de sulfato de magnesio.

- a) La cinta de cobre se platea de magnesio
b) El cobre se disuelve y la solución se colorea de azul
c) No ocurre reacción
d) Se producen burbujas de hidrógeno gaseoso en el cobre
e) Ninguna es correcta

13. Reacción que ocurre cuando el bromo es añadido a una solución de iones yoduro.

- a) $2\text{I}^- + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{I}_2 + 2\text{Br}^-$
b) $\text{I}_2 + 2\text{Br}^- \longrightarrow \text{Br}_2 + 2\text{I}^-$
c) $2\text{I}^- + 2\text{Br}^- \longrightarrow \text{I}_2 + \text{Br}_2$
d) $\text{I}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{I}^- + 2\text{Br}^-$
e) $2\text{Br}^- \longrightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$

UNIDAD VI

LECTURAS COMPLEMENTARIAS

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 litio reemplazará al sodio y 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 (F_2 , Cl_2 , Br_2 y I_2). 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
Mn
Zn
Cr
Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
H
Sb
Cu
Hg
Ag
Pt
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.

Adoptado 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.

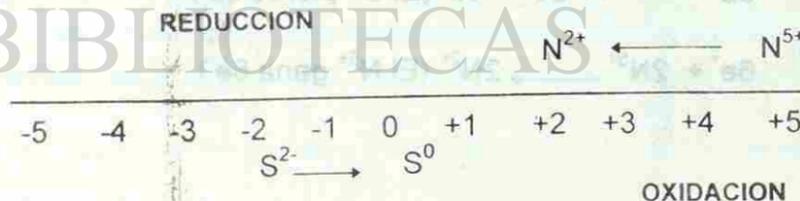
Balancear la siguiente ecuación:



1. 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



2. 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 de oxidación.

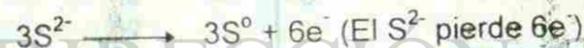


4. Balancear la masa en cada ecuación si se requiere. En esta ecuación la masa está balanceada.

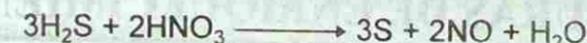
5. Determinar el número de electrones perdidos en la oxidación y el número de electrones ganados en la reducción y agregarlos en el lado correspondiente en las ecuaciones que muestran el cambio en el número de oxidación de los elementos. Esto equivale a balancear la carga en cada ecuación



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.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

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

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD VI

LECTURAS DE ENRIQUECIMIENTO

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 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.

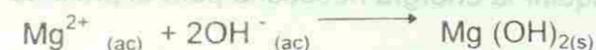
Coloca una pequeña cantidad de bicarbonato de sodio en un recipiente plano y agrega unas gotas de vinagre. Observa qué ocurre. Compara esta reacción con la que ocurre al hornear el pan.

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

LE 6.2 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 aviones. 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 del 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 científi-

cos 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 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 un cinta virgen.

La grabación demostró que al menos unos segundos antes del final algunos miembros de la tripulación se precatoraron 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 de 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 dependen 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 1017 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 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, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. 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.

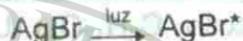
La luz del sol llega a nosotros en forma de cuantos de energía igual que cualquier otra radiación electromagnética. Investiga qué parte de la molécula de clorofila absorbe los cuantos de luz y qué longitudes de onda de luz son usados en la fotosíntesis.

Smoot, R.C., et al., "Chemistry", Macmillan/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 el 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:

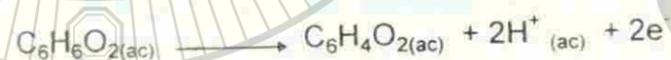


en donde el asterisco denota el AgBr excitado por la luz. En seguida, la película expuesta se trata con un revelador, una solución que contiene un agente reductor suave como la hidroquinona:

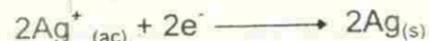


En este proceso redox, los iones Ag^+ se reducen perfectamente a plata metálica, y la hidroquinona se oxida a quinona. La etapa de oxidación, que en principio no es tan obvia, puede ponerse en claro escribiendo la reacción anterior como sus dos semirreacciones:

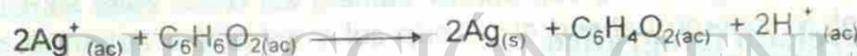
Oxidación:



Reducción:



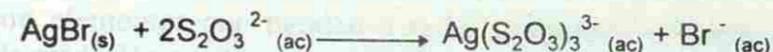
La suma de estas semirreacciones es:



que es la ecuación iónica neta para el proceso redox. La cantidad de partículas de la plata metálica negra formada en 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 pri-

