

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON
Secretaría Académica

M2

SEGUNDA PARTE

Guía del Alumno

QUIMICA I, SEGUNDA EDICION 1994

Química I

q

OD40

U530

1994

v. 2

pte. 2

QD40
 U530
 1994
 v.2
 pte.2

0120-21860



1020124110



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
 DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

III

TABLA PERIODICA. ORGANIZACION SISTEMATICA DE LOS ELEMENTOS

GUIA DE UNIDAD

DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
1 Día - 2 h.	1. ORIGEN DE LA TABLA PERIODICA Primeros intentos Tablas de Mendeleev y Meyer Ley Periódica de Moseley	ACT 3.1 ACT 3.2 ACT 3.3 LE 3.1: Tabla periódica actual LE 3.2: Plata contra cobre	Libro: 9.1, 9.2, 9.3 Pág. 161-166 Guía: Pág. 288 Guía: Pág. 290
1.5 Día-3 h.	2. TABLA PERIODICA ACTUAL Descripción de grupos y periodos Clasificación de los elementos de acuerdo a: <i>Configuración electrónica</i> <i>Propiedades físicas y químicas</i> Número de oxidación	ACT 3.4 ACT 3.5 ACT 3.6 ACT 3.7 ACT 3.8 LE 3.3: Tan fácil como Un-, Bi-, Tri	Libro: 9.4, 9.5, 9.6; Pág. 166-171 Libro: 9.8; Pág. 171 - 173 Libro: 9.9 Pág. 173-174 Libro: 10.3, Pág. 185 -187 Guía: Pág. 290

TABLA PERIODICA. ORGANIZACION SISTEMATICA DE LOS ELEMENTOS

GUIA DE UNIDAD

DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
1.5 Día -3 h.	3. PROPIEDADES PERIODICAS Concepto y tendencia periódica de: Radio atómico Energía de ionización Afinidad electrónica Electronegatividad	ACT 3.9 LE 3.4 Tercer elemento líquido	Libro: 10.1, 10.2, 10.4, 10.5, 10.6 Pág 180-192 Libro: 12.1, Pág. 219-220 Guía: Pág. 291
0.5 Día-1 h.	4. RECURSOS NATURALES Abundancia de los elementos Estado natural Distribución geográfica de los principales elementos en el mundo y en México.	LC 3.1 Abundancia de los elementos ACT 3.10 LC 3.2 Estado natural de los elementos LC 3.3 Elementos importantes para México ACT 3.11 ACT 3.12 LE 3.5 (a) Los elementos y la vida LE 3.5(b) Elementos en el cuerpo humano LE 3.6 Los elementos contaminantes	Guía: Pág. 241 Libro: Pág. 212 (Lámina 11-16) Guía: Pág. 242 Libro: Pág. 210 (Lámina 11-4) Guía: Pág. 246
0.5 Día - 1 h.	5. PRACTICAS DE LABORATORIO	AUTOEVALUACION LAB 3.1 Metales y No metales LAB 3.2 Elementos representativos vs elementos de transición	Guía: Pág. 110 Guía: Pág. 328 Guía: Pág. 332

UNIDAD III

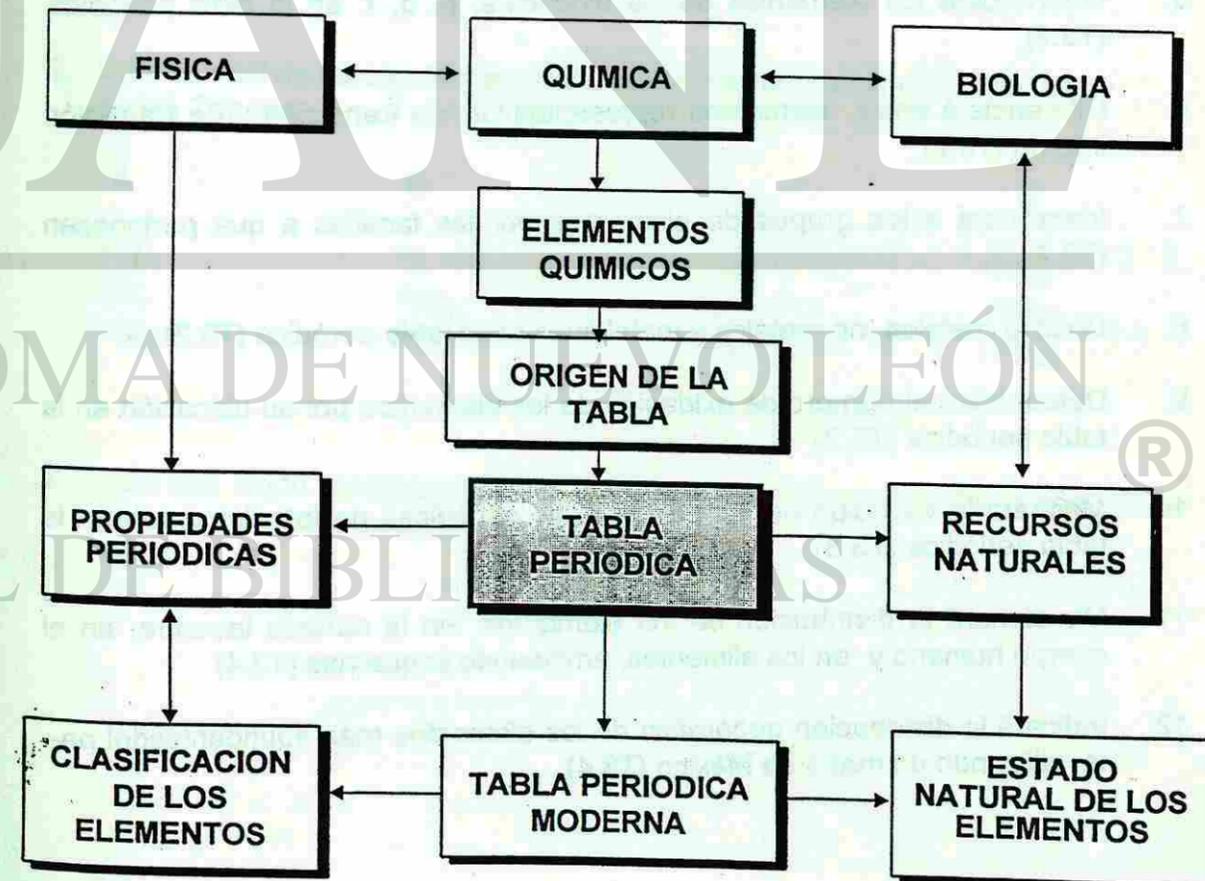
Tabla periódica. Organización sistemática de los elementos

OBJETIVO

Establecer la relación entre las propiedades físicas y químicas de los elementos y su posición en la tabla periódica explicando la variación de las propiedades dentro de la tabla.

Identificar las principales fuentes de obtención de los elementos reconociendo la importancia de éstos en los recursos naturales de nuestro país.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de esta unidad, el estudiante:

1. Mencionará los primeros intentos para clasificar los elementos, describiendo brevemente las contribuciones de Döbereiner, Newlands y Mendeleev-Meyer (T3.1)
2. Enunciará la ley periódica de Mendeleev y la modificación de Moseley (T3.1)
3. Describirá la tabla periódica actual en grupos y períodos (T3.2)
4. Indicará en la tabla periódica la relación entre los grupos y períodos con la configuración electrónica (T3.2)
5. Identificará los elementos de los bloques s, p, d, f, en la tabla periódica (T3.2)
6. Diferenciará entre elementos representativos, de transición y de transición interna (T3.2)
7. Identificará a los grupos de elementos por las familias a que pertenecen (T3.2)
8. Ubicará metales, no metales y metaloides en la tabla periódica (T3.2)
9. Determinará el número de oxidación de los elementos por su ubicación en la tabla periódica (T3.2)
10. Mostrará la variación de las propiedades periódicas de los elementos en la tabla periódica (T3.3)
11. Mencionará la distribución de los elementos en la corteza terrestre, en el cuerpo humano y en los alimentos; empleando esquemas (T3.4)
12. Indicará la distribución geográfica de los elementos más abundantes del país, utilizando un mapa de México (T3.4)

UNIDAD III

Tabla Periódica. Organización sistemática de los elementos

Actividad 3.1 Primeros intentos

I. Contesta a continuación lo que se te pide:

1. Completa la tabla anotando las aportaciones de Döbereiner y Newlands en la clasificación de los elementos.

CIENTIFICO	FECHA	APORTACION
Döbereiner		
Newlands		

2. Verifica cuál de los siguientes conjuntos de elementos cumplen con la Ley de las Tríadas.

A	B	C	D
^{23}Na	^{39}K	^{40}Ar	^{64}Cu
^{39}K	^{85}Rb	^{84}Kr	^{108}Ag
^{85}Rb	^{133}Cs	^{131}Xe	^{197}Au

3. ¿De qué modo contribuyeron las Tríadas de Döbereiner, a trabajos posteriores sobre la clasificación de los elementos?

METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de esta unidad, el estudiante:

1. Mencionará los primeros intentos para clasificar los elementos, describiendo brevemente las contribuciones de Döbereiner, Newlands y Mendeleev-Meyer (T3.1)
2. Enunciará la ley periódica de Mendeleev y la modificación de Moseley (T3.1)
3. Describirá la tabla periódica actual en grupos y períodos (T3.2)
4. Indicará en la tabla periódica la relación entre los grupos y períodos con la configuración electrónica (T3.2)
5. Identificará los elementos de los bloques s, p, d, f, en la tabla periódica (T3.2)
6. Diferenciará entre elementos representativos, de transición y de transición interna (T3.2)
7. Identificará a los grupos de elementos por las familias a que pertenecen (T3.2)
8. Ubicará metales, no metales y metaloides en la tabla periódica (T3.2)
9. Determinará el número de oxidación de los elementos por su ubicación en la tabla periódica (T3.2)
10. Mostrará la variación de las propiedades periódicas de los elementos en la tabla periódica (T3.3)
11. Mencionará la distribución de los elementos en la corteza terrestre, en el cuerpo humano y en los alimentos; empleando esquemas (T3.4)
12. Indicará la distribución geográfica de los elementos más abundantes del país, utilizando un mapa de México (T3.4)

UNIDAD III

Tabla Periódica. Organización sistemática de los elementos

Actividad 3.1 Primeros intentos

I. Contesta a continuación lo que se te pide:

1. Completa la tabla anotando las aportaciones de Döbereiner y Newlands en la clasificación de los elementos.

CIENTIFICO	FECHA	APORTACION
Döbereiner		
Newlands		

2. Verifica cuál de los siguientes conjuntos de elementos cumplen con la Ley de las Tríadas.

A	B	C	D
^{23}Na	^{39}K	^{40}Ar	^{64}Cu
^{39}K	^{85}Rb	^{84}Kr	^{108}Ag
^{85}Rb	^{133}Cs	^{131}Xe	^{197}Au

3. ¿De qué modo contribuyeron las Tríadas de Döbereiner, a trabajos posteriores sobre la clasificación de los elementos?

4. ¿Cuál es la base de la Ley de las Octavas?

5. ¿Qué elementos no habían sido descubiertos en la época de la Ley de las Octavas?

6. Empleando la tabla periódica moderna encuentra un conjunto de elementos, diferentes a los de Döbereiner, que habría clasificado como tríadas si hubieran sido conocidos.

Actividad 3.2 Tabla periódica de Mendeleev

I. Intégrate a tu equipo de trabajo y resuelve el siguiente ejercicio:

1. ¿Cuál es el significado de las columnas en la tabla de Mendeleev?

2. ¿Cómo explicó Mendeleev los espacios vacíos de su tabla?

3. ¿Qué orden siguió Mendeleev para organizar a los elementos?

4. Escribe dos ventajas y dos desventajas de la tabla de Mendeleev.

5. Investiga las predicciones hechas por Mendeleev y compáralas con los descubrimientos posteriores.

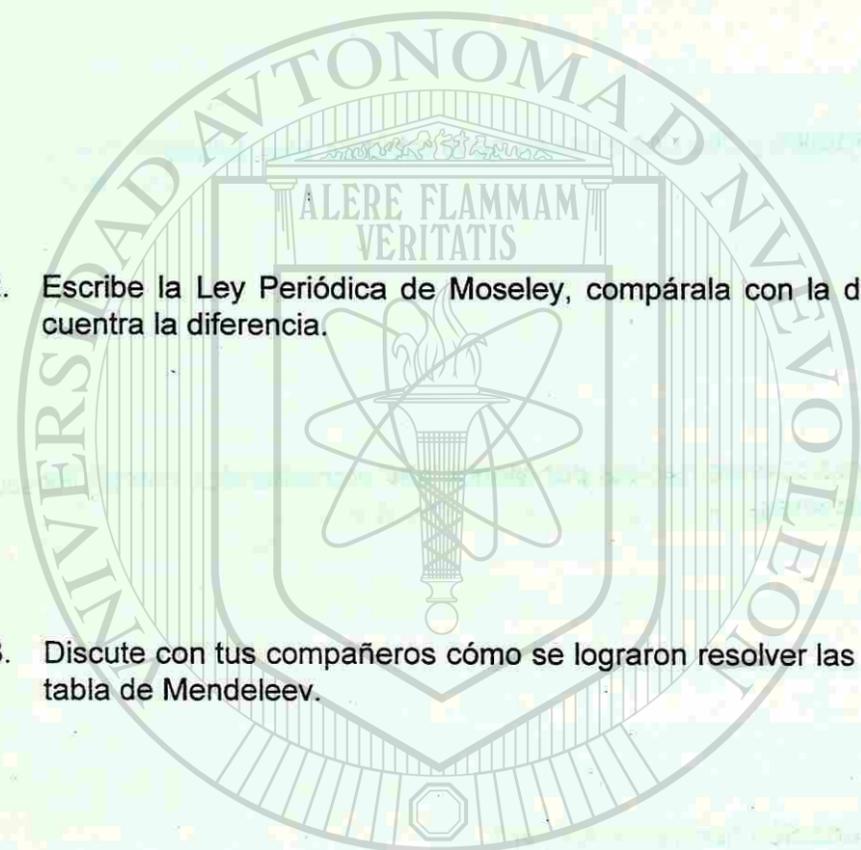
6. ¿Cuál fue la aportación hecha por Meyer?

7. Enuncia la ley periódica de Mendeleev.

Actividad 3.3 Ley periódica de Moseley

I. Al terminar el análisis del tema resuelve el siguiente ejercicio.

1. ¿Cómo explicó Mendeleev las discrepancias de su tabla?
2. Escribe la Ley Periódica de Moseley, compárala con la de Mendeleev y encuentra la diferencia.
3. Discute con tus compañeros cómo se lograron resolver las discrepancias de la tabla de Mendeleev.
4. Anota el significado de número atómico y su relación con las propiedades de los elementos.
5. Investiga la aportación adicional a las propiedades periódicas proporcionada por el trabajo de Moseley.

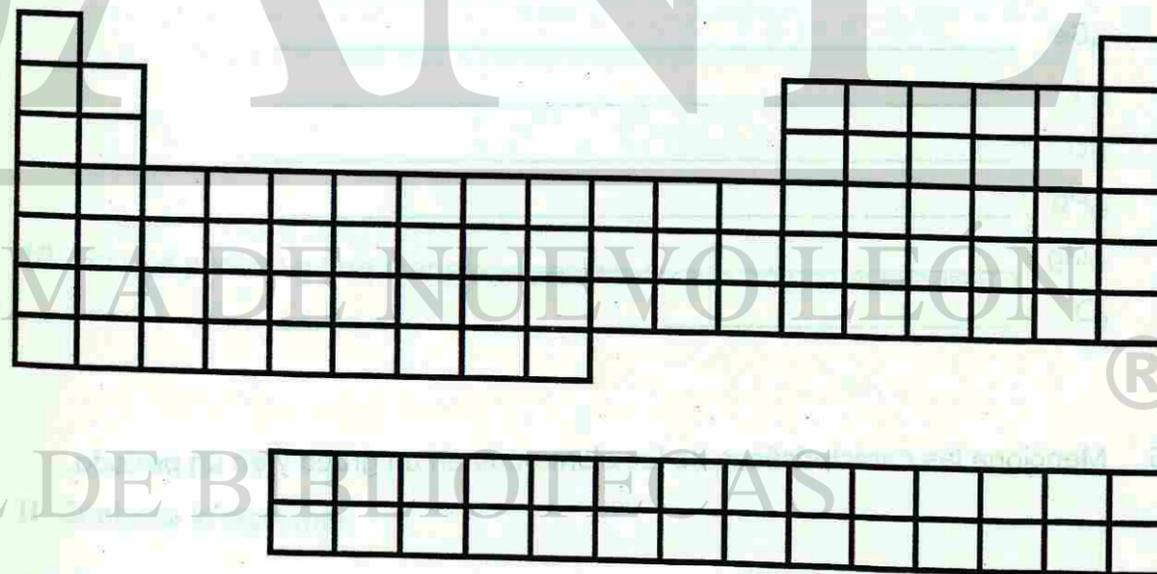


6. Relaciona ambas columnas:

- | | |
|---|----------------|
| a. Clasificó a los elementos en grupos de tres y les llamó Tríadas. | () Moseley |
| b. Agrupó los elementos por sus propiedades físicas. | () Newlands |
| c. Ordenó los elementos en grupos y períodos, basándose en sus masas atómicas y propiedades químicas. | () Meyer |
| d. Comparó su ley con la escala musical. | () Mendeleev |
| e. Autor de la Ley Periódica Moderna. | () Döbereiner |

Actividad 3.4 Tabla periódica moderna

I. Desarrolla el siguiente ejercicio, utilizando la tabla periódica en blanco.



1. Anota en la tabla los números de los grupos y períodos en la forma IUPAC y clásica.

2. ¿Cómo se determina el período a que pertenece un elemento?

3. ¿Cómo se determina el grupo a que pertenecen los elementos del subgrupo A?

4. Acomoda en la tabla periódica a los siguientes elementos a partir de su configuración electrónica.

^{38}Sr _____
 ^{25}Mn _____
 ^{34}Se _____
 ^{53}I _____
 ^{92}U _____
 ^{82}Pb _____
 ^{12}Mg _____
 ^8O _____

5. Menciona las características de los elementos en un grupo y en un período.

6. ¿Cuáles son los períodos largos y cuántos elementos contienen?

7. ¿Qué nombre reciben los elementos del subgrupo B y dónde se localizan?

8. Con base a su configuración electrónica, escribe los símbolos de los elementos que tienen los números atómicos: 9, 17, 35, 53, 85. ¿Qué tienen en común estos elementos?

9. Escribe los símbolos de la familia de elementos que tienen dos electrones en su nivel externo de energía.

10. En qué período y grupo aparece primero un electrón en el subnivel d.

II. Contesta lo siguiente:

1. Investiga las diferencias entre la Tabla Periódica Moderna y la Tabla de Mendeleev.

2. Localiza los lugares de la Tabla Periódica Moderna en donde los elementos no están en sucesión de sus masas atómicas y anota el símbolo de dichos elementos.

3. ¿Cómo predijo Mendeleev las propiedades de los elementos aún no descubiertos? Presenta dos ejemplos.

4. Completa la siguiente tabla:

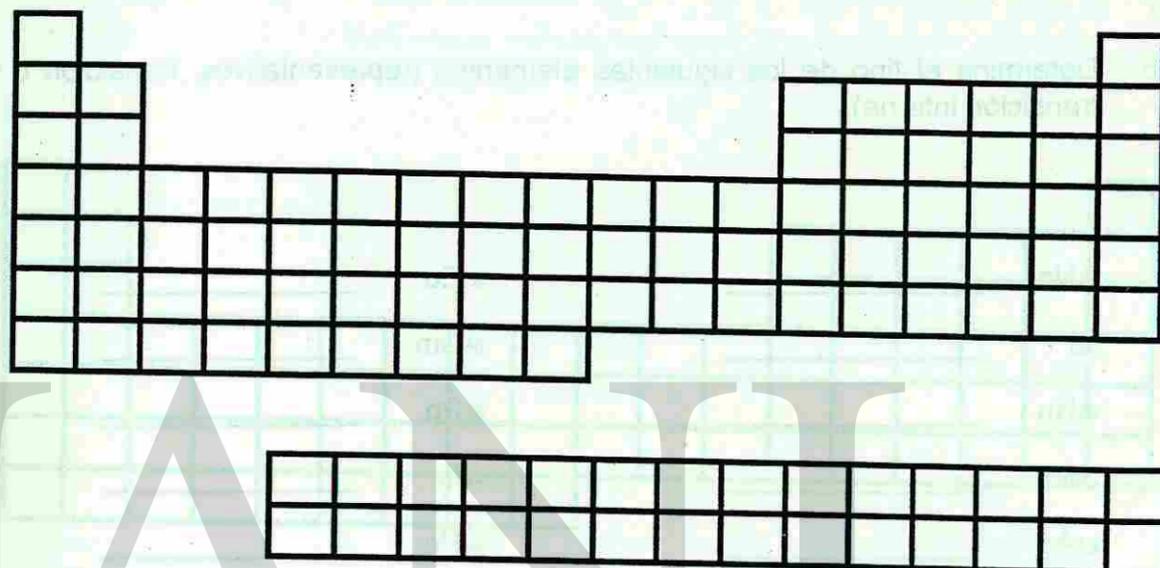
ELEMENTO	CONFIGURACION ELECTRONICA	PERIODO	GRUPO	ULTIMO NIVEL
7N				
16S				
19K				
36Kr				

5. ¿Qué grupo y período le correspondería al elemento 115, que aún no ha sido descubierto?

6. ¿Cuál sería su configuración electrónica?

Actividad 3.5 Tipos de elementos

I. Apoyándote en la figura que muestra los tipos de elementos, resuelve el siguiente ejercicio utilizando el esquema de la Tabla Periódica.



1. Identifica los bloques: s, p, d, f, en la tabla.

2. Localiza los tipos de elementos de acuerdo a su configuración electrónica y colorea regiones donde se encuentran en la tabla anterior.

3. Anota las configuraciones electrónicas externas de:

a) Los elementos representativos.

b) Los elementos de transición.

c) Los gases nobles.

4. ¿Cuántos niveles de energía incompletos tienen los elementos representativos, transición y transición interna?

5. Determina el tipo de los siguientes elementos (representativos, transición o transición interna).

11Na _____

53I _____

86Rn _____

25Mn _____

47Ag _____

34Se _____

63Eu _____

96Cm _____

82Pb _____

49In _____

67Ho _____

74W _____

6. ¿Cuántos electrones hay en la capa externa de los elementos de los grupos IV A y IV B. ¿Por qué son diferentes?

II. Investiga cuatro diferencias entre los grupos A y B de la Tabla Periódica.

Actividad 3.6 Grupos o familias

I. Después de analizar la figura sobre las familias típicas, resuelve el siguiente ejercicio:

1. En la tabla periódica siguiente, señala cada una de las familias típicas con su nombre y número de grupo. Colorea los lugares de cada familia.

2. Coloca en cada uno de los grupos A de la tabla, el símbolo de los elementos que la integran.

3. Escribe el nombre de cinco elementos que son muy activos, es decir, que reaccionan con facilidad.

3. Resuelve los problemas 3 y 4 de la pág. 187 del libro de texto.

4. Define el concepto de número de oxidación.

5. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Configuración electrónica	Grupo	Período	Tipo de elemento	Clase	Familia	Número de oxidación
32As							
37Rb							
79Au							
64Gd							
86Rn							

Clase: Metal, no metal, metaloide.

Tipo de elemento: Representativo, transición, transición interna y gas noble.

Actividad 3.9 Propiedades periódicas

I. Utiliza el esquema de la tabla periódica mostrado y resuelve el siguiente ejercicio:



1. Completa en la tabla las flechas que muestren el aumento de cada una de las propiedades periódicas siguientes:

- a) Radio atómico
- b) Afinidad electrónica
- c) Potencial de ionización
- d) Electronegatividad

2. Escribe la definición de cada una de las propiedades periódicas.

3. ¿Cuáles son los elementos más electronegativos?

4. Menciona los factores que afectan a cada una de las propiedades periódicas estudiadas.

5. Resuelve los problemas del libro de texto: 1 (pág.185), 3, 4, 8, 9, 11, de la pág. 194.

II. Investiga lo siguiente:

1. ¿Por qué los radios iónicos son diferentes a los radios atómicos de los cuales se forman?

2. ¿Cuál es la tendencia en el tamaño de los iones metálicos y no metálicos en relación a los radios atómicos de donde provienen?

3. ¿Por qué la segunda energía de ionización de cualquier átomo es mayor que la primera?

4. ¿Cuál elemento de cada par puede predecirse que tenga el mayor tamaño?

a) N,P

d) Si,S

b) Ca,Rb

e) Se, Te

c) Cl, Te

f) Sr, Sb

5. ¿Cuál elemento de cada par tiene menor energía de ionización?

a) K,Ca

b) Sb,Bi

c) Sr,I

d) Pb, Te

6. ¿Cuál elemento de cada par tiene mayor afinidad electrónica?

a) Na,K

b) O,F

c) Br, I

d) Mg, Rb

7. ¿Por qué la electronegatividad disminuye en un grupo conforme aumenta el tamaño atómico?

8. ¿Cuál elemento de cada par es más electronegativo?

a) Cl,F

d) As,Ca

b) C,N

e) P,S

c) Mg, Ne

f) Be, Ba

9. Coloca en orden ascendente (de menor a mayor) de afinidad electrónica los siguientes elementos: Si, Sb, Na, I, Sn, Al.

10. Acomoda cada conjunto de elementos en orden descendente (de mayor a menor) de energía de ionización. [®]

a) Be, Mg, Sr

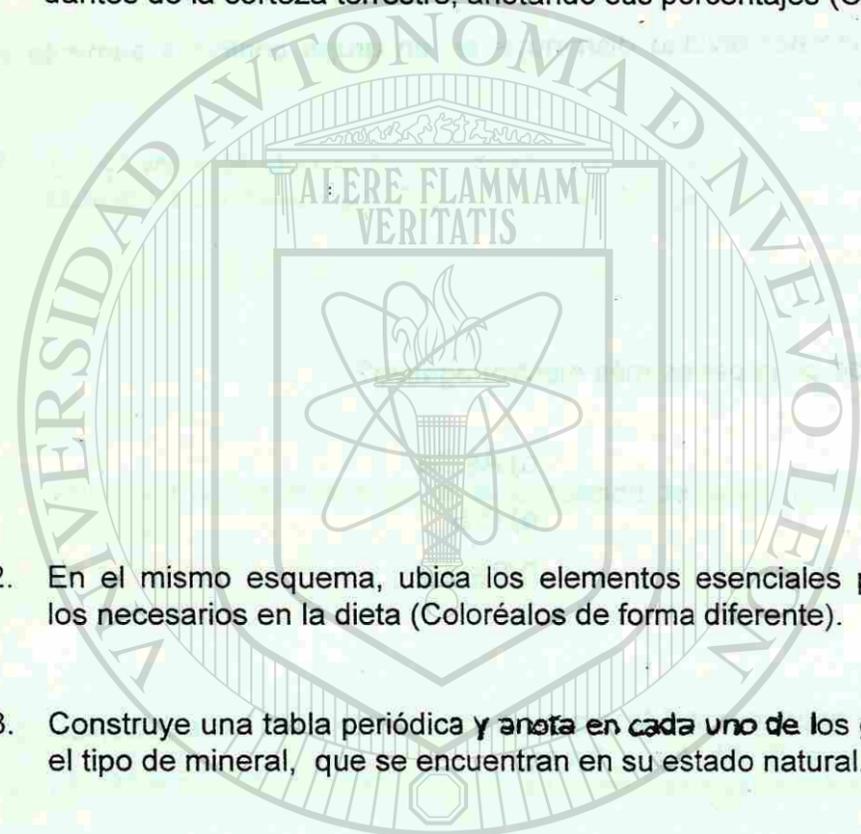
b) Na, Al, S

c) N, Li, F

Actividad 3.10 Distribución y estado natural de los elementos

I. Resuelve el siguiente ejercicio:

1. Construye un esquema de la tabla periódica y ubica los elementos más abundantes de la corteza terrestre, anotando sus porcentajes (Coloréalos).
2. En el mismo esquema, ubica los elementos esenciales para el organismo y los necesarios en la dieta (Coloréalos de forma diferente).
3. Construye una tabla periódica y anota en cada uno de los grupos de elementos el tipo de mineral, que se encuentran en su estado natural.

**Actividad 3.11 Distribución de los elementos en el país**

I. Intégrate a un equipo de trabajo y desarrolla el siguiente ejercicio.

1. Elabora una tabla que incluya la siguiente información:
 - * Los estados del país con yacimientos de minerales.
 - * Los elementos contenidos en estos minerales.

2. Utilizando la lectura LE 3.6 "Elementos Contaminantes":

Construye una tabla y anota:

- a) Cinco ejemplos de elementos que presenten alto riesgo de contaminación ambiental.
- b) La fuente de contaminación.
- c) El medio que contaminan.
- d) La vía de incorporación al organismo.

AUTOEVALUACION

I. Selecciona la mejor opción.

1. Químico que desarrolló una tabla periódica con los elementos conocidos, ordenándolos según su masa atómica y sus propiedades químicas.

A) Newlands
 B) Döbereiner
 C) Mendeleev
 D) Meyer
 E) Moseley

2. ¿Cuál de los siguientes elementos forman una tríada de Döbereiner?

A) Ce, Ar, S
 B) B, C, N,
 C) Mg, Mn, O
 D) Ca, Sr, Ba
 E) F, Cl, I

3. La tabla periódica moderna establece que las propiedades de los elementos están en función periódica de sus:

A) radios atómicos
 B) masas atómicas
 C) cargas atómicas
 D) números atómicos
 E) neutrones

11. De los siguientes conjuntos de símbolos de elementos, identifica cuáles corresponden totalmente a elementos representativos.

A) Li, Na, K, Fe, Au
 B) C, N, F, Mo, Mn
 C) Ho, U, Fe, Pt, Ag
 D) Ca, Cd, Cr, C, Cl
 E) N, C, O, F, B

12. ¿En que grupo de la tabla periódica se encuentran los halógenos?

A) V A
 B) V B
 C) VII B
 D) VI A
 E) VII A

13. A los elementos del grupo VI A de la tabla periódica, se les llama:

A) alcalinos
 B) calcógenos
 C) alcalinoterreos
 D) gases nobles
 E) halógenos

14. De los siguientes pares de símbolos de elementos, identifica, ¿cuál corresponde a los metaloides?

A) Na, K
 B) Si, Se
 C) B, Br
 D) As, Sb
 E) C, O

15. Los elementos que contiene tres o menos electrones de valencia, son considerados como:

- A) no metales
- B) halógenos
- C) semimetales
- D) metales
- E) gases nobles

16. Identifica las configuraciones electrónicas que pertenecen a una misma familia.

- A) $1s^2 2s^2 2p^4$
- B) $1s^2 2s^1 2p^4$
- C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- D) a y b son correctos
- E) a y c son correctos

17. De los siguientes elementos, identifica el que tiene el menor radio atómico.

- A) Al
- B) Na
- C) P
- D) S
- E) Cl

18. ¿Qué sucede cuando un elemento del grupo VI A adquiere una configuración de gas noble?

- A) gana 6 electrones
- B) pierde 2 electrones
- C) gana 2 electrones
- D) pierde 3 electrones
- E) ni gana, ni pierde electrones

19. ¿Cuál elemento presenta la menor energía de ionización?

- A) I
- B) Ba
- C) Fe
- D) P
- E) Be

II. Relaciona las siguientes columnas:

20. Basándote en la posición de los elementos en la tabla periódica y en su configuración electrónica, determina el número de oxidación para los siguientes elementos.

- | | | |
|-------|-----|-------|
| 1) O | () | A) 3- |
| 2) Al | () | B) 3+ |
| 3) C | () | C) 4- |
| 4) Cl | () | D) 2- |
| 5) N | () | E) 1- |

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD III

LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Tabla Periódica. Organización sistemática de los elementos

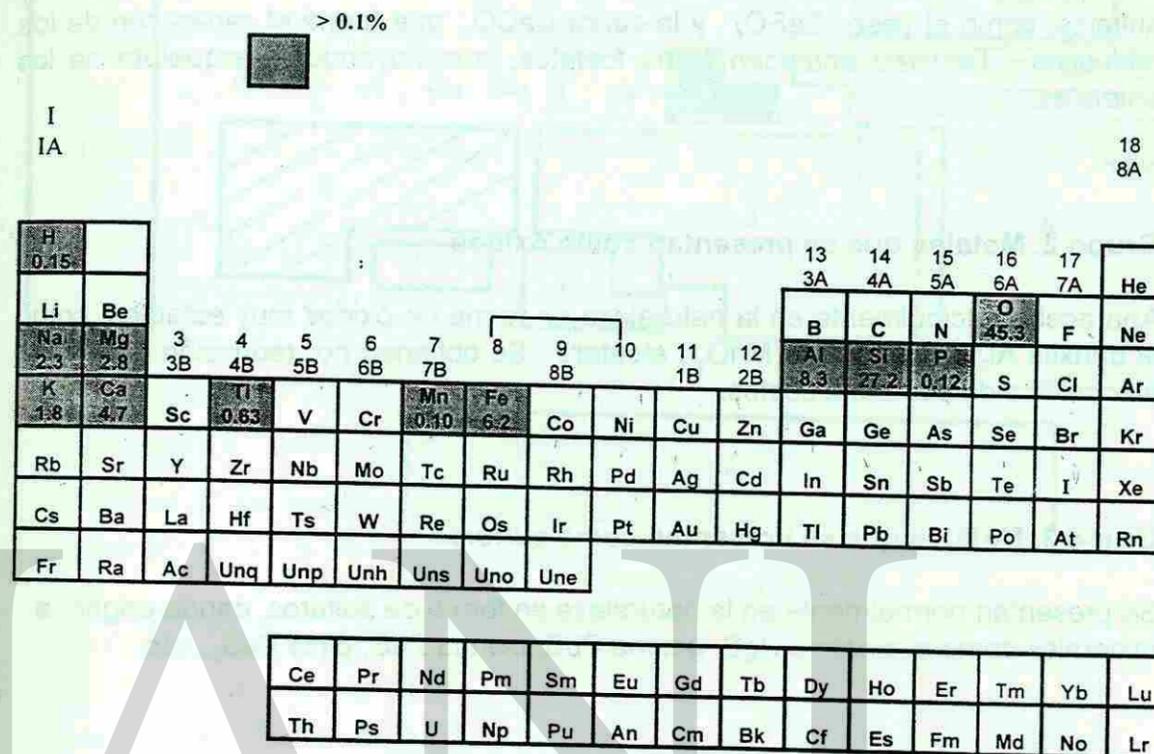
LC 3.1 Distribución de los elementos en la corteza terrestre y en sistema vivos

La mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza ¿Cómo están distribuidos estos en la corteza terrestre y cuáles de ellos son esenciales para los sistemas vivos?

Por corteza terrestre se entiende la capa medida desde la superficie de la tierra hasta una profundidad de unos 40 km (aproximadamente 25 millas). Debido a dificultades técnicas, los científicos no han sido capaces de estudiar las proporciones más internas de la Tierra tan fácil como la corteza. Se cree que hay un núcleo sólido constituido en su mayor parte de hierro y níquel en el centro de la Tierra. Alrededor del núcleo hay un fluido caliente llamado manto, el cual está formado por hierro, carbono, silicio y azufre.

De los 83 elementos que se encuentran en la naturaleza 12 de ellos constituyen el 99.7% de la corteza terrestre en masa. En orden decreciente de abundancia natural son oxígeno (O), silicio (Si), aluminio (Al), hierro (Fe), calcio (Ca), magnesio (Mg), sodio (Na), potasio (K), titanio (Ti), hidrógeno (H), fósforo (P) y manganeso (Mn) (Fig. 3.1). Al analizar la abundancia natural de los elementos, se debe tener en mente que: 1) los elementos no se encuentran uniformemente distribuidos en la corteza terrestre y 2) la mayoría de los elementos existen en forma combinada. Estas características proporcionan las bases para la mayoría de los métodos de obtención de los elementos puros a partir de sus componentes.

Fig. 3.1 Abundancia natural de los elementos en porcentaje en masa.



Chang R., "Química", McGraw Hill. Pág 340, 1992

LC 3.2 Estado natural de los elementos

Los elementos no se encuentran diseminados al azar en la naturaleza sino que aparecen agrupados con propiedades y comportamiento semejante. En la tabla 3.2 se muestra la clasificación de los elementos en función del estado natural.

Considerando el tipo de mineral que forman, los procesos de extracción y los usos, la tabla periódica se puede dividir en seis grandes grupos.

Grupo 1. Metales con gran reactividad química

Este grupo incluye a los metales alcalinos y a los alcalinotérreos, que por su gran reactividad química nunca se encuentran libres en la naturaleza. Los alcalinos generalmente se encuentran unidos a los halógenos formando sales, que son muy solubles en agua y que a través del tiempo se han acumulado en los mares y

lagos. Al desecarse mares interiores que quedaron sepultados, se han formado las minas como las de sal de gema.

Los alcalinotérreos generalmente forman sales insolubles como carbonatos y sulfatos, como el yeso CaSO_4 , y la caliza CaCO_3 que forma el caparazón de los moluscos. También aparecen como fosfatos, constituyendo el esqueleto de los animales.

Grupo 2. Metales que se presentan como óxidos

Aparecen principalmente en la naturaleza en forma de óxidos muy estables, como la bauxita Al_2O_3 , pirolusita MnO_2 , etcétera. Se obtienen por reducción química o electrolítica de sus compuestos.

Grupo 3. Metales que se presentan como sulfuros

Se presentan normalmente en la naturaleza en forma de sulfuros, dando origen a minerales como el cinabrio HgS , galena PbS , blenda ZnS , pirita FeS_2 , etc.

Grupo 4 Metales poco reactivos

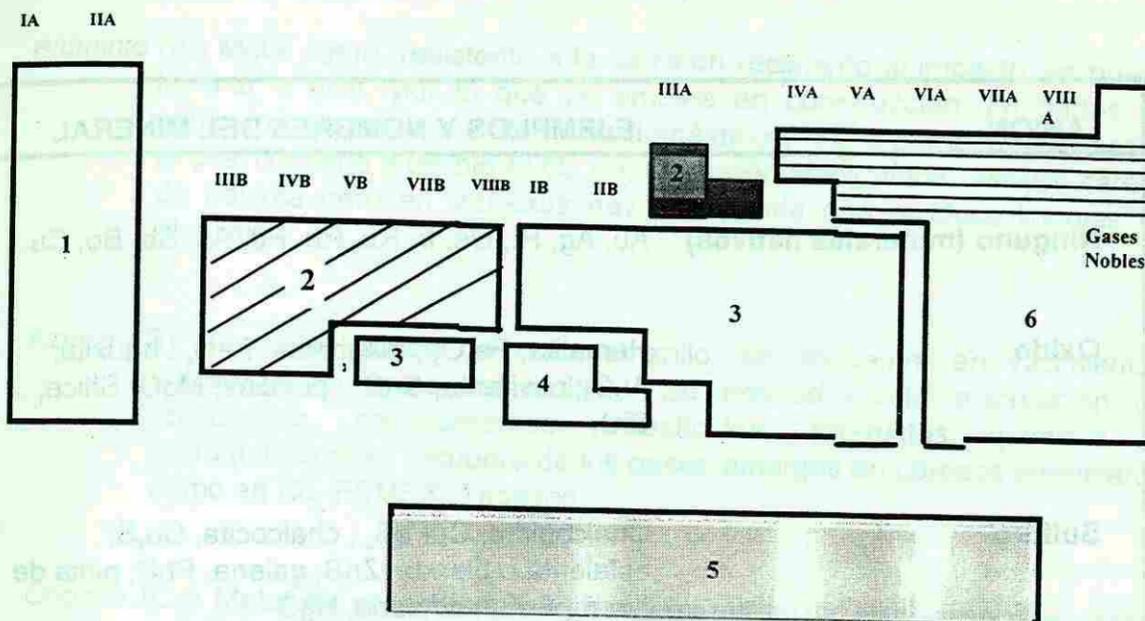
Son elementos químicamente poco activos que se encuentran por lo regular libres en la naturaleza. El oro y la plata pertenecen a este grupo.

Grupo 5 Elementos tierra raras

Estos elementos se encuentran muy dispersos en la corteza terrestre aunque en mayor proporción que algunos metales, como oro, cobre, zinc. Se presentan en forma de óxido mixtos, es decir, óxidos que contienen dos más de estos metales.

Grupo 6. Elementos no metálicos

Se les encuentra formando la parte negativa de los compuestos y algunos en estado libre.



- 1. Metales con gran reactividad química
- 2. Metales que se presentan como óxido
- 3. Metales que se presentan como sulfuros
- 4. Metales poco reactivos
- 5. Elementos Tierras raras
- 6. Elementos no metálicos

Tabla 3.2 Clasificación de los elementos en función del estado natural.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Tabla 3.3 Tipos comunes de minerales

ANION	EJEMPLOS Y NOMBRES DEL MINERAL
Ninguno (minerales nativos)	Au, Ag, Pt, Os, Ir, Ru, Rh, Pd, As, Sb, Bo, Cu
Oxido	Hematita, Fe_2O_3 ; magnetita, Fe_3O_4 ; bauxita, Al_2O_3 ; casiterita, SnO_2 ; periclas, MgO ; Sílice, SiO_2
Sulfuro	Chalcopyrita, CuFeS_2 ; chalcocita, Cu_2S ; esfalerita o blenda, ZnS ; galena, PbS ; pirita de hierro, FeS_2 ; cinabrio, HgS
Cloruro	Sal de roca, NaCl ; silvita, KCl ; carnalita, KCl MgCl_2
Carbonatos	Piedra caliza, CaCO_3 ; magnetita, MgCO_3 ; dolomita, $\text{MgCO}_3, \text{CaCO}_3$
Sulfato	Yeso, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; sales de epsom, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; barita, BaSO_4
Silicato	Berilio, $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$; kaolinita, $\text{Al}_2(\text{Si}_2\text{O}_5)(\text{OH})_4$; epodumeno $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$

Labardini et al, "Química", Public. Culturales, Pág 104, 1993.

LC 3.3 Elementos importantes para México por su grado de abundancia o deficiencia

Aluminio (Al) Metal ligero, resistente a la corrosión resistente al impacto, se puede laminar e hilar, por lo que se emplea en construcción, en partes de vehículos, de aviones y utensilios domésticos. Se le extrae de la bauxita, la cual contiene aluminio Al_2O_3 , por reducción electrolítica. México carece de bauxita pero en Veracruz hay una planta que produce lingotes de aluminio.

Azufre (S) No metal; sólido de color amarillo, se encuentra en yacimientos volcánicos y aguas sulfuradas. Se emplea en la elaboración de fertilizantes, medicamentos, insecticidas, productos químicos y petroquímicos; se recupera de los gases amargos en campos petrolíferos como en Cd. PEMEX, Tabasco.

Cobalto (Co) Metal de color blanco que se emplea en la elaboración de aceros especiales debido a su alta resistencia al calor, corrosión y fricción. Se emplea en herramientas mecánicas de alta velocidad, imanes y motores. En forma de polvo se emplea como pigmento azul para el vidrio. Es catalizador. Su isótopo radiactivo se emplea en el Instituto Nacional de Investigaciones Nucleares (I.N.I.N.) México, porque produce radiaciones gamma. Se han encontrado minerales oxidados y sulfuros en Sonora, Jalisco, Michoacán, Puebla y Oaxaca.

Cobre (Cu) Metal de color rojo que se carbonata al aire húmedo y se pone verde, conocido desde la antigüedad. Se emplea principalmente como conductor eléctrico, también para hacer monedas, y en aleaciones como latón y bronce. Entre los distritos mineros productores están: Sonora, Zacatecas, Chihuahua.

Hierro (Fe) Metal dúctil, maleable, de color gris negruzco, conocido desde la antigüedad, se oxida al contacto con el aire húmedo. Se extrae de minerales como la hematita, limonita, pirita, magnetita y siderita. Se le emplea en la industria, arte y medicina. Para fabricar acero, cemento, fundiciones de metales no ferrosos; la sangre lo contiene en la hemoglobina. En el país se le encuentra en unos 250 depósitos que están en Baja California, Colima, Jalisco, Chihuahua, Durango, Guerrero y Michoacán.

Flúor (F) Este no metal está contenido en la fluorita CaF_2 en forma de vetas encajonadas en calizas. La fluorita se emplea como fundente en hornos metalúrgicos para obtener HF , NH_4F y grabar el vidrio, también en la industria química, cerámica y potabilización del agua. Los depósitos mexicanos de fluorita están en Coahuila, San Luis Potosí, Durango y Chihuahua.

Fósforo (P) Elemento no metálico que se encuentra en la roca fosfórica que contiene P_2O_5 , o en la fosforita $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Los huesos y los dientes contienen este elemento. Tiene aplicaciones para la elaboración de detergentes, plásticos, lacas, cerillos, explosivos, refinación de azúcar, industria textil, fotografía, fertilizantes, cerámica, pinturas, alimentos para ganado y aves. Los yacimientos mexicanos de roca fosfatada se localizan en Coahuila, Zacatecas, Nuevo León y Baja California.

Mercurio (Hg) Metal líquido a temperatura ambiente, de color blanco brillante, resistente a la corrosión y buen conductor eléctrico. Se le emplea en la fabricación de instrumentos de precisión, baterías, termómetros, barómetros, amalgamas dentales, armas para preparar cloro, sosa cáustica, medicamentos, insecticidas, fungicidas y bactericidas. Los yacimientos de mercurio en la República se encuentran en más de 15 estados, destacando: Querétaro, Zacatecas, Durango, San Luis Potosí, Guerrero. Se le obtiene principalmente del cinabrio que contiene HgS .

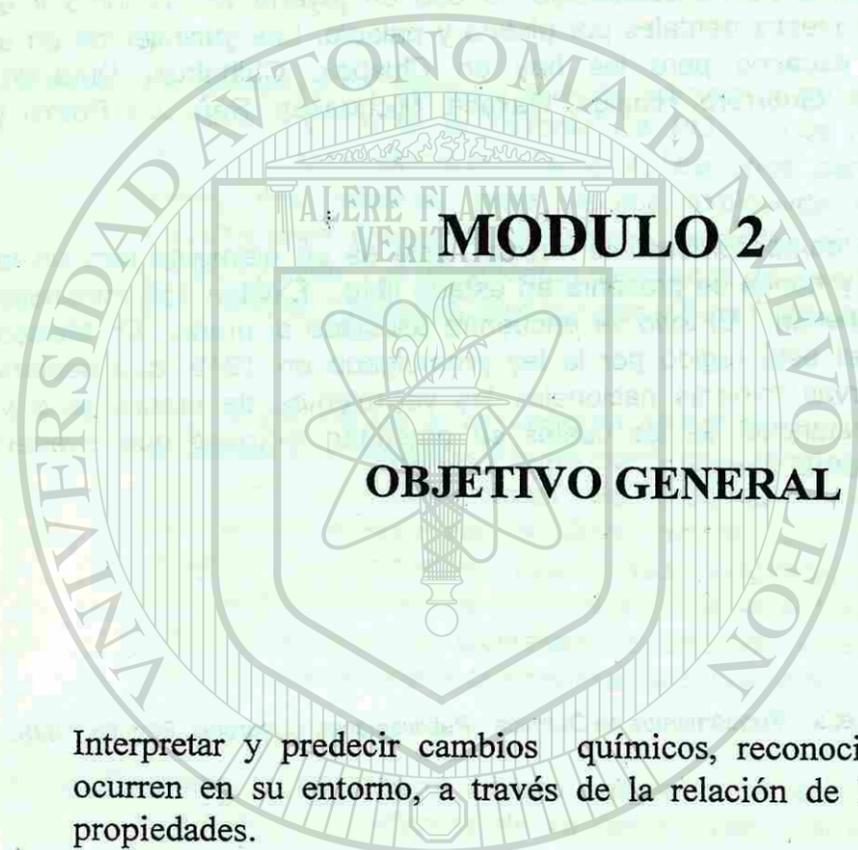
Plata (Ag) Metal color blanco, su uso tradicional ha sido en la acuñación de monedas y manufactura de vajillas y joyas. Se emplea en fotografía, aparatos eléctricos, aleaciones, soldaduras. Entre los estados productores están: Guanajuato, San Luis Potosí, Zacatecas e Hidalgo. La producción de plata en México se obtiene como subproducto del beneficio de sulfuros de plomo, cobre y zinc que la contienen. Recientemente se ha substituido su uso en monedas por la aleación cobre-níquel.

Plomo (Pb) Metal blando, de bajo punto de fusión, bajo límite elástico, resistente a la corrosión, se le obtiene del sulfuro llamado galena PbS . Se usa en baterías o acumuladores, pigmentos de pinturas, linotipos, soldaduras, investigaciones atómicas. La producción se localiza en 17 estados entre ellos Chihuahua y Zacatecas. Otros productos que se obtienen o se pueden recuperar de los minerales que lo contienen son: cadmio, cobre, oro, plata, bismuto, arsénico, telurio y antimonio.

Oro (Au) Metal de color amarillo, inalterable, dúctil, brillante, sus propiedades y su rareza le hacen ser excepcional y de gran valor. Es el patrón monetario internacional. En la naturaleza se encuentra asociado al platino, a la plata y al telurio en unos casos. Sus aleaciones se emplean en joyería y ornamentos, pieza dentales, equipos científicos de laboratorio. Recientemente se ha substituido su uso en joyería por el iridio y el rutenio; en piezas dentales por platino y paladio. Los yacimientos en el país son escasos pero los hay en Chiapas, Chihuahua, Durango, Guanajuato, Guerrero, Hidalgo, Oaxaca, Michoacán, San Luis Potosí y Zacatecas.

Uranio (U) Utilizado como combustible nuclear, éste es un elemento raro en la naturaleza y nunca se presenta en estado libre. Existen 150 minerales que lo contienen. El torio se encuentra asociado al uranio. En México este mineral está regido por la ley promulgada en 1949, que declara como reservas mineras nacionales los yacimientos de uranio, torio y demás sustancias de las cuales se obtengan isótopos que pueden producir energía nuclear.

Ocampo, et al, "Fundamentos de Química", Publicaciones Culturales, Pág. 65, 1993.



MODULO 2

OBJETIVO GENERAL

Interpretar y predecir cambios químicos, reconociendo aquellos que ocurren en su entorno, a través de la relación de la materia con sus propiedades.

LE 3.2 Plata contra Cobre

¿Sabías que la plata conduce la electricidad mejor que cualquier otro elemento?. Sin embargo, tu no encuentras plata en ningún alambre de tu casa. ¿Por qué no? La respuesta la sabrás si te informas sobre el costo de la plata, ya que es costosa. El alambre para electricidad usado en la mayoría de la casas es de cobre. El cobre es un 10% menos eficiente al conducir la corriente eléctrica que la plata, sin embargo, es más barato que la plata.

La decisión de usar alambre de cobre en lugar de alambre de plata en las instalaciones eléctricas se hace en base a comparar la efectividad contra el costo. En estas circunstancias, los consumidores prefieren el alambre de cobre aún que su uso puede incrementar el pago en el consumo de corriente eléctrica cada mes debido a que es peor conductor que la plata, pues el costo de usar alambre de plata en las instalaciones eléctricas sería mucho mayor.

En cualquier ocasión que quieras tomar una decisión para escoger materiales o procesos, es necesario considerar las consecuencias económicas de tu decisión y tomar en cuenta los beneficios, los costos y los riesgos involucrados.

Explorando más allá.

1. Investiga la conductividad eléctrica de los materiales y enlístalos en orden descendente de conductividad.
2. Explica porqué no se usa el alambre de hierro en las instalaciones eléctricas.

"Decisiones económicas", adaptado de: Smoot, et al,
"Chemistry", Mcmillan-McGraw -Hill, Pág 197, 1993

LE. 3.3 Tan fácil como Un-Bi-Tri

Los científicos tanto de los Estados Unidos de América como de la antigua Unión Soviética reclaman el descubrimiento del elementos 104.

Los científicos americanos lo nombraron rutherfordio, pero los científicos rusos le llamaron kurchatovio. Es un elemento sintético que fue creado en aceleradores lineales. En los aceleradores los iones se mueven a altas velocidades hasta estallar contra una superficie formada de elementos sólidos, con el objeto de producir elementos nuevos. Debido a que investigaciones similares estaban siendo llevadas a cabo en varias partes del mundo, la evaluación de las reclamaciones acerca del descubrimiento es difícil.

Una de las responsabilidades de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, IUPAC, es estandarizar los nombres de las sustancias químicas.

El sistema ideado por la IUPAC para nombrar a los elementos con números 104 y mayores es simple. El nombre del elemento es derivado directamente de su número atómico usando las raíces griegas y latinas mostradas enseguida:

0	nil	2	bi	4	quad	6	hex	8	oct
1	un	3	tri	5	pent	7	sept	9	enn

Las raíces son arregladas en orden de los dígitos del número atómico con el sufijo "io" añadido para completar el nombre. De esta forma el elemento 104 se llamará unnilquadio, que literalmente dice 104. El símbolo químico de un elemento en este sistema está compuesto de las letras iniciales de las raíces numéricas que forman el nombre. Por lo tanto el símbolo químico del unnilquadio es Unq.

Smoot, et al., "Chemistry", Mcmillan/McGraw-Hill, Pág. 149, 1993

LE 3.4 El tercer elemento líquido

De los 109 elementos conocidos, 11 son gases en condiciones atmosféricas. Seis de éstos son los elementos del grupo 8A (los gases nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn), y los otros cinco son hidrógeno (H₂), nitrógeno (N₂), oxígeno (O₂), flúor (F₂) y

cloro (Cl₂). Curiosamente, sólo dos elementos son líquidos a 25 °C; el mercurio (Hg) y el bromo (Br₂).

No se conocen las propiedades de todos los elementos conocidos porque algunos de ellos nunca han sido preparados en cantidades lo suficientemente grandes para investigación. En estos casos se tiene que confiar en las tendencias periódicas para predecir sus propiedades. ¿Qué posibilidad hay, entonces, de descubrir un tercer elemento líquido?

Véase el francio (Fr), el último miembro del grupo 1A, para ver si calificaría como un elemento líquido a 25 °C. Todos los isótopos del francio son radiactivos. El isótopo más estable es el francio-223, que tiene una vida media de 21 minutos (Vida media es el tiempo que toma desintegrarse a la mitad de los átomos de cualquier cantidad de sustancia radiactiva). Esta pequeña vida media significa que sólo podrán existir huellas muy pequeñas de francio en la Tierra. Y a pesar de que es factible preparar el francio en el laboratorio, no se ha preparado o aislado una cantidad pesable. Así es que se conoce muy poco acerca de las propiedades físicas y químicas del francio. Sin embargo, se pueden usar las tendencias periódicas para predecir algunas de esas propiedades.

Por ejemplo, considérese el punto de fusión del francio. La figura 3.2 muestra cómo varían los puntos de fusión de los metales alcalinos con el número atómico. Del litio al sodio el punto de fusión cae 81.4°; del sodio al potasio 34.6°, del potasio al rubidio 24°, del rubidio al cesio 11°. Con base en esta tendencia, se puede predecir que la caída del cesio al francio será de unos 5°. Si es así, el punto de fusión del francio sería 23°C, lo que lo convertiría en un líquido en condiciones atmosféricas.

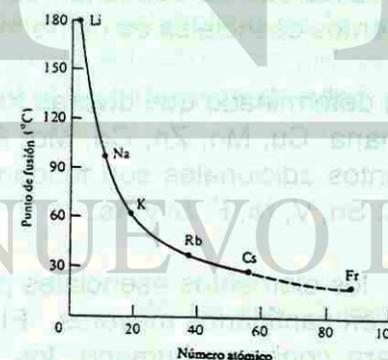


Fig. 3.2 Gráfica de los puntos de fusión de los metales alcalinos contra sus números atómicos. Por extrapolación, se predice que el francio tiene un punto de fusión de 23°C.

Chang R., "Química", McGraw-Hill, Pág. 322, 1993

LE 3.5 (a) Los elementos y la vida

Los metales son muy empleados con fines estructurales en edificios, trenes, barcos, automóviles y camiones. Sirven también como conductores de calor y la electricidad. Los iones metálicos tienen diversas funciones biológicas. Las investigaciones médicas y nutricionales en las últimas décadas han proporcionado un alto grado de comprensión acerca de las importantes funciones de los metales. Los metales Na, K, Ca y Mg, como también algunos no metales (C, H, O, N, P, y S) siempre están presentes en el cuerpo humano en cantidades sustanciales.

Primero se demostrará la importancia de las pequeñas cantidades en ciertos procesos vitales; en segundo lugar, se estudiará la abundancia de los metales en la vida.

El principal problema de investigar las "trazas de elementos" es la medición de cantidades sumamente pequeñas de dichos elementos presentes en los alimentos. Por ejemplo el contenido de vanadio de los chícharos frescos suele ser menor que 4.0×10^{-10} gramos por gramo de dichas verduras. Basándose en estas cifras, se deduce que 2700 toneladas de chícharos frescos contienen tan solo 1.0 gramo de vanadio.

En 1681, el físico inglés, Thomas Sedenham; remojó "limaduras de hierro y acero" en vino frío de Rhin. Empleó la solución resultante para tratar a pacientes que sufrían de clorosis, anemia por deficiencia de hierro. La primera traza de elemento que se demostró era esencial en la dieta humana fue el hierro. Aproximadamente en 1850, el químico francés Boussingault, demostró que ciertos depósitos de sal curan el bocio; estos depósitos salinos contienen compuestos de yodo. El yodo, una de las trazas de elementos esenciales es un no metal.

En los últimos años se ha determinado que diversas trazas de elementos son esenciales en la nutrición humana: Cu, Mn, Zn, Co, Mo, Se y Cr. Además, se ha demostrado que seis elementos adicionales son fundamentales para la buena nutrición de diversos animales: Sn, V, Ni, F, Si y As.

Sin embargo, muchos de los elementos esenciales para la nutrición también pueden ser dañinos o fatales en cantidades mayores. El **arsénico** es un veneno muy conocido. En el agua para consumo humano, los límites máximos permisibles (según la Federal Water Pollution Administration) de algunos elementos son las siguientes Zn, 5.0 ppm (partes por millón); Cu, 1.0 ppm; Fe, 0.3 ppm; Cr, 0.05 ppm, y As, 0.05 ppm.

La deficiencia de **hierro** suele ser muy común. La anemia se caracteriza por una baja concentración de hemoglobina en la sangre, o por un volumen bajo de glóbulos rojos, que es el síntoma común. El consumo dietético recomendado para mujeres

cuyas edades fluctúan entre 23 o 50 años es 80% mayor que para los hombres del mismo rango de edades, debido al hierro que pierden en el sangrado menstrual.

El **yodo** (un no metal) es necesario para evitar el bocio, debido a su deficiencia, la cual constituye aproximadamente el 96% de los casos de dicha enfermedad. El yodo está presente en dos hormonas tiroideas la tiroxina y la triyodotiroina, que incrementan la tasa metabólica y el consumo de oxígeno de las células.

El **zinc** se encuentra presente en por lo menos 90 enzimas y en la hormona insulina. El zinc participa en el funcionamiento de la glándula pituitaria y suprarrenales, así como del páncreas y las gónadas. Desempeña un papel importante en los procesos de crecimiento, incluyendo la síntesis de proteínas y la división celular. Investigaciones efectuadas en la University of Wisconsin demostraron en 1936 que el zinc es esencial para el crecimiento humano. La carne y otros productos animales son las principales fuentes dietéticas de zinc para los seres humanos.

El **cobre** es fundamental en los procesos de oxidación del organismo. Es el componente de diversas enzimas oxidativas. Teorías actuales sugieren que una deficiencia de cobre puede provocar anemia, ya que este metal se requiere para la absorción y movilización del hierro necesario para formar hemoglobina. Las necesidades humanas de cobre se establecieron en 1928. Las nueces, el hígado y los mariscos, son fuentes importantes del mismo.

El **cobalto** se encuentra en la vitamina B12, la cual evita la anemia perniciosa. Las necesidades de los seres humanos al respecto se establecieron en 1935.

El **cromo** es fundamental para el metabolismo de la glucosa. Se ha observado disminución en el nivel de cromo en niños con deficiencia proteica grave en los países en vías de desarrollo y entre individuos de edad avanzada en Estados Unidos.

Whitten, et al., "Química General", McGraw-Hill, 1992

LE. 3.5 (b) Los elementos en el cuerpo humano

Alrededor del 96% por masa del cuerpo consta de combinaciones químicas de los elementos carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. El 4% restante se compone de elementos minerales y elementos de trazas. Los minerales son iones inorgánicos que deben formar parte de una dieta saludable. En la tabla 3.3 se da una lista de tales minerales. Entre otros usos, éstos sirven para formar los electrolitos del organismo. A continuación se ofrece una breve descripción de las funciones de dichos minerales.

CALCIO. El ion calcio, Ca^{2+} , es un componente importante de los huesos y los dientes. Tanto unos como otros son básicamente una subestructura proteínica con un depósito de la sal mineral denominada hidroxiapatita, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$. El 90% del calcio del organismo se localiza en los huesos y los dientes; el ion calcio es importante también en los fluidos del cuerpo. Se considera que el calcio participa en la regulación del transporte de iones a través de las membranas celulares y tal parece que se necesita en la activación de ciertas enzimas y la coagulación de la sangre. El consumo diario de calcio que se recomienda para los adultos es de 800 miligramos, y la leche constituye una de las mejores fuentes de calcio.

Tabla 3.3 Elementos minerales del cuerpo

Elemento	Porcentaje de peso del cuerpo	Elemento	Porcentaje de peso del cuerpo
Calcio	1.5-2.2	Cloro	0.15
Fósforo	0.8-1.2	Sodio	0.15
Potasio	0.35	Magnesio	0.05
Azufre	0.25	Hierro	0.004

FOSFORO. Casi el 85% del fósforo del cuerpo se localiza en combinación con el calcio, en los huesos y los dientes. El fosfato dihidrogenado (H_2PO_4^-) y los iones fosfato ácido (HPO_4^{2-}) se encuentran en los fluidos corporales como sistema tampón. El fósforo se incorpora a muchos compuestos importantes del organismo, tales como el ATP, los fosfolípidos, el DNA y el RNA. Por lo general se tiene suficiente fósforo en una dieta normal.

MAGNESIO. Gran parte del magnesio del organismo se encuentra en forma de ion magnesio en los huesos. La función de este elemento no se conoce por completo, pero se ha encontrado que el ion magnesio se localiza en concentraciones relativamente elevadas en los fluidos celulares. Parece ser que el magnesio es necesario para la función de muchas enzimas importantes relacionadas con la respiración y el metabolismo de proteínas y carbohidratos. Además, el magnesio es también una parte importante de las moléculas clorofílicas que participan en la fotosíntesis. La dosis diaria recomendada de magnesio es de 300 a 350 miligramos. Entre las buenas fuentes de magnesio están las nueces, los granos de cereal, las verduras de muchas hojas y los alimentos del mar.

SODIO. El ion sodio es el ion positivo de más alta concentración en los fluidos extracelulares (fluido intersticial y plasma sanguíneo). La cantidad de ion sodio influye en la presión osmótica de estos fluidos extracelulares. El ion sodio puede penetrar por las membranas celulares, y la transmisión nerviosa y el uso de los músculos implica un intercambio temporal de ion sodio extracelular con el ion potasio celular. Por lo general las dietas incluyen cantidades abundantes de sodio, sobre todo si se usa mucha sal; sin embargo, en investigaciones recientes se ha revelado que el uso excesivo de la sal puede contribuir a que se eleve la presión de la sangre.

CLORURO. El ion cloruro es el ion negativo de más alta concentración en los fluidos extracelulares y también está presente en fluidos celulares. Junto con el ion sodio, influye en la presión osmótica de los fluidos extracelulares. El cloruro es un activador de las enzimas de amilasa y se requiere para la formación del ácido clorhídrico gástrico. En la dieta se tiene normalmente una cantidad suficiente de cloruro.

POTASIO. El ion potasio es el principal ion positivo de los fluidos celulares, en donde influye en la presión osmótica al interior de las células. El ion potasio celular se intercambia temporalmente con el ion sodio extracelular durante la transmisión nerviosa y la contracción muscular. El ion potasio se necesita para el metabolismo de carbohidratos y proteínas, así como para la síntesis proteínica. Por lo general se tiene una cantidad abundante de potasio en la dieta.

AZUFRE. Casi todo el azufre que entra al organismo lo hace en la forma de los aminoácidos que lo contienen; por ejemplo, metionina, cistina y cisteína. Gran parte del azufre se incorpora a las proteínas del cuerpo en estas formas de aminoácidos. En los fluidos del cuerpo también existe algo de azufre como ion sulfato SO_4^{2-} . Hay algunos compuestos importantes que contienen azufre y que participan en el metabolismo.

HIERRO. El hierro existe en el cuerpo como ion ferroso, Fe^{2+} , y ion férrico, Fe^{3+} . Sin embargo, estos iones no se encuentran como iones libres, sino que están en combinación con otros compuestos químicos. La mayor parte del hierro del cuerpo está contenido en la hemoglobina y la mioglobina, en donde participa directamente en el transporte del oxígeno. El hierro se almacena en las células del hígado, el bazo y los huesos, en forma de una combinación de proteína que contiene hierro, lo cual sirve como reserva de hierro del organismo. No obstante, se sigue necesitando hierro en la dieta. El consumo diario que se recomienda para los hombres es de 10 miligramos y 15 miligramos para las mujeres. La carne, el hígado, la yema de huevo y los vegetales de hojas verdes constituyen excelentes fuentes de hierro.

ELEMENTOS DE TRAZAS. Los elementos en trazas son aquellos que se requieren en la dieta cantidades muy pequeñas. El uso de los elementos trazas, importantes, se indica en la tabla 3.4. Por lo general, los elementos en trazas forman parte de la dieta normal; no obstante, una deficiencia de ellos puede provocar malestar y enfermedades. Para asegurarse de que se cuenta con un abastecimiento suficiente de ion yoduro, se puede usar la sal yodatada (sal con una traza de yoduro de potasio). El uso de la sal yodatada en Estados Unidos ha reducido drásticamente la incidencia del bocio, que es el agrandamiento de la glándula tiroides. En fechas muy recientes se ha encontrado pruebas de un aumento en la incidencia del bocio que al parecer se debe al hecho de que gran parte de la población está utilizando mayores cantidades de alimentos preparados que no contienen sal yodatada.

Tabla 3.4 Elementos en trazas en el cuerpo

Elemento	Cantidad aproximada en el cuerpo (gramos por kilogramo)	Localización o función en el cuerpo
Cromo	0.08	Se relaciona con la función de la insulina en el metabolismo de la glucosa.
Cobalto	0.40	Se requiere para el funcionamiento de varias enzimas, forma parte de la vitamina B_{12} .
Cobre	1.4	Se requiere para la función de las enzimas respiratorias y otras enzimas
Yodo	0.4	Se localiza en la glándula tiroides, se requiere para la hormona tiroxina
Manganeso	0.3	Se necesita para el funcionamiento de varias enzimas digestivas
Molibdeno	0.07	Se requiere para el funcionamiento de varias enzimas
Zinc	23	Se requiere para el funcionamiento de muchas enzimas.
Flúor		Se encuentra en huesos y dientes; se considera que es esencial pero se ignora su función.
Selenio		Esencial para el funcionamiento del hígado.
Silicio		Puede ser esencial en los humanos.
Estaño		Puede ser esencial en los humanos.

T.R. Dickson., "Química Enfoque Ecológico", Limusa, pág. 350, 1992

LE 3.6 Elementos contaminantes

El nombre, símbolo y consecuencias de algunos elementos que causan contaminación se presentan a continuación:

Antimonio (Sb) El antimonio se emplea en aleaciones, metal de imprenta, baterías, cerámica y textiles. El envenenamiento se produce por ingestión, inhalación de vapores y principalmente por un gas llamado estibina SbH_3 .

Arsénico (As) Se emplea en venenos para hormigas, insecticidas, pinturas, medicamentos y vidrio. Es uno de los elementos más venenosos que hay, así como sus compuestos, todos sin excepción.

Azufre (S) Principalmente sus óxidos SO_2 y SO_3 contaminan el aire y con agua produce la lluvia ácida. Substancias tales como derivados clorados de azufre, sulfatos, ácidos, son corrosivos. El gas H_2S es sumamente tóxico y contamina el aire. El azufre es empleado en algunos medicamentos para la piel.

Bromo (Br) Sus vapores contaminan el aire, además sus compuestos derivados son lacrimógenos y venenosos.

Cadmio (Cd) Metal tóxico que se origina en la refinación del zinc; también proviene de operaciones de electrodeposición y por tanto contamina agua y aire. Contenido en algunos fertilizantes y contamina el suelo.

Cloro (Cl) Sus vapores contaminan el aire y son corrosivos. Se emplea en forma de cloratos para blanquear la ropa, para lavados bucales, para cerillos. Los cloratos son solubles en agua y la contaminan además de formar mezclas explosivas en compuestos orgánicos. Los vapores de compuestos orgánicos clorados como insecticidas, anestésicos, solventes, dañan el hígado y el cerebro. Algunos medicamentos que contienen cloro afectan el sistema nervioso.

Cromo (Cr) El cromo y sus compuestos son perjudiciales al organismo, pues destruyen todas las células. Se emplea en síntesis orgánicas y en la industria del acero. Un cromato soluble contamina el agua.

Fósforo (P) El fósforo blanco o amarillo es muy venenoso. El fósforo rojo no lo es, pero se encuentra contaminado del blanco. Se emplea fósforo en síntesis, pinturas, fertilizantes, plaguicidas, ocasionando contaminación de aire, suelo y agua. El gas PH_3 , es muy venenoso y los vapores de compuestos orgánicos fosforados contaminan el aire.

Manganeso (Mn) Se emplea en la manufactura del acero y de pilas secas. La inhalación de polvos y humos conteniendo manganeso causa envenenamiento. También contamina el agua y atrofia el cerebro.

Mercurio (Hg) Metal de gran utilidad por ser líquido; se utiliza en termómetros y por ser buen conductor eléctrico se emplea en aparatos de este tipo, así como en iluminación, pinturas fungicidas, catalizadores, amalgamas dentales, plaguicidas, etc. Pero contamina el agua, el aire y causa envenenamiento. Las algas lo absorben, luego los peces y finalmente el hombre. Los granos lo retienen y finalmente el hombre los come.

Plomo (Pb) El plomo se acumula en el cuerpo conforme se inhala del aire o se ingiere con los alimentos y el agua. La mayor parte del plomo que contamina el aire proviene de las gasolinas para automóviles, pues se requiere para proporcionarles propiedades antidetonantes. También se le emplea en pinturas, como metal de imprenta, soldaduras y acumuladores. Por su uso el organismo se ve afectado de saturnismo. Sus sales son venenosas como el acetato.

Se pueden mencionar otros elementos que de una forma u otra contaminan el agua, el aire y el suelo tales como: talio, zinc, selenio, óxidos de nitrógeno, berilio, cobalto, y sobre todo gran cantidad de compuestos que contienen carbono (orgánicos).

Se recomienda investigar más sobre el tema y trabajar con todas las condiciones adecuadas al manejar derivados que contienen estos elementos.

Ocampo, et al., "Fundamento de Química I",
Publicaciones Culturales, Pág. 62, 1993

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



SISTEMA NACIONAL DE BIBLIOTECAS

Práctica de laboratorio 3.1 Metales y no metales

INTRODUCCION

De acuerdo a sus propiedades los elementos se clasifican en metales y no metales. En general, los elementos metálicos son sólidos con altos puntos de fusión, poseen brillo metálico, son dúctiles y maleables y conducen la corriente eléctrica y al combinarse con no metales forman iones positivos. Los no metales, por lo contrario, son líquidos o gases y cuando se presentan en forma sólida poseen puntos de fusión bajos, no conducen la corriente eléctrica y al combinarse con los metales forman iones negativos.

En este experimento se exploran las propiedades de ocho elementos para efectuar su clasificación como metales y no metales.

OBJETIVOS

1. Distinguir elementos por sus propiedades.
2. Clasificar elementos en metales y no metales.

MATERIALES

- Probador de conducción eléctrica
- Mechero
- 8 tubos de ensayo de 12x150
- Martillo
- Cajas Petri

REACTIVOS

- Cloruro de cobre (II) dihidratado
- Aluminio (lámina)
- Magnesio
- Fósforo rojo
- Zinc
- Azufre
- Acido clorhídrico, HCl, 0.5M
- Hierro
- Yodo

PRECAUCIONES

1. El azufre, fósforo y yodo deben manejarse con espátula. Evita el contacto con tu piel, si existe contacto lávate con abundante agua.

PROCEDIMIENTO

Registra tus observaciones en la Tabla 4.1

TABLA 4.1 Propiedades de los elementos

Elemento	Color	Brillo	Conducción de la electricidad	Reacción con HCl	Reacción con $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Zinc					
Calcio					
Magnesio					
Hierro					
Fósforo					
Yodo					
Azufre					

A. Propiedades Físicas

1. Observa la apariencia de cada elemento y registra el color, brillo y forma.
2. A los primeros cinco elementos prueba la maleabilidad utilizando un martillo.
3. Deposita cada elemento observado en una caja de Petri y prueba su conductividad eléctrica utilizando el probador.

B. Propiedades Químicas

1. Reacción con el ácido clorhídrico (HCl). La formación de un gas indica que la reacción se lleva a cabo.
 - A). Deposita en cada tubo una pequeña muestra de un elemento diferente.
 - B). Añade 5 mL de ácido clorhídrico en cada uno de los ocho tubos.
 - C). Observa los resultados y regístralos.
2. Reacción con la solución de cloruro de cobre (II) dihidratado, ($\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). El cambio en el color de la solución indica que hay reacción.
 - A). Prepara ocho tubos y deposita en cada uno una pequeña muestra de un elemento diferente.
 - B). Añade 5 mL de la solución de cloruro de cobre (II).

C). Observa el resultado por espacio de cinco minutos, debido a que la reacción puede ser lenta y registra los resultados.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS

A). Clasifica los elementos en dos grupos, basándote en las similitudes de sus propiedades físicas y químicas.

B). Reclasifica a cada elemento como metal o no metal. Muchos metales reaccionan con ácido clorhídrico y con la solución de cloruro de cobre(II) dihidratado.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1. De los ocho elementos estudiados; escribe los nombres de los metales y de los no metales.

METALES	NO METALES

2. Investiga el nombre de los elementos que muestran propiedades de ambos grupos.

3. Escribe los nombres de 5 a 10 elementos metálicos y no metálicos además de los ocho ya mencionados.

Práctica de laboratorio 3.2 Elementos Representativos vs Elementos de Transición

INTRODUCCION

Los elementos del período 4 con número atómico 21 al 30 pertenecientes a los grupos B de la tabla periódica (grupos 3 al 12 según IUPAC) corresponden a los llamados elementos de transición y presentan propiedades diferentes a los elementos representativos del mismo período.

Algunas de las características de los elementos de transición es que pueden presentar múltiples números de oxidación y sus sales en solución son coloreadas, lo cual sirve para identificación. El color de la solución es debido a la interacción de los iones metálicos con la moléculas de agua que da lugar a la formación de iones hidratados. Los iones de transición reaccionan con otras sustancias como amoníaco, NH_3 , formando iones rodeados de las moléculas de amoníaco, los cuales son llamados iones complejos.

OBJETIVOS

1. Observar las propiedades físicas y químicas de los iones metálicos de transición y los representativos, en solución acuosa.

MATERIALES

- 1 microplato de 24 hoyos
- frascos goteros
- palillos

REACTIVOS

- Soluciones 0.1 M de :
 - KNO_3
 - $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
 - $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$
 - $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 - $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
 - Amoníaco, NH_3 6M
 - Tiocianato de potasio, KSCN 1M
 - Acido Clorhídrico, HCl 6M

PROCEDIMIENTO

1. Revisa la lista de reactivos que usarás y elabora una hipótesis sobre cuales iones en solución tendrán propiedades similares entre sí y diferentes a las de los otros iones. Consulta la tabla periódica para hacer esto.

2. En la hoja cuadriculada adjunta que representa un dibujo del microplato enumera las columnas verticales de la 1 a la 6 y las hileras horizontales de la A a la D.
3. Coloca en la:
 - a) **Columna 1:** 5 gotas de solución KNO_3 en los hoyos A_1 a D_1
 - b) **Columna 2:** 5 gotas de solución de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_2 a D_2
 - c) **Columna 3:** 5 gotas de solución de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ en los hoyos A_3 a D_3
 - d) **Columna 4:** 5 gotas de solución de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_4 a D_4
 - e) **Columna 5:** 5 gotas de solución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_5 a D_5
 - f) **Columna 6:** 5 gotas de solución de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_6 a D_6
4. Añade 5 gotas de NH_3 6M a cada hoyo de la hilera B, mezclando bien con un palillo diferente para cada reacción.
5. Añade 5 gotas de solución de KSCN a cada hoyo de la hilera C mezclando bien con un palillo diferente para cada reacción.
6. Finalmente añade 5 gotas de HCl a cada hoyo de la hilera D mezclando bien con palillos.
7. Los hoyos de la hilera A son usados en este experimento como control para comparar y contrastar las reacciones que ocurren en las hileras B a D, al mezclar las soluciones de los iones estudiados con los reactivos.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS

En una hoja cuadriculada registr tus observaciones anotando la información inicial y la información obtenida después de la reacción, referente a:

1. Las propiedades físicas (color) de las soluciones iniciales colocadas en la hilera A. (control)
2. Los cambios observados en las soluciones de los hoyos B_1 a D_6 al combinar se con los reactivos.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1. Señala:

A) Las observaciones iniciales y finales en las soluciones de las columnas 1, 2, y 6.

B) Las observaciones iniciales y finales en las soluciones de las columnas 3, 4 y 5

2. Deduce y Concluye:

a) La relación entre el comportamiento de los iones metálicos (1 al 6) y su posición en la tabla periódica.

b) Si la hipótesis establecida antes de llevar a cabo el experimento es correcta, fundamenta tu respuesta.

EXTENSION Y APLICACION

1. Menciona las propiedades físicas y químicas que ayudarán a identificar una sal que contenga un ion de un metal de transición.

2. Explica mediante la teoría atómica moderna la semejanza de las propiedades físicas y químicas presentadas por los elementos de transición y los representativos, mostrando las configuraciones electrónicas para ello.

3. Describe el compartamiento del zinc en base a esta explicación.

	1	2	3	4	5	6
A						
B						
C						
D						

2. ¿Qué precauciones se deben tomar al iniciar una determinación de masa en la balanza?

3. Especifica la capacidad de masa de cada uno de los brazos de la balanza, tomando como referencia el que está situado al frente.

PARTE III

1. Describe las zonas de la llama del mechero Bunsen.

2. ¿Por qué es roja la llama cuando las entradas de aire están cerradas?

3. ¿Qué sucedió en la cápsula de porcelana al calentarla con la llama roja?

Explica tu respuesta.

4. Al abrir las entradas de aire, cambia el color de la llama. Explica por qué.

5. ¿Por qué no se quema el palillo de fósforo en la boca del tubo del mechero?

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1. Menciona dos de las precauciones que se deben considerar al utilizar el material de vidrio.

4. ¿Cómo se les llama a las columnas o líneas verticales de elementos de la tabla periódica?

A) períodos

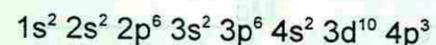
B) grupos

C) modelos

D) niveles de energía

E) subniveles de energía

5. Atendiendo a la siguiente configuración electrónica, encuentra la localización correcta de ese elemento en la tabla periódica.



A) grupo III A, período 4

B) grupo II A, período 3

C) grupo V A, período 4

D) grupo V B, período 3

E) grupo III B, período 4

6. Bloque que contiene los elementos de los grupos del III al VII A más los gases nobles.

A) s

B) d

C) f

D) p

E) ninguno es correcto

magnesio _____

yodo _____

calcio _____

estroncio _____

bario _____

2. Los elementos más importantes que componen los alimentos que consumimos tienen símbolos C, H, O, N, P, S, Ca, K, Cl, Na, Mg y Fe. Escribe el nombre de ellos.

C _____

H _____

O _____

N _____

P _____

S _____

Ca _____

K _____

Cl _____

Na _____

Mg _____

Fe _____

3. Algunos elementos que son necesarios en la dieta diaria en cantidades muy pequeñas son: cromo, cobalto, yodo, manganeso, molibdeno, zinc, flúor, selenio, silicio y estaño. Escribe los símbolos de estos elementos.

cromo _____

molibdeno _____

silicio _____

cobalto _____

zinc _____

estaño _____

yodo _____

flúor _____

manganeso _____

selenio _____

4. Los símbolos de los elementos metálicos que utilizamos con frecuencia son: Fe, Al, Cu, Ni, Ag, Au y Pt. Algunos de los metales tóxicos son: Cd, Hg, Tl y Pb. Cita los nombres de estos elementos.

Fe _____

Ni _____

Pt _____

Tl _____

Al _____

Ag _____

Cd _____

Pb _____

Cu _____

Au _____

Hg _____

7. Al descender en un grupo de la tabla periódica, el número de electrones en el nivel externo de energía de los elementos:

- A) aumenta regularmente
B) disminuye regularmente
C) permanece constante
D) cambia de manera impredecible
E) varía ligeramente

8. ¿Cuál de las siguientes configuraciones es correcta para un elemento que se localiza en el grupo IV A y en el período 3.

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

9. A los elementos del bloque "d" se les conoce como:

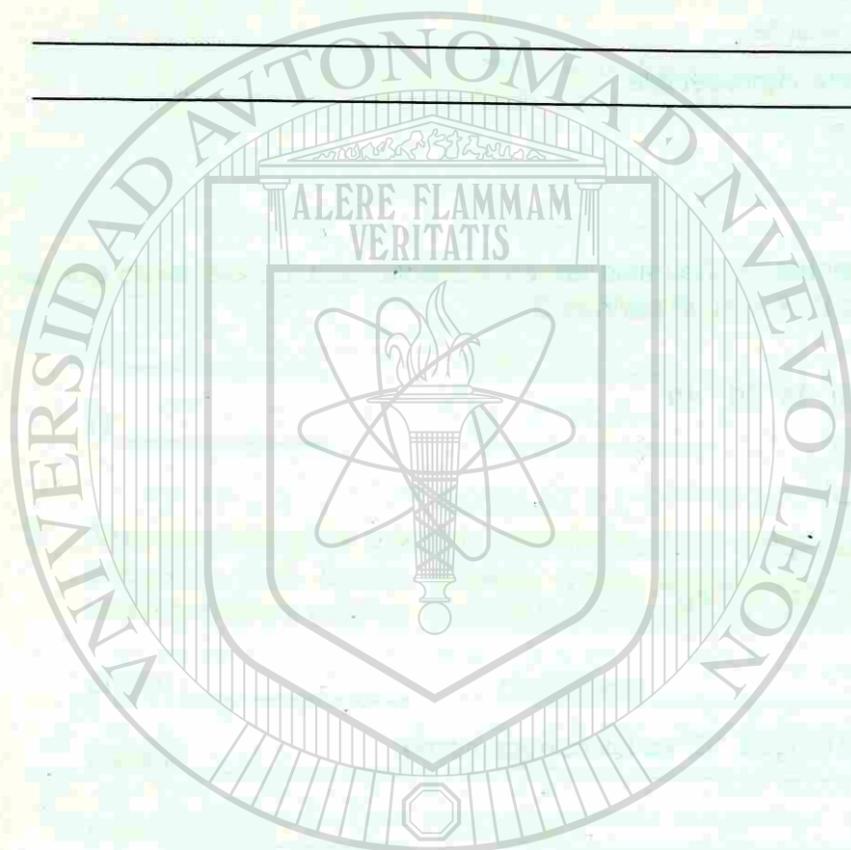
- A) gases nobles
B) elementos representativos
C) metales alcalinoterreos
D) metales de transición
E) metales de transición interna.

10. La serie de elementos lantánidos y actínidos son:

- A) elementos representativos
B) elementos de transición
C) elementos en los que los electrones llenan el subnivel p
D) elementos de transición interna
E) ninguna de las anteriores es correcta.

2. Escribe un diseño de la técnica para determinar el peso de una muestra de azúcar. _____

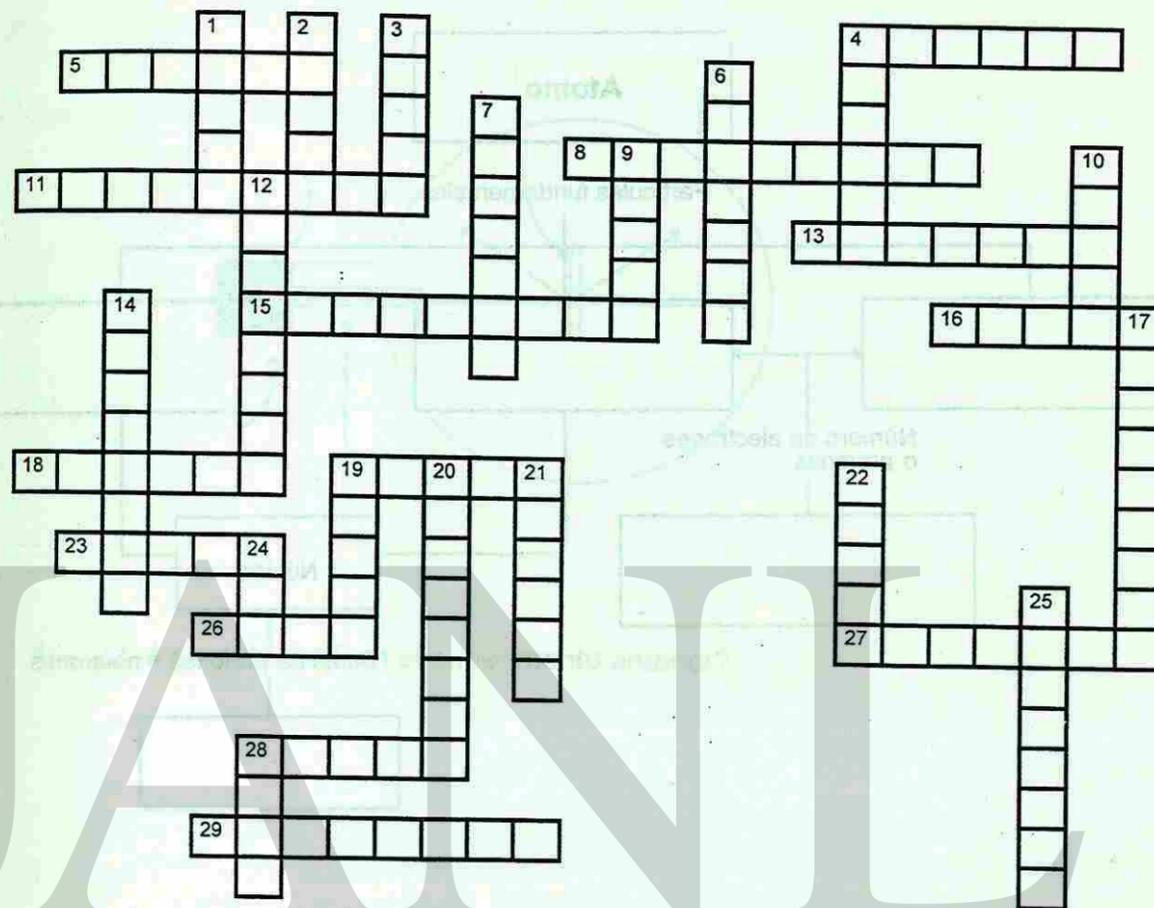
3. ¿Qué gas se usó en el laboratorio? ¿A qué se debe su olor característico? _____



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

5. Los siguientes químicogramas te ayudarán a reforzar la identificación del nombre del elemento y su símbolo correspondiente.



Horizontal

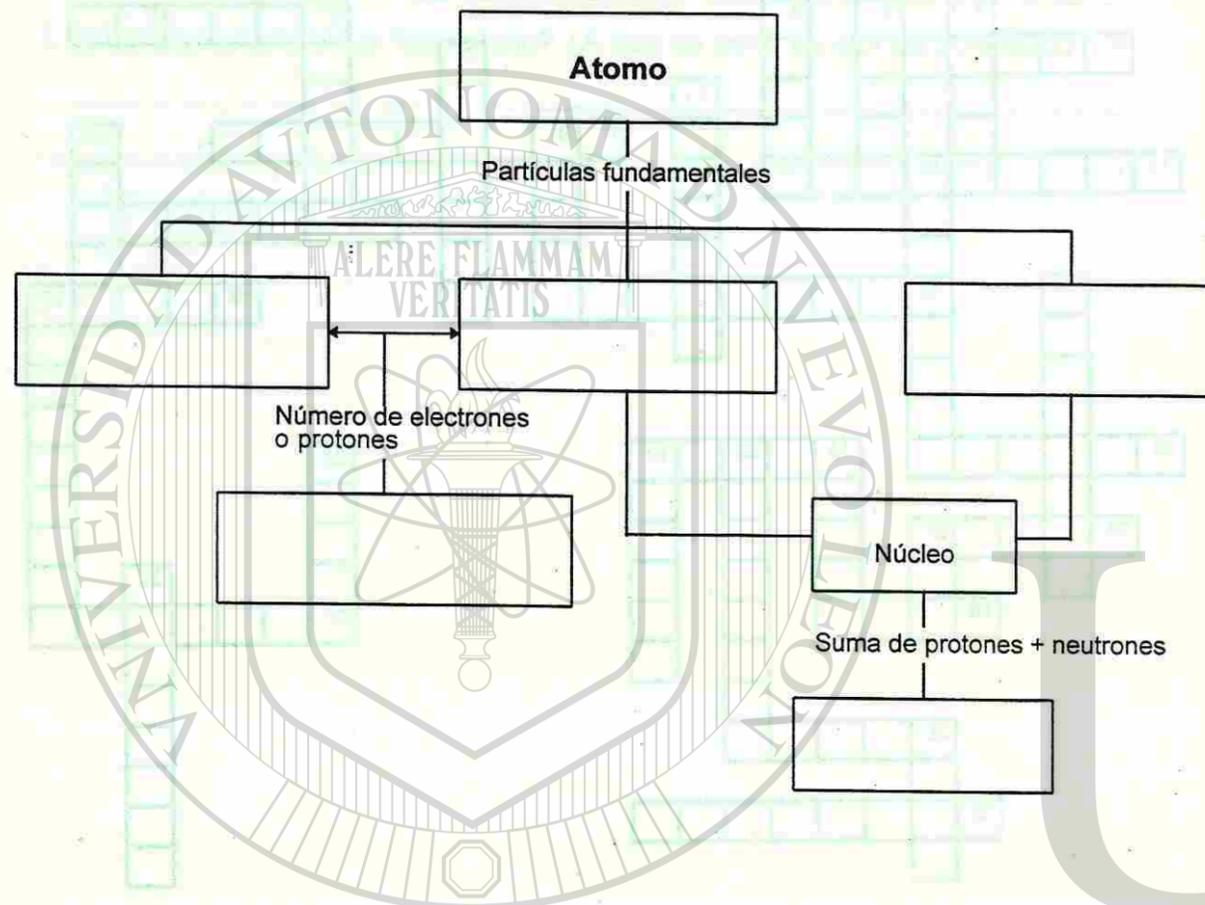
- 4.-Cd
- 5.-Sn
- 8.-Sr
- 11.-H
- 13.-K
- 15.-Mn
- 16.-Ar
- 18.-Fe
- 19.-Ag
- 23.-Li
- 26.-I
- 27.-O
- 28.-Ba
- 29.-As

Vertical

- 1.- Ga
- 2.- Cu
- 3.- Ti
- 4.- Ca
- 6.- Be
- 7.- C
- 9.- Na
- 10.-Cl
- 12.-Ge
- 14.-Mg
- 17.-N
- 19.-Pb
- 20.-Al
- 21.-S
- 22.-Na
- 24.-Au
- 25.-Ge
- 28.-B



IV. Completa el siguiente mapa conceptual.

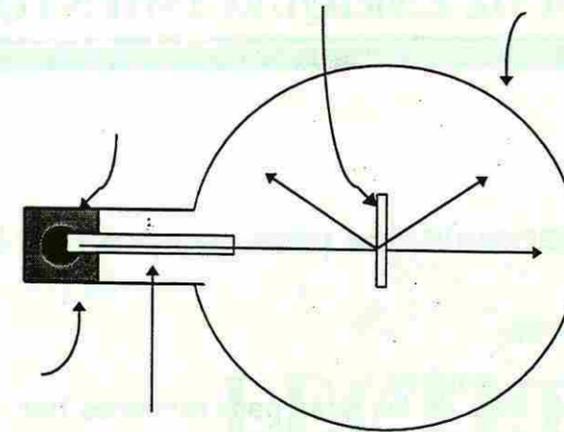


Actividad 2.2 Modelos atómicos de Thomson y Rutherford

I. Contesta brevemente las siguientes preguntas:

1. Describe con tus palabras en qué consiste el modelo atómico de Thomson.

2. Explica por qué, en los experimentos de Rutherford la mayor parte de las partículas α lograron atravesar la lámina de oro. Para contestar esta pregunta utiliza el dibujo siguiente:



3. ¿Qué se descubrió en el experimento anterior?

4. ¿Qué evidencia experimental condujo a Rutherford a deducir cada uno de los enunciados siguientes?

a) El núcleo del átomo contiene la mayor parte de la masa atómica.

b) El núcleo del átomo está cargado positivamente.

c) El átomo consiste principalmente en espacio vacío.

UNIDAD I**LECTURA DE ENRIQUECIMIENTO****Conceptos básicos. Herramientas para comprender la Química****LE 1.1 Latas de refrescos**

En los años pasados más del 90% de las latas para refrescos han sido hechas de aluminio. Los productores de latas de aluminio lograron este alto porcentaje de ventas de latas para refresco debido a su bajo costo y la facilidad de reciclaje. Su baja densidad redujo los costos de envío e hizo posible su transportación hacia cualquier lugar.

Hace treinta años, la mayoría de las latas eran hechas de acero plateado, las llamadas "latas de estaño". Pero eran pesadas con tendencia a agujerarse y le daban un sabor metálico a los contenidos.

Las compañías de acero han mejorado ahora las facilidades de producción y se cree que cambiarán el uso de las latas de aluminio. Como el precio del aluminio se ha incrementado y las latas de acero son ahora más delgadas, esto hace que estas últimas sean menos costosas de fabricar. Sin embargo, aún existe el problema de que las tapas deben ser de aluminio ya que no se ha desarrollado todavía la forma de destaparla usando acero como material y además los fabricantes dicen que es más costoso reciclar una lata de acero que producir una nueva. Se piensa que hasta no resolver el problema de la tapa y del reciclaje, las latas de aluminio continuarán en uso con gran ventaja.

Explorando a fondo

- 1.- ¿Qué propiedades del aluminio hacen más fácil fabricar las latas de aluminio que de acero?
- 2.- Encuentra la masa de una lata de aluminio, y utilizando su densidad calcula el volumen de Aluminio en cm^3 o mL.

**LECTURAS
DE
ENRIQUECIMIENTO**

UNIDAD I

LECTURA DE ENRIQUECIMIENTO

Conceptos básicos. Herramientas para comprender la Química

LE 1.1 Latas de refrescos

En los años pasados más del 90% de las latas para refrescos han sido hechas de aluminio. Los productores de latas de aluminio lograron este alto porcentaje de ventas de latas para refresco debido a su bajo costo y la facilidad de reciclaje. Su baja densidad redujo los costos de envío e hizo posible su transportación hacia cualquier lugar.

Hace treinta años, la mayoría de las latas eran hechas de acero plateado, las llamadas "latas de estaño". Pero eran pesadas con tendencia a agujerarse y le daban un sabor metálico a los contenidos.

Las compañías de acero han mejorado ahora las facilidades de producción y se cree que cambiarán el uso de las latas de aluminio. Como el precio del aluminio se ha incrementado y las latas de acero son ahora más delgadas, esto hace que estas últimas sean menos costosas de fabricar. Sin embargo, aún existe el problema de que las tapas deben ser de aluminio ya que no se ha desarrollado todavía la forma de destaparla usando acero como material y además los fabricantes dicen que es más costoso reciclar una lata de acero que producir una nueva. Se piensa que hasta no resolver el problema de la tapa y del reciclaje, las latas de aluminio continuarán en uso con gran ventaja.

Explorando a fondo

- 1.- ¿Qué propiedades del aluminio hacen más fácil fabricar las latas de aluminio que de acero?
- 2.- Encuentra la masa de una lata de aluminio, y utilizando su densidad calcula el volumen de Aluminio en cm^3 o mL.

LECTURAS DE ENRIQUECIMIENTO

IV

ENLACES QUÍMICOS. UNIONES QUE CONSTRUYEN

GUIA DE UNIDAD

DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
1 Día - 2 h.	<p>1. FORMACION DE ENLACES Configuración electrónica estable de los átomos. Regla del Octeto.</p> <p>Representación de Lewis para átomos e iones</p> <p>Relación entre propiedades periódicas y la formación de iones.</p>	<p>ACT 4.1 LE 4.1 Los Boranos</p> <p>ACT 4.2</p> <p>ACT 4.3</p>	<p>Libro: 9.7, 9.8 Pág. 171-173 Libro: 13.13 Pág. 256-257 Guía: Pág. 257 Libro: 8.13 Pág. 154-155 Libro: 12.1 Pág. 219-220</p>
3 Días - 6 h.	<p>2. TIPOS DE ENLACES</p> <p>Iónico Covalente Polaridad en los Enlaces Multiplicidad de Enlaces Enlace Metálico</p> <p>Representación de Lewis de compuestos</p> <p>Estructura Molecular <i>Repulsión de Pares</i> <i>Repulsión en los Enlaces Múltiples</i></p> <p>Moléculas Polares y No Polares</p>	<p>LE 4.2 La Sal</p> <p>ACT 4.4 LE 4.3 La Cerámica ACT 4.5 ACT 4.6 ACT 4.7</p> <p>LE 4.4 Aleaciones</p> <p>LC 4.1 Reglas para escribir estructuras de Lewis</p> <p>ACT 4.8</p> <p>LC 4.2 Reglas sobre TRPEV ACT 4.9</p>	<p>Libro: 12.3, 12.4, Pág. 222-223 Guía: Pág. 301</p> <p>Libro: 14.12 Pág. 280-281</p> <p>Guía: Pág. 232 Libro: 12.5, 12.6, 12.7 Pág. 223-227 Libro: 12.11, Pág. 232 Libro: 12.1, 12.2 Pág. 219-222 Libro: 13.2, Pág. 240-241</p> <p>Guía: Pág. 302 Libro: 12.10 Pág. 229 Guía: Pág. 249 Libro: 13 Pág. 237</p> <p>Guía: Pág. 252 Libro: 13.1, 13.2 Pág. 238 Libro: 13.2, Pág. 240-242 Libro: 14.1, Pág. 263-265</p>

IV

ENLACES QUÍMICOS. UNIONES QUE CONSTRUYEN

GUIA DE UNIDAD

DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
1 Día-2 h.	<p>3. ENLACE Y PROPIEDADES</p> <p>Propiedades y Tipo de Enlace Atracciones Intermoleculares <i>Van der Waals</i> <i>Dipolo-Dipolo</i> <i>Dispersión de London</i> <i>Puente de Hidrógeno</i></p>	<p>ACT 4.10</p> <p>ACT 4.11 AUTOEVALUACION</p>	<p>Libro: 12.7 (Tabla); Pág. 231 Libro: 14.2 Pág. 265-267 Libro: 17.10, 17.11 Pag. 335-337 Guía: Pág.</p>
	<p>4. PRACTICAS DE LABORATORIO</p>	<p>LAB 4.1 Predicción de enlace mediante conductividad</p>	<p>Guía: Pág.</p>

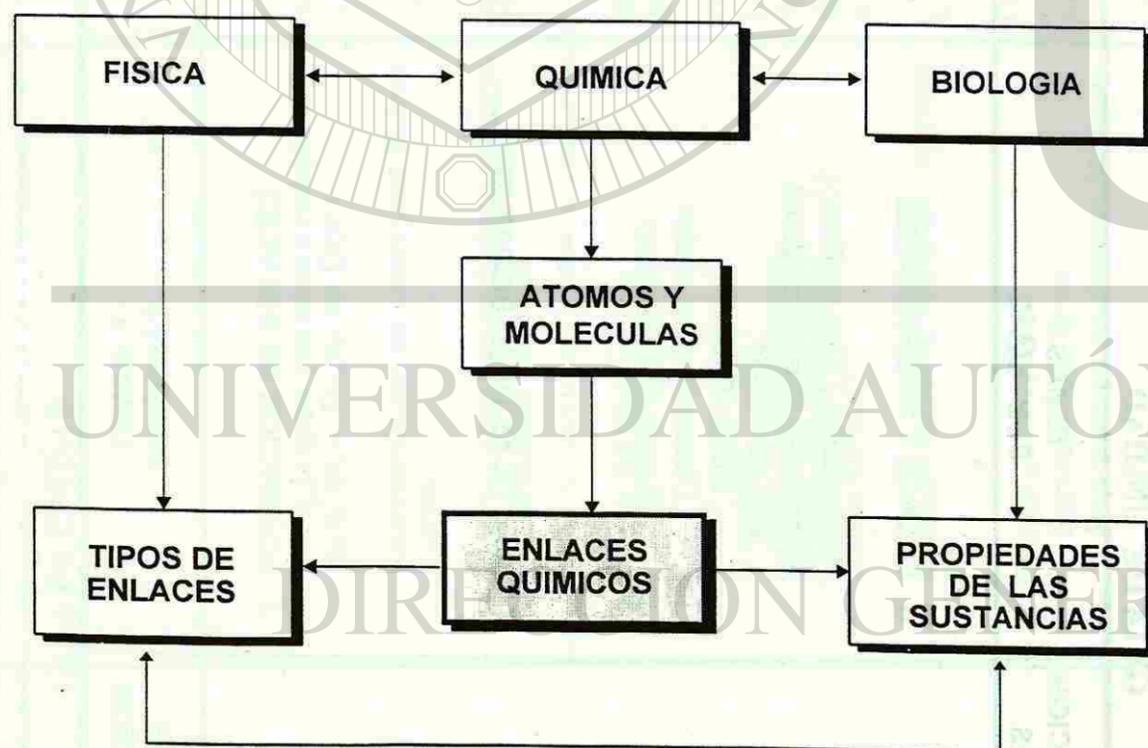
UNIDAD IV

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

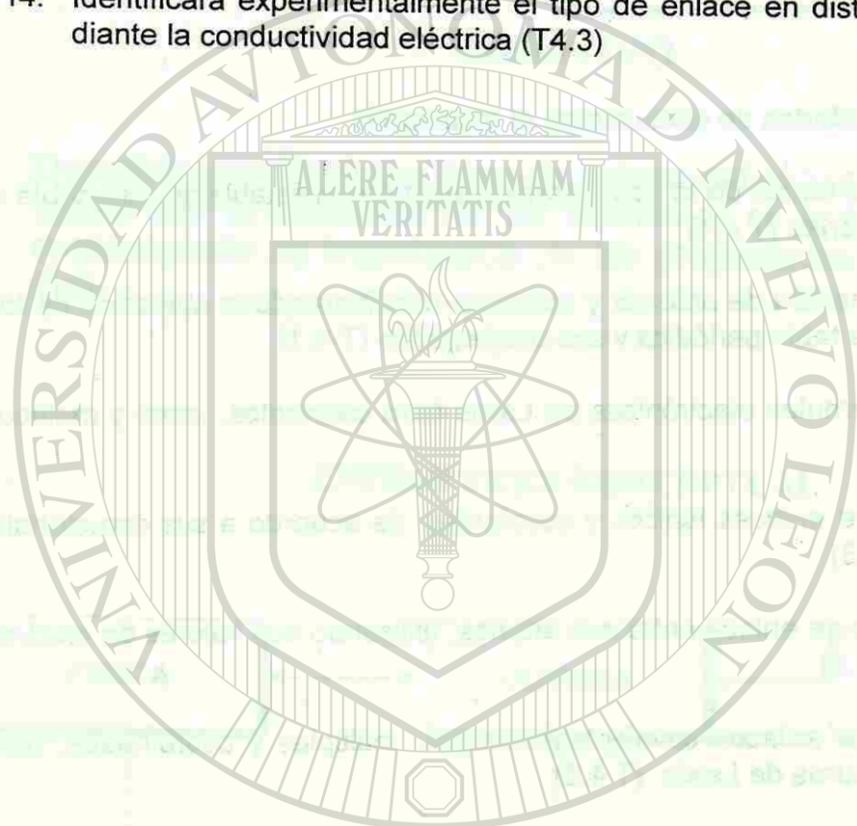


METAS DE UNIDAD

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 lineales (BeCl_2 , CO_2), angulares (H_2O), plana 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)



Actividad 4.10 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?
- agua de mar
 - aire
 - jugo de tomate
 - agua destilada
 - limonada
5. Número de electrones y protones en el átomo de sodio (Número atómico = 11, masa atómica = 23)
- 11 y 11
 - 23 y 23
 - 12 y 12
 - 11 y 12
 - 12 y 11
6. ¿Cuántos neutrones tiene un átomo de cloro? (Número atómico = 17, masa atómica = 35)
- 17
 - 18
 - 35
 - 42
 - ninguno de los anteriores
7. La configuración electrónica del átomo de calcio (Número atómico = 20) es:
- $1s^3 2s^3 2p^6 3s^3 3p^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^{10} 3s^2 3p^4$
 - $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 - $1s^2 2p^6 3d^{10} 4f^2$

8. La electronegatividad de los átomos es:
- mayor en los no metales que en los metales
 - menor en los no metales que en los metales
 - mayor en los metales que en los no metales
 - igual en todos los átomos
 - ninguna de las anteriores
9. Los átomos de menor tamaño en un grupo y en un período tienen:
- electronegatividad más alta que el resto de los elementos
 - electronegatividad más baja que el resto de los elementos
 - igual electronegatividad que todos los elementos
 - B y C son correctas
 - ninguna de las anteriores
10. El número atómico de un átomo neutro es igual a su:
- número de neutrones
 - número másico
 - número de electrones y protones
 - número cuántico principal
 - número de isótopos

Actividad 4.2 Electrones de valencia

I. Responde claramente las siguientes cuestiones:

1. Los electrones de valencia son:

2. En la tabla siguiente escribe el número atómico, símbolo, configuración electrónica y electrones de valencia de los elementos del período 3 de la Tabla Periódica.

SIMBOLO	No. ATOMICO	CONFIGURACION ELECTRONICA	NUMERO DE ELECTRONES DE VALENCIA

3. Determina el número de electrones de valencia y el grupo al que pertenecen en la Tabla Periódica, los siguientes elementos representativos:

ELEMENTO	NUMERO ATOMICO	CONFIGURACION ELECTRONICA	NUMERO DE GRUPO	NUMERO DE ELECTRONES DE VALENCIA
Nitrógeno				
Potasio				
Bromo				
Bario				
Galio				
Silicio				
Telurio				

4. De lo anterior, establece la relación que observas entre el número de electrones de valencia de un elemento y el grupo al que pertenece en la tabla periódica. Completa el siguiente enunciado con los conceptos escritos a la derecha del mismo.

El número de _____ de los _____ es _____ al número de _____ al que pertenecen en la _____.

1. Igual
2. Tabla periódica
3. Grupo
4. Elementos representativos
5. Electrones de valencia

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Actividad 4.3 Estructuras de Lewis y Regla del Octeto

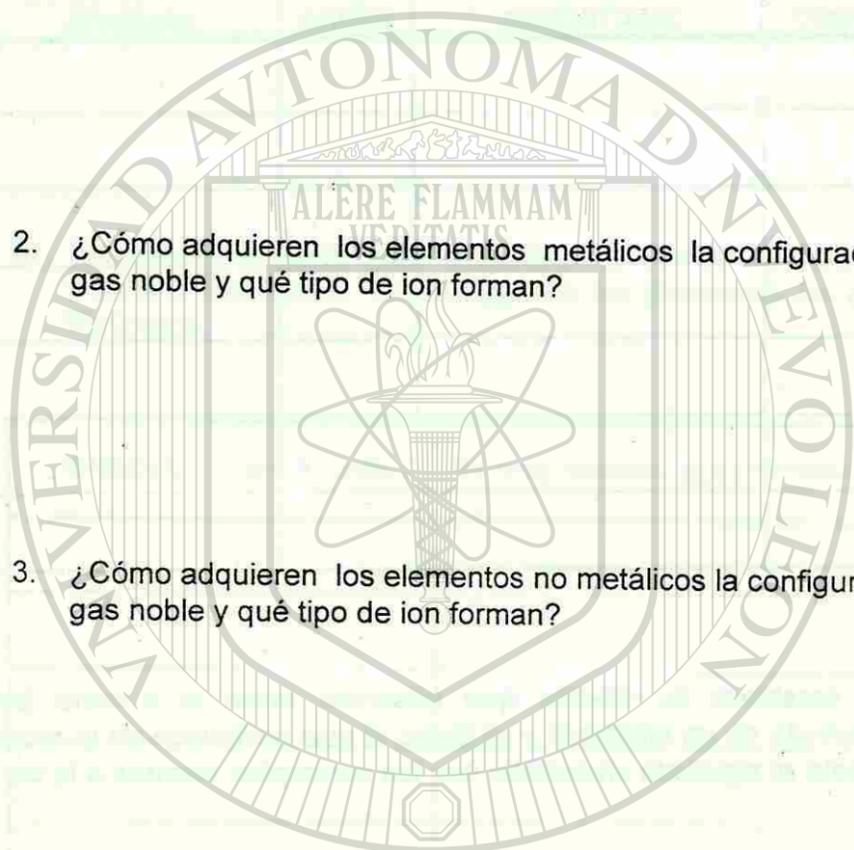
I. Responde breve y claramente los siguientes cuestionamientos:

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?



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

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.

SIMBOLO	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.

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

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

1. símbolo
2. ocho
3. electrones de valencia
4. estructura electrónica de Lewis
5. cero
6. negativa
7. puntos
8. positiva

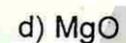
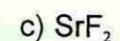
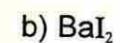
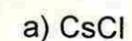
Actividad 4.4 Enlace iónico y estructuras de Lewis

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:

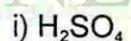
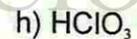
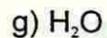
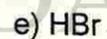
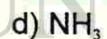
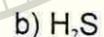
- ¿Cómo se forma un enlace covalente y qué tipo de átomos lo forman?

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.



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 esto 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				

II. Relaciona las siguientes columnas:

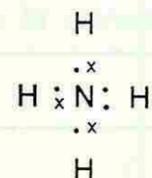
1. Enlace formado por compartimiento de pares de electrones entre dos átomos con electronegatividades diferentes. ()
2. Enlace formado por compartimiento de pares de electrones entre átomos iguales. ()
3. Enlace formado por transferencia de electrones de un átomo al otro. ()

- A) enlace covalente puro
- B) enlace metálico
- C) enlace iónico de pares
- 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 sólo de los átomos. ()
2. Enlace formado entre dos átomos que comparten dos pares de electrones. ()
3. Compuesto que presenta enlace covalente coordinado. ()
4. Compuestos cuyos átomos se unen por enlace covalente múltiple. ()



C) covalente coordinado



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 ?
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

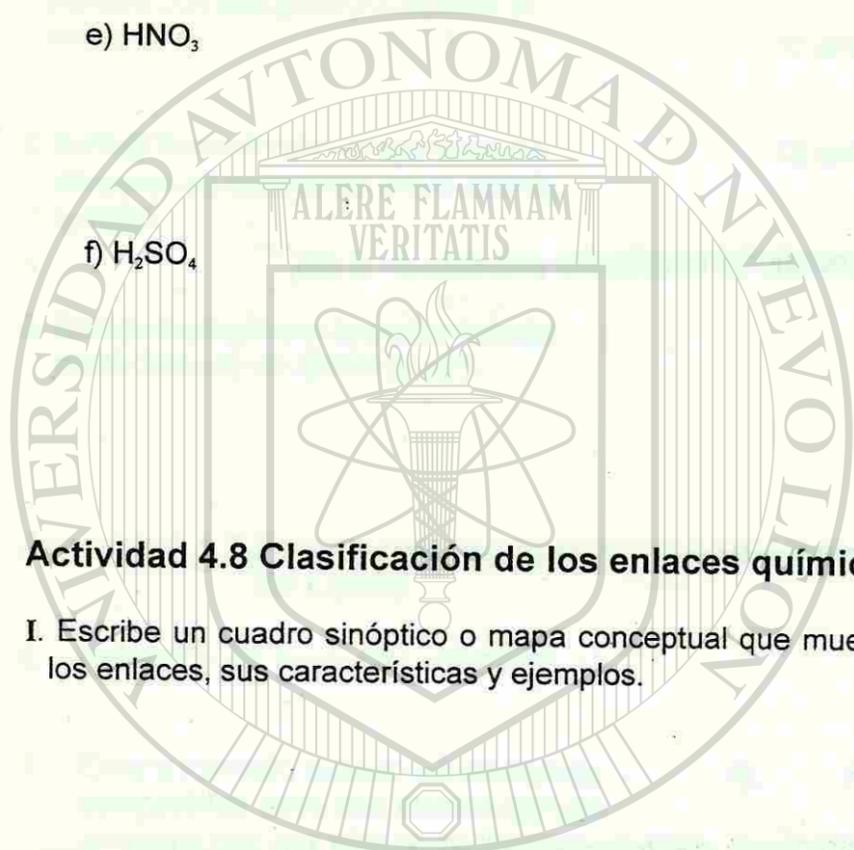
b) NO_2

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 ₃ 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:

- | | |
|---|--------------------|
| 1. Sólido dúctil y maleable que conduce la corriente eléctrica () | A) I ₂ |
| 2. Sustancia gaseosa que no conduce la corriente eléctrica () | B) Ag |
| 3. Sólido no conductor del calor y la electricidad. () | C) Br ₂ |
| 4. Sólido que al estar disuelto o fundido, es conductor de corriente eléctrica. () | D) NaF |
| 5. Líquido no conductor de la corriente eléctrica. () | E) N ₂ |
| | F) Hg |

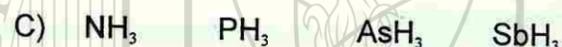
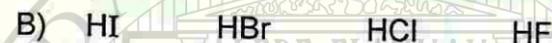
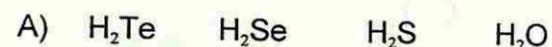
Actividad 4.11 Atracciones intermoleculares

I. Responde breve y claramente lo siguiente:

1. Explica qué tipo de enlace intermolecular se presenta en moléculas polares y menciona ejemplos.

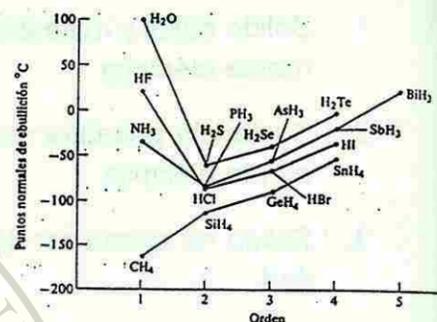
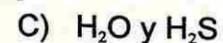
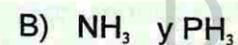
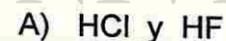
2. Describe en qué tipo de moléculas se presentan las interacciones conocidas como fuerzas de Dispersión de London y compara en la serie Cl₂, Br₂ y I₂ la intensidad de este tipo de interacción, de acuerdo a sus características.

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.

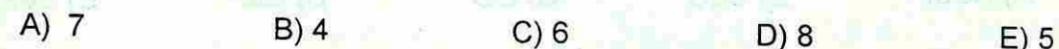


Puntos normales de ebullición de algunos compuestos binarios de hidrógeno.

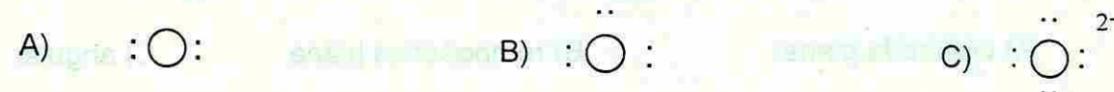
AUTOEVALUACION

- 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



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

5. ¿Cuál de las siguientes moléculas es polar?

- A) N_2 B) F_2 C) HCl D) CCl_4 E) O_2

6. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es iónico?

- A) NaCl B) CaO C) CO D) CsF E) BeF_2

7. La geometría molecular del metano, CH_4 , es:

- A) cuadrada planar B) romboédrica plana C) angular
D) tetraédrica E) piramidal

8. Fuerzas intermoleculares que existen entre las moléculas de I_2 , las cuales determinan que se presente como sólido.

- A) dispersión de London
B) dipolo-dipolo
C) puentes de hidrógeno
D) dipolo inducido-dipolo inducido
E) A y D son correctos

9. Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad porque:

- A) son duros
B) son dúctiles
C) contienen electrones de valencia móviles
D) son maleables
E) son suaves

10. La estructura electrónica de Lewis para el H_2S , es:

- A) $H : H : \overset{\cdot\cdot}{S} :$ B) $H : \overset{\cdot\cdot}{S} : H$ C) $:\overset{\cdot\cdot}{S} : H : H$

- D) $\begin{array}{c} \overset{\cdot\cdot}{S} \\ | \\ H : S : \\ | \\ H \end{array}$ E) B y D son correctas

II. Relaciona correctamente las columnas.

11. Tendencia de los átomos a adquirir la configuración de gas noble para estabilizarse () A) HCl
12. Se encuentran en el nivel de energía más alto de un átomo. () B) estructura de Lewis
13. Representación mediante puntos de los electrones de valencia alrededor del símbolo de un elemento () C) CO
14. Se enlazan por compartimiento de un par de electrones y sus átomos tienen diferente electronegatividad. () D) Regla del Octeto
15. Su unión se debe a la fuerza de atracción entre iones de cargas opuestas () E) electrones de valencia
16. Sus átomos comparten tres pares de electrones entre ellos para cumplir con la Regla del Octeto () F) N_2
G) NaF

V			
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 oxácidos Sales: haluros, oxisales, ácidos, básicas e hidratadas Bases o hidróxidos Oxidos: básicos y ácidos	LC 5.4 Diagrama de compuestos binarios y ternarios ACT 5.8 LC 5.5 Lista de ácidos ACT 5.9, 5.10 y 5.11 ACT 5.12 ACT 5.13 ACT 5.14	Guía: Pág. 263 Libro: 4.4 Pág. 67 Guía: Pág. 264 Libro: 24.4 Pág.466;24.5 Pág.467 Libro:24.8 Pág.470; 16.10Pág.312, 5 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 AUTOEVALUACION	Guía: Pág.305 Guía: Pág.186

V			
FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO			
GUIA DE UNIDAD			
DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
2 Días-4 h.	1. IONES Y ATOMOS Carga ionica de elementos Iones monoatómicos y poliatómicos Reglas para nombrar y escribir iones Fórmulas químicas	LC 5.1 Compuestos de uso común ACT 5.1 y 5.2 ACT 5.3 LC 5.2 Lista de cationes ACT 5.4 y 5.5 LC 5.3 Lista de Aniones ACT 5.6	Libro: 4.2 Pág. 62 Guía: Pág.258 Libro: 4.1 Pág. 61; 4.3 Pág.64 Guía: Pág.259 Guía: Pág.261
0.5 Día-1h.	2. CLASIFICACION DE COMPUESTOS De acuerdo al número de elementos Binarios Ternarios Poliátómicos Según sus propiedades Acidos Sales Bases o hidróxidos Oxidos	ACT 5.7 LE 5.1 Materiales peligrosos en el hogar LE 5.2 Polvo de hornear	Libro: 4.4 Pág. 67 Guía: Pág. 303 Guía: Pág. 304

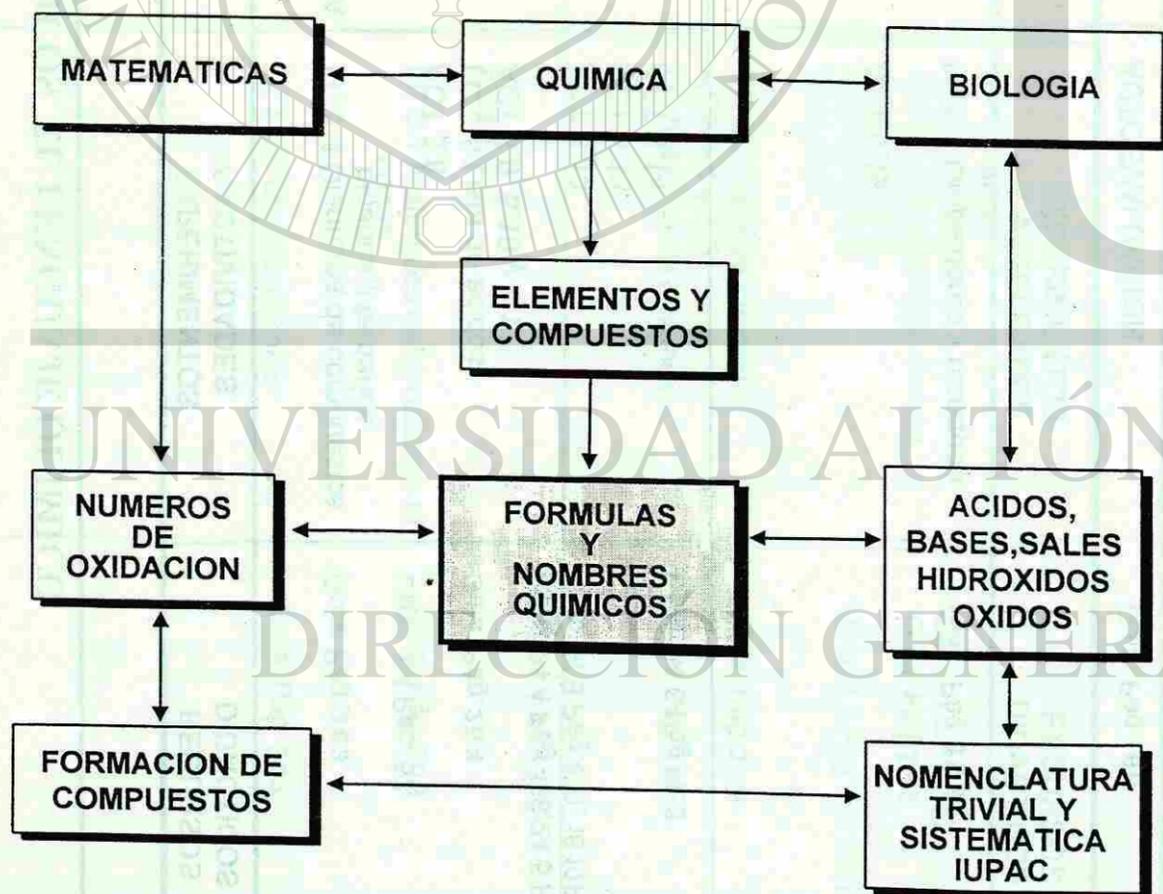
UNIDAD V

Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

OBJETIVO

Clasificar las sustancias de acuerdo a sus propiedades química 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 las 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

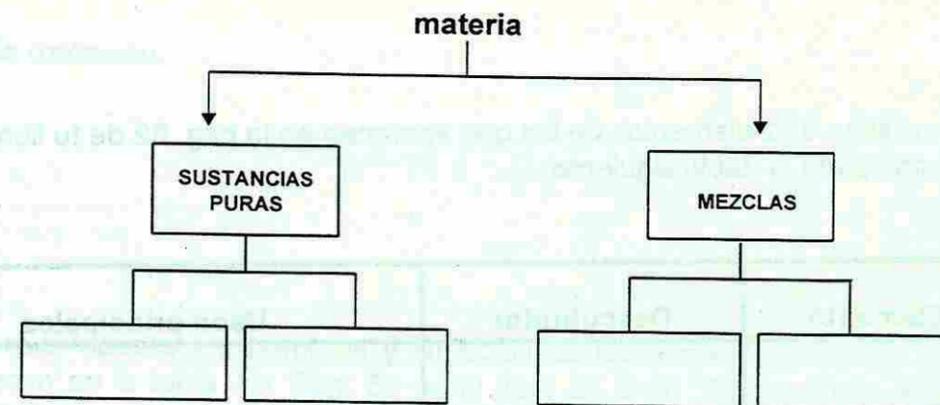
III. Completa los siguientes enunciados

- _____ 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 esta 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

1. Los elementos y compuestos se clasifican como sustancias puras y mezclas _____
2. La posición en la tabla periódica y las propiedades de los elementos dependen de la configuración electrónica de los átomos _____
3. Las características metálicas van aumentando hacia la parte de arriba de la tabla periódica _____
4. Generalmente, los metales tienen menos electrones en su nivel externo que los no-metales _____
5. A los elementos con tres o menos electrones en su nivel externo se les considera como no metales _____
6. Los átomos más estables son los de los gases nobles, debido a que cumplen con la regla de octeto _____
7. Los metales tienen bajas energías de ionización _____
8. Los no metales poseen baja afinidad electrónica _____
9. Los miembros del grupo IV A generalmente reaccionan compartiendo sus electrones y no por transferencia de éstos _____
10. 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:

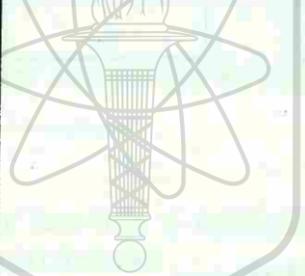
Enlace iónico:

Enlace covalente:

Símbolo:

7. Escribe el nombre de los elementos cuyo símbolo se representa con tres letras.

8. Investiga diez elementos de los que aparecen en la pág. 62 de tu libro de texto y completa la tabla siguiente.

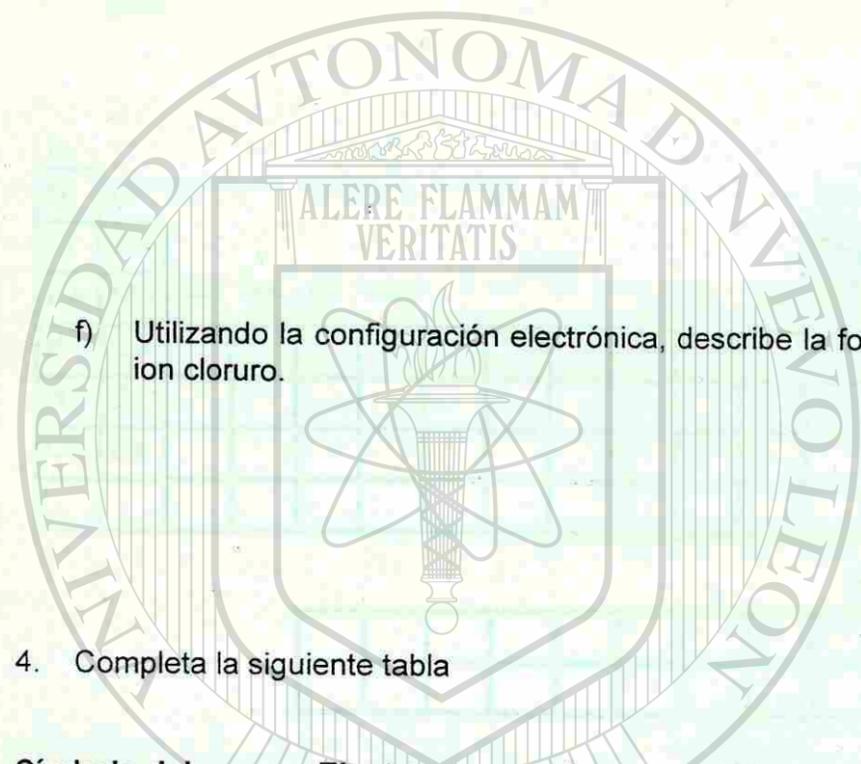
Elemento	Descubridor	Usos principales
		

Regla del octeto:

No. de oxidación:

- 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.
- Escribe ocho elementos cuyo nombre empiece con la letra A y ocho elementos con la letra C.
- Indica cuáles letras del alfabeto no se utilizan en los símbolos de los elementos.
- Escribe el nombre y símbolo de cinco elementos, cuyos nombres se derivan de astros.
- Escribe el nombre de todos los elementos cuyo símbolo se representa con una sola letra.

e) Escribe 10 ejemplos de cada tipo de ion.



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		F ⁻	
		Al ³⁺	
S	gana 2 electrones		
O		O ²⁻	
		Na ⁺	ion sodio
Fe	pierde 2 electrones		
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:

JUANIL

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):

a) 1+ y 2+

b) 2+ y 3+

c) 2+ y 4+

d) 3+ y 5+

e) 1+ y 3+

Símbolo

Nombre

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	SIMBOLO 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⁺ _____ Sn²⁺ _____
 Ag⁺ _____ Mg²⁺ _____ Ca²⁺ _____
 Pb²⁺ _____ Zn²⁺ _____ Sb³⁺ _____
 Li⁺ _____ Sr²⁺ _____ 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	SIMBOLO	SIMBOLO 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 fierro (II) (ferroso) _____ ion mercurio (II) _____
 ion fierro (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) _____

U A N L

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:

- | | |
|---------------------------------------|-------------------------|
| OsV ₂ _____ | H ₄ C _____ |
| OFe _____ | OIH _____ |
| CO ₃ K ₂ _____ | Cl ₄ C _____ |
| HO ₂ N _____ | FH _____ |
| O ₄ H ₂ S _____ | H ₂ S _____ |

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

- | | |
|---|---|
| a) Ca ²⁺ y F ⁻ _____ | i) Hg ²⁺ y CO ₃ ²⁻ _____ |
| b) Al ³⁺ y OH ⁻ _____ | j) H ⁺ y NO ₃ ⁻ _____ |
| c) Mg ²⁺ y PO ₃ ³⁻ _____ | k) Sb ³⁺ y SO ₄ ²⁻ _____ |
| d) NH ₄ ⁺ y SO ₄ ²⁻ _____ | l) As ⁵⁺ y O ²⁻ _____ |
| e) Fe ³⁺ y S ²⁻ _____ | m) Mg ²⁺ y O ²⁻ _____ |
| f) Cu ⁺ y CN ⁻ _____ | n) Sr ²⁺ y Cl ⁻ _____ |
| g) Ni ²⁺ y PO ₃ ³⁻ _____ | o) Na ⁺ y S ²⁻ _____ |
| h) K ⁺ y MnO ₄ ⁻ _____ | p) Li ⁺ y I ⁻ _____ |

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 ₂ SO ₄		
Al(OH) ₃		
Fe ₂ O ₃		
LiCN		
(NH ₄) ₃ PO ₄		
H ₂ CO ₃		
Ca(C ₂ H ₃ O ₂) ₂		
AgNO ₃		
CuSO ₄		
SnF ₄		
H ₂ SO ₄		
SO ₃		
BaCl ₂		
NaHCO ₃		
MgBr ₂		
CO ₂		
Na ₂ SiO ₃		
HCN		
NaClO		
CaC ₂ O ₄		
KMnO ₄		
MnCl ₂		
Cd(OH) ₂		
PbO ₂		
P ₂ O 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.



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

- | | | | |
|-------------------------------------|-------|---|-------|
| KCl | _____ | Al ₂ O ₃ | _____ |
| NaNO ₃ | _____ | K ₃ Fe(CN) ₆ | _____ |
| HgO | _____ | CO | _____ |
| Ba(OH) ₂ | _____ | Na ₃ PO ₄ | _____ |
| HBr | _____ | BaO | _____ |
| H ₂ SO ₃ | _____ | HCN | _____ |
| NO ₂ | _____ | Na ₂ Cr ₂ O ₇ ·7H ₂ O | _____ |
| 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: _____

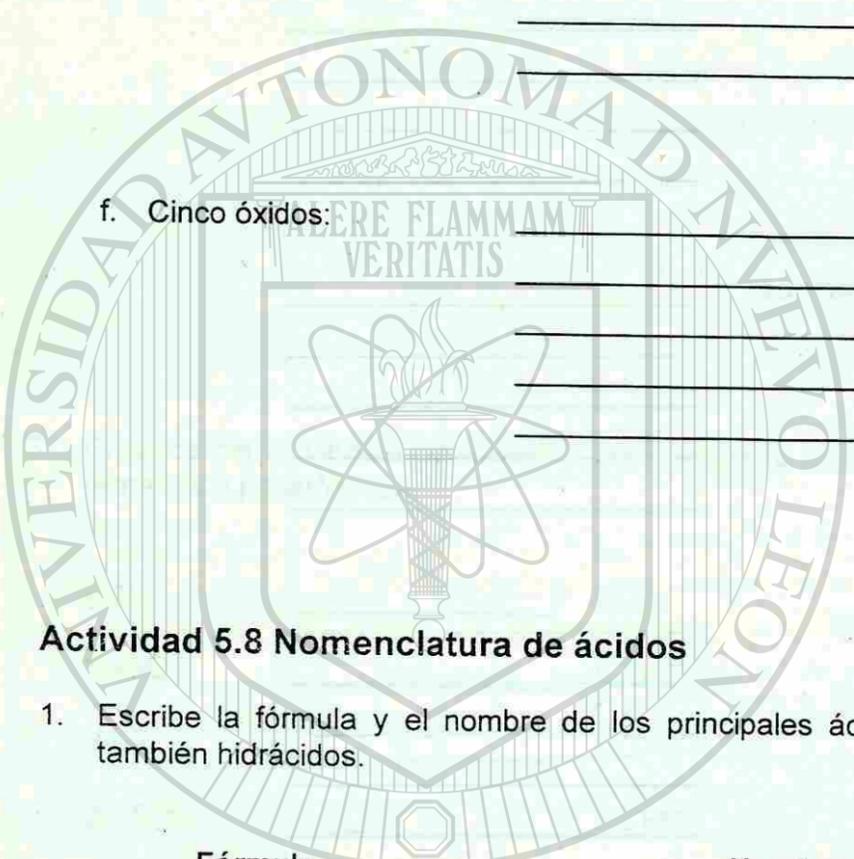
c. Cinco bases: _____

d. Cinco sales binarias: _____



e. Cinco sales ternarias:

f. Cinco óxidos:



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 _____ (R)

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

4. Nombra los siguientes ácidos.

- | | |
|---|--|
| 1. HCl _____ | 7. HClO ₂ _____ |
| 2. HClO ₄ _____ | 8. H ₂ SO ₄ _____ |
| 3. H ₃ PO ₄ _____ | 9. H ₂ S _____ |
| 4. HNO ₃ _____ | 10. HClO ₃ _____ |
| 5. HClO ₂ _____ | 11. H ₂ CO ₃ _____ |
| 6. HF _____ | 12. H ₂ SO ₃ _____ |

5. Escribe la fórmula correcta de los ácidos siguientes:

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

Actividad 5.9 Sales binarias

1. Completa la siguiente tabla:

<u>Acido binario</u>		<u>Anión formado</u>	
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	SO ₃ ²⁻	Ion sulfito
H ₂ SO ₄			
HClO			
HClO ₂			
HClO ₃			
H ₃ PO ₃			
H ₃ PO ₄			
HMnO ₄			
HNO ₃			
HNO ₂			
HIO ₄			
HIO ₃			
HIO ₂			
HIO			

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 IONICA	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_2CO_3 _____ |
| e) $PbCrO_4$ _____ | p) $SnSO_3$ _____ |
| f) Na_2SO_4 _____ | q) $(NH_4)_2S$ _____ |
| g) $(NH_4)_2CO_3$ _____ | r) $SbBr_5$ _____ |
| h) $Ba_3(PO_3)_2$ _____ | s) $Mg(MnO_4)_2$ _____ |
| i) KNO_3 _____ | t) $K_2Cr_2O_7$ _____ |
| j) $MnSO_4$ _____ | u) Li_2CO_3 _____ |
| k) $Co(ClO)_2$ _____ | v) SnS_2 _____ |
| l) $NaMnO_4$ _____ | w) Cu_2SO_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 _____

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 Oxidos

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

- | | | |
|---|--|---|
| 1. NO ₂ _____ | 6. N ₂ O ₅ _____ | 11.- MnO ₃ _____ |
| 2. K ₂ O _____ | 7. CaO _____ | 12.- Li ₂ O _____ |
| 3. Cu ₂ O _____ | 8. Fe ₂ O ₃ _____ | 13.- Sb ₂ O ₃ _____ |
| 4. SO ₃ _____ | 9. CO ₂ _____ | 14.- OsO ₄ _____ |
| 5. As ₂ O ₃ _____ | 10. Cl ₂ O ₇ _____ | 15.- NO _____ |

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

- | | |
|----------------------------------|---------------------------------|
| 1. Oxido de zinc _____ | 7. Pentóxido de difósforo _____ |
| 2. Oxido de bismuto(III) _____ | 8. Oxido de arsénico(V) _____ |
| 3. Oxido de Manganeso(III) _____ | 9. Oxido de dinitrógeno _____ |
| 4. Oxido estánico _____ | 10. Oxido de hierro(II) _____ |
| 5. Pentóxido de yodo _____ | 11. Oxido de cobre(I) _____ |
| 6. Oxido de litio _____ | 12. Oxido 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.- Be ₃ (PO ₄) ₂ _____ |
| 2.- KMnO ₄ _____ | 17.- BaCl ₂ _____ |
| 3.- Mg ₃ P ₂ _____ | 18.- Li ₂ HPO ₄ _____ |
| 4.- HNO ₂ _____ | 19.- CuSO ₄ .5H ₂ O _____ |
| 5.- SrBr ₂ _____ | 20.- RbNO ₃ _____ |
| 6.- (NH ₄) ₂ SO ₄ _____ | 21.- CsClO ₃ _____ |
| 7.- Na ₂ O _____ | 22.- BrF ₃ _____ |
| 8.- Mg(OH) ₂ _____ | 23.- Zn ₃ (PO ₄) ₂ _____ |
| 9.- NO ₂ _____ | 24.- HCN _____ |
| 10.- Cl ₂ O _____ | 25.- Co ₂ (CrO ₄) ₃ _____ |
| 11.- HClO ₄ _____ | 26.- Al ₂ S ₃ _____ |
| 12.- H ₂ SO ₄ _____ | 27.- N ₂ O ₅ _____ |
| 13.- H ₂ SO ₃ _____ | 28.- Fe ₂ S ₃ _____ |
| 14.- HF _____ | 29.- NH ₃ _____ |
| 15.- AlP _____ | 30.- NaH ₂ PO ₄ _____ |

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

- | | |
|------------------------------|-----------------------|
| () Sulfato de potasio | 1. P_2O_5 |
| () Hidróxido de aluminio | 2. $BaCl_2$ |
| () Oxido férrico | 3. K_2SO_4 |
| () Cianuro de litio | 4. $NaHCO_3$ |
| () Fosfato de amonio | 5. $Al(OH)_3$ |
| () Acido 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 |
| () Acido sulfúrico | 11. $(NH_4)_3PO_4$ |
| () Trióxido de azufre | 12. HCN |
| () Cloruro de bario | 13. H_2CO_3 |
| () Carbonato ácido de sodio | 14. $NaClO$ |
| () Bromuro de magnesio | 15. $Ca(C_2H_3O_2)_2$ |
| () Dióxido de carbono | 16. CaC_2O_4 |
| () Silicato de sodio | 17. $AgNO_3$ |
| () Acido 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. $Cd(OH)_2$ |
| () Hidróxido de cadmio | 23. H_2SO_4 |
| () Oxido de plomo (IV) | 24. PbO_2 |
| () Pentóxido de difósforo | 25. SO_3 |

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⁺ S ²⁻	Li ⁺ I ⁻	Na ⁺ O ²⁻
H ⁺ PO ₄ ³⁻	H ⁺ Cl ⁻	Al ³⁺ OH ⁻
K ⁺ SO ₄ ²⁻	Cs ⁺ F ⁻ CsF	Fluoruro de Cesio Sal Binaria
H ⁺ ClO ₄ ⁻	Mg ²⁺ ClO ₄ ⁻	Fe ³⁺ OH ⁻
Ag ⁺ OH ⁻	H ⁺ SO ₃ ²⁻	Hg 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 de cúprico
- D) sulfuro cuproso
- E) B y C son correctos.

8. El P_4O_{10} 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) PbS_2 C) $PbSO_3$
D) $Pb(SO_4)_2$ E) Pb_2S

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

- A) CO B) CO_2 C) SO_3 D) CaO E) NO_2

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

- A) SO_3 B) N_2O_3 C) CO_2 D) P_4O_{10} E) Todos son óxidos ácidos

15. El nombre del compuesto que se forma cuando se combina el ion Fe^{2+} con el ion PO_4^{3-} es:

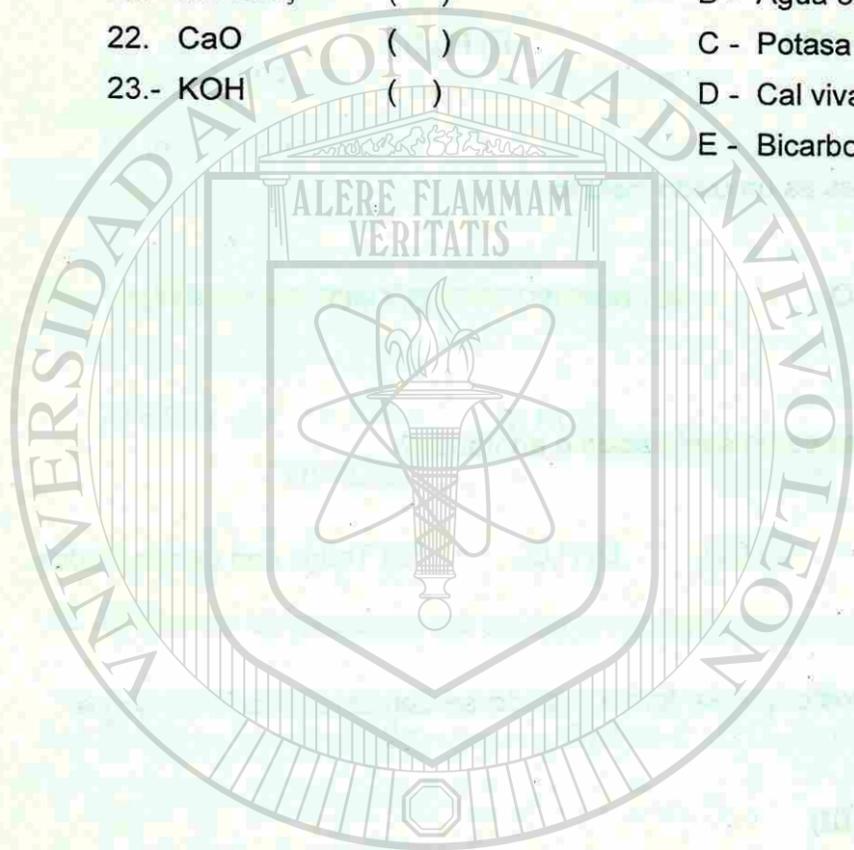
- A) fosfato de hierro (III)
B) fosfito de hierro (II)
C) fosfato de hierro (II)
D) hipofosfito de hierro (II)
E) hipofosfito de hierro (III)

II. Relaciona las siguientes columnas:

- | | |
|-----------------------|----------------|
| 16. Óxido básico () | A - HI |
| 17. Hidróxido () | B - $Ni(OH)_2$ |
| 18. Óxido ácido () | C - N_2O_3 |
| 19. Ácido binario () | D - NaO |
| | E - KI |

III. Relaciona las siguientes columnas

- | | | |
|-----------------------------------|-----|--------------------------|
| 20. H ₂ O ₂ | () | A - Sosa cáustica |
| 21. NaHCO ₃ | () | B - Agua oxigenada |
| 22. CaO | () | C - Potasa cáustica |
| 23.- KOH | () | D - Cal viva |
| | | E - Bicarbonato de sodio |



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE ASUNTOS ACADÉMICOS

VI

REACCIONES QUIMICAS. CAMBIOS QUIMICOS EN LA MATERIA

DOSIFICACION DE TEMAS	GUIA DE UNIDAD	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
1 Día-2 h.	1. CAMBIOS QUIMICOS Evidencias	2. ECUACION QUIMICA Representación de una reacción Simología Balanceo de Ecuaciones (Método de tanteo)	LC 6.1 Evidencias de una reacción LE 6.1 Elaboración de pan ACT 6.1	Guía: Pág. 268 Guía: Pág. 307 Libro: 6.1,6.2 Pág. 97
1 Día-2 h.	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 E 6.3 La fotosíntesis	Libro: 6.3 Pág. 100 Guía: Pág. 308 Libro: 6.5 Pág.107 Guía: Pág.309 Libro:23.1 Pág. 438 Libro: 23.2 a 23.6 Pág.439
	4. VELOCIDAD DE REACCION Factores que la afectan		ACT 6.4	

REACCIONES QUIMICAS. CAMBIOS QUIMICOS EN LA MATERIA

VI

GUIA DE UNIDAD

DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
1 Día-2 h.	5. PREDICCION DE REACCIONES Reacciones químicas espontáneas y no 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. 269
3 Días-6 h.	6. BALANCEO DE ECUACIONES Oxidación. Reducción Agentes oxidantes y reductores Números de oxidación Identificación de reacciones redox Balanceo de reacciones. Método del número de oxidación	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. 310 Libro: 26.13 Pág. 522 Guía: Pág. 271
3 Días-6 h.	7. PROCESOS ELECTROQUIMICOS Celdas voltaicas y electrolíticas <i>Estructura y composición de las celdas</i> <i>Reacciones de los electrodos</i> <i>Serie electromotriz</i> <i>Aplicaciones</i> <i>Celdas comerciales</i> <i>Procesos de corrosión y recubrimiento</i>	LC 6.4 Corrosión del hierro LE 6.6 La corrosión ACT 6.9 ACT 6.10 AUTOEVALUACION	Libro: 27 a 28 Pág. 527 Guía: Pág. 273 Libro: 27.16 Pág. 548 Guía: Pág. 222

VI

REACCIONES QUIMICAS. CAMBIOS QUIMICOS EN LA MATERIA

GUIA DE UNIDAD

DOSIFICACION DE TEMAS	TEMAS Y SUBTEMAS	EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES	RECURSOS DIDACTICOS
1 Día-2 h.	8. 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. 339 Guía: Pág. 342 Guía: Pág. 347

UNIDAD VI

Reacciones químicas. Cambios químicos en la materia

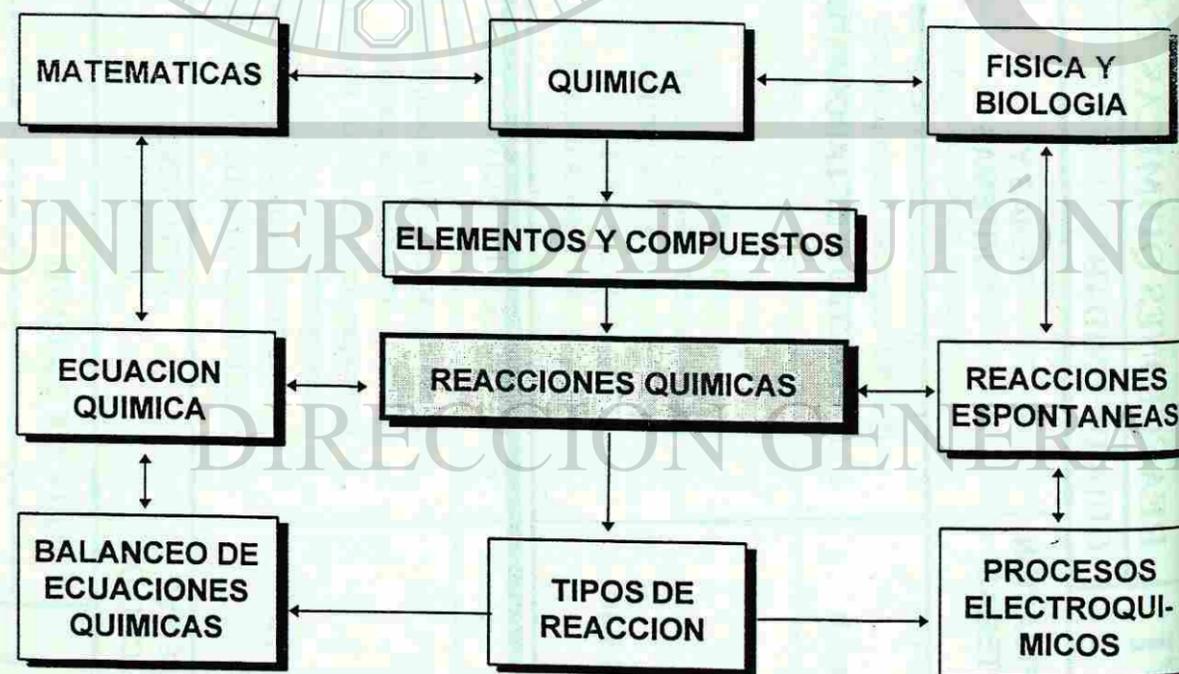
OBJETIVO

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 la 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 identificar 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 y observará como algunos factores alteran la velocidad de reacción (T 6.4)

Segunda parte

13. Explicará la naturaleza del proceso electroquímico, considerando los fenómenos de oxidación y de reducción involucrados (T 6.7)
14. Describirá una celda electroquímica y designará el cátodo, el ánodo y la dirección del flujo de electrones (T 6.7)
15. Distinguirá entre celdas voltaicas y electrolíticas, enumerando sus características, reacciones que ocurren, dando ejemplos prácticos de cada una (T 6.7)
16. Explicará en qué consiste la serie electromotriz de los elementos (T 6.7)
17. Describirá en qué consisten los procesos de corrosión y recubrimiento, aplicando los conceptos electroquímicos (T 6.7)

UNIDAD VI

Reacciones químicas. Cambios químicos en la materia

Actividad 6.1 Ecuaciones químicas

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

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

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

4. ¿Qué son los productos?

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

1. Litio metálico reacciona con agua para producir hidróxido de litio acuoso y gas hidrógeno.

2. Zinc metálico se añade a una solución acuosa de nitrato de plata y forman plata metálica y nitrato de zinc acuoso.

3. Se mezclan soluciones acuosas de nitrato de plata y de cloruro de sodio y se producen cloruro de plata sólido y nitrato de sodio acuoso.

4. Cuando se calienta el clorato de potasio sólido se descompone liberando oxígeno gaseoso y cloruro de potasio sólido.

5. Magnesio metálico se combina con ácido sulfúrico acuoso produciendo sulfato de magnesio acuoso y gas hidrógeno.

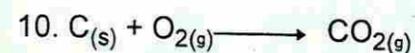
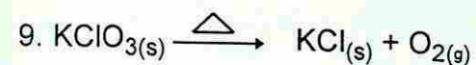
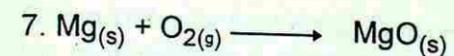
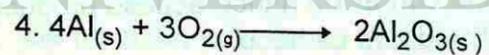
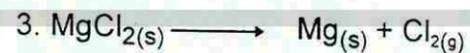
6. Se combinan soluciones acuosas incoloras de nitrato de plomo (II) y yoduro de potasio y se produce un sólido amarillo de yoduro de plomo (II) y el nitrato de potasio queda en solución.

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 _____ se lee _____ o _____.
- El símbolo _____ es escrito junto a la fórmula de una sustancia gaseosa producida en una reacción.
- El símbolo _____ indica que la sustancia formada en una reacción es: _____.

IV. Convierte en palabras las siguientes ecuaciones químicas:



V. Contesta los problemas 21 al 28 de la 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)

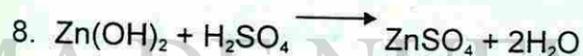
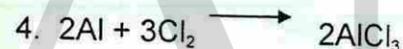
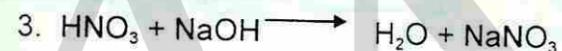
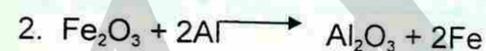
1. _____
2. _____
3. _____
4. _____
5. _____
6. _____
7. _____

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.

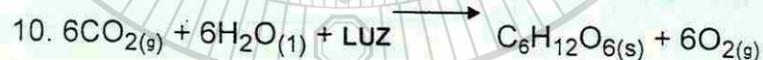
II. Clasifica las siguientes reacciones, escribiendo frente a cada una si se trata de síntesis, descomposición, desplazamiento simple o doble desplazamiento.



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.

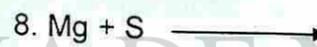
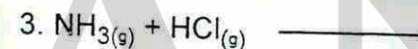
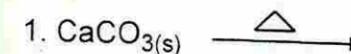


II. Discute brevemente lo siguiente:

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

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

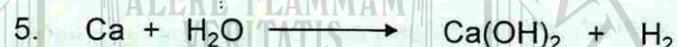
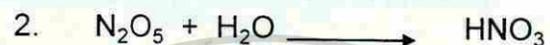
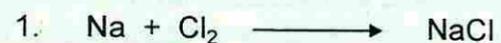
III. Considerando las características descritas para los tipos generales de reacciones, predice y nombra los productos de las siguientes reacciones y establece la posibilidad de que sean exotérmicas o endotérmicas.



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:

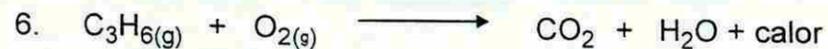
4. ¿Cómo se llaman las sustancias que aceleran la velocidad de una reacción química? ¿Y las que la disminuyen?

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.

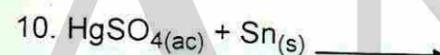
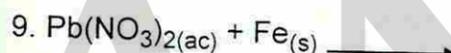
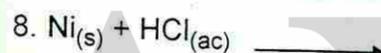
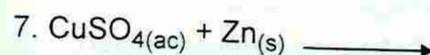
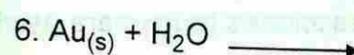
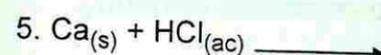
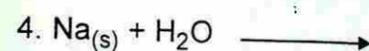
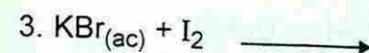
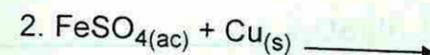
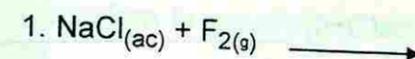
Actividad 6.5 Predicción de reacciones

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.

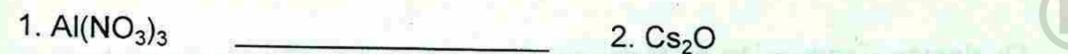


II. Utiliza las Series de Actividad de Metales y Halógenos para predecir si se efectúan las siguientes reacciones químicas. Escribe los productos que se obtienen en las reacciones que se llevan a cabo y NR (no reacción) en las que no ocurren.



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:



11. BeH_2 _____12. CH_4 _____13. H_2SO_4 _____14. Na_2O_2 _____15. Na_2S _____16. NH_4NO_2 _____17. NH_3 _____18. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ _____19. Mg_3P_2 _____20. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ _____**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:

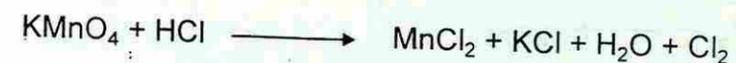
2. Oxidación y reducción en términos de pérdida o ganancia de electrones:

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)?

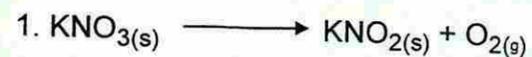
2. ¿Qué elemento se oxida? Explica:

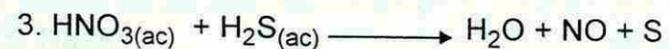
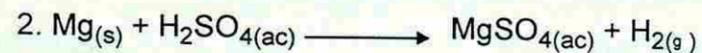
3. ¿Qué elemento se reduce? Explica:

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.