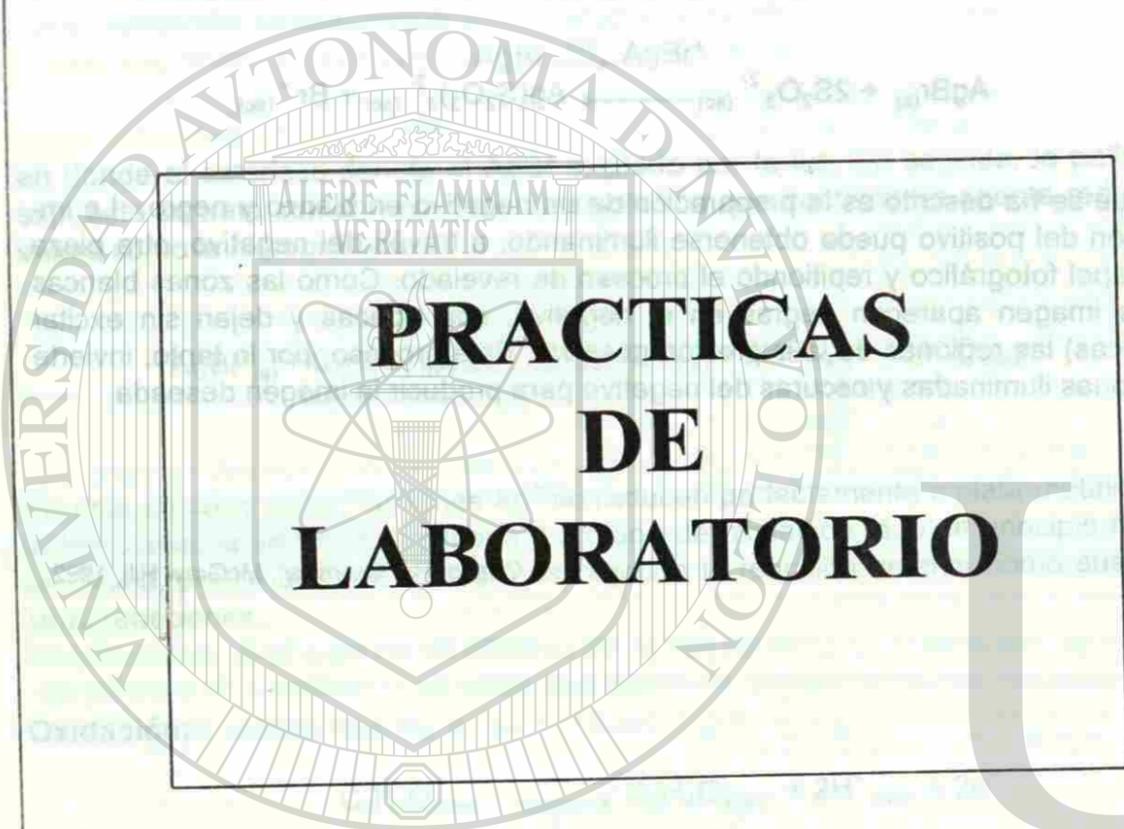
mer término; de otra forma, también sería poco a poco reducido por la hidroquinona y toda la película quedaría eventualmente negra.

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", McGraw Hill, 1992.



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

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
12 tubos de ensayo (10x75)
metales: Cu, Zn, Mg y metal desconocido (M)

Soluciones de : HCl 6 M, Ag NO₃ 0.1 M
ZnSO₄ 0.1 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?

Práctica de laboratorio 6.2 Actividad química de los halógenos.

INTRODUCCION.

Los halógenos son elementos que pertenecen al grupo VII (17) de la tabla periódica. Sus propiedades físicas y químicas son un reflejo del lugar que ocupan en su grupo. Así el fluor y cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido y su reactividad es diferente aunque presenten reacciones químicas comunes tal como la formación de sales. La reactividad de los halógenos puede predecirse utilizando la serie de actividad de los halógenos, como se observa en la reacción, en donde el cloro desplaza al bromo:



OBJETIVOS

1. Observar reacciones de desplazamiento simple de los halógenos y sus iones en solución.
2. Deducir el orden relativo de reactividad de los halógenos de sus observaciones.

MATERIALES

1 microplato de 24 hoyos
Micropipetas

REACTIVOS

Triclorotrifluoretano, TTE (Disolvente)
Acido clorhídrico, HCl 6M
Hipoclorito de sodio, NaClO al 5%
Bromo, Br₂ en agua
Yodo y Yoduro de potasio, I₂/KI
floruro de sodio, NaF 2M
Cloruro de sodio, NaCl 2M
Bromuro de sodio, NaBr 2M
Yoduro de sodio, NaI 2M.

PRECAUCIONES

1. El bromo es tóxico por inhalación y por ingestión. Evita el inhalarlo o ingerirlo.
2. El TTE es irritante de los tejidos del cuerpo. Evita el contacto con la piel, nariz u ojos.

PROCEDIMIENTO.

1. Consulta la tabla periódica y elabora una hipótesis del orden de actividad de los halógenos.
2. Para llevar un registro de los cambios que ocurren utiliza el dibujo esquemático del microplato que está en la hoja de la pág. .
3. Coloca un 1/2 de la micropipeta de solución de NaF a los hoyos A a D de la columna 1.
4. Repite el paso 3 colocando un 1/2 de pipeta de la solución de NaCl a los hoyos de la columna 2, NaBr a los hoyos de la columna 3 y NaI a los hoyos de la columna 4.
5. Los hoyos de la hilera A se usan en el experimento como control para comparar y contrastar las reacciones que ocurren en la hilera B a D.
6. A los hoyos 1 a 4 de la hilera B se les añade Cl₂ producido al añadirles 10 gotas de HCl y un 1/2 de la micropipeta de la solución de NaClO.
7. A los hoyos 1 a 4 de la hilera C se les añade un 1/2 de pipeta del agua de bromo.
8. A los hoyos 1 a 4 de la hilera D se les añade un 1/2 de pipeta de la solución de I₂/KI.

9. Compara las soluciones de la columna 1 a la del hoyo A₁, las soluciones de la columna 2 a la del hoyo A₂, las soluciones de la columna 3 a la del hoyo A₃ y las soluciones de la columna 4 a la del hoyo A₄. Se registran las observaciones en el formato de datos del microplato.
10. Añade un 1/4 de la micropipeta del disolvente TTE a los hoyos que mostraron cambio en apariencia al añadir los reactivos.
11. Extrae con pipetas separadas los contenidos de los hoyos a los que se les añadió TTE. Mezcla las soluciones agitando las pipetas. Registra tus observaciones en el formato de datos del microplato.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS.

1. Registra las propiedades físicas de las soluciones iniciales colocadas en los hoyos A₁ a A₄.

2. Los cambios observados por las soluciones al combinarse.

3. Los cambios que ocurren al añadir el disolvente TTE a los hoyos que mostraron cambios.

DIRECCIÓN GENERAL

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1. Señala:

- a) La hilera que mostró el mayor número de cambios. _____
- b) La hilera que mostró el menor número de cambios. _____
- c) El halógeno más activo es decir, el que desplaza a otros halógenos más fácilmente. _____
- d) El halógeno menos activo. _____

2. Deduce y concluye:

- a) El orden observado de reactividad de los halógenos. _____
- b) La relación del orden de actividad con su posición en la tabla periódica. _____
- c) Si la hipótesis establecida antes del experimento es correcta. _____

EXTENSION Y APLICACION

1. Escribe las ecuaciones químicas para cada reacción.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DE BIBLIOTECAS



	1	2	3	4	5	6
A						
B						
C						
D						

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LAB 6.3. 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 a 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	Soluciones 0.1 M de:
16 tubos de ensayo	Nitrato de potasio, KNO_3
1 agitador de vidrio	Cloruro de manganeso (II), MnCl_2
1 balanza (granataria)	Cloruro de sodio, NaCl
1 pinzas	Acido clorhídrico, HCl
1 soporte	Acido clorhídrico 1M, 3M y 6M
1 mechero	Peróxido de hidrógeno al 3% H_2O_2
1 navaja	Zinc en tiras
1 probeta de 100 mL	Zinc en polvo
1 gradilla	Hierro en polvo
2 vasos de precipitado de 250 mL	Hielo
2 vidrios de reloj	Agua destilada
1 termómetro	Papel aluminio

1 tela de asbesto
Hierro en granalla

Toallas de papel

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 ($1\text{ cm} \times 1\text{ cm}$) 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 ($0.5\text{ cm} \times 2\text{ cm}$) 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 todos 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.

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

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

Sustancia probada	observaciones
Zinc en lámina	
Zinc en polvo	

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



U A N

SIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO

CCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA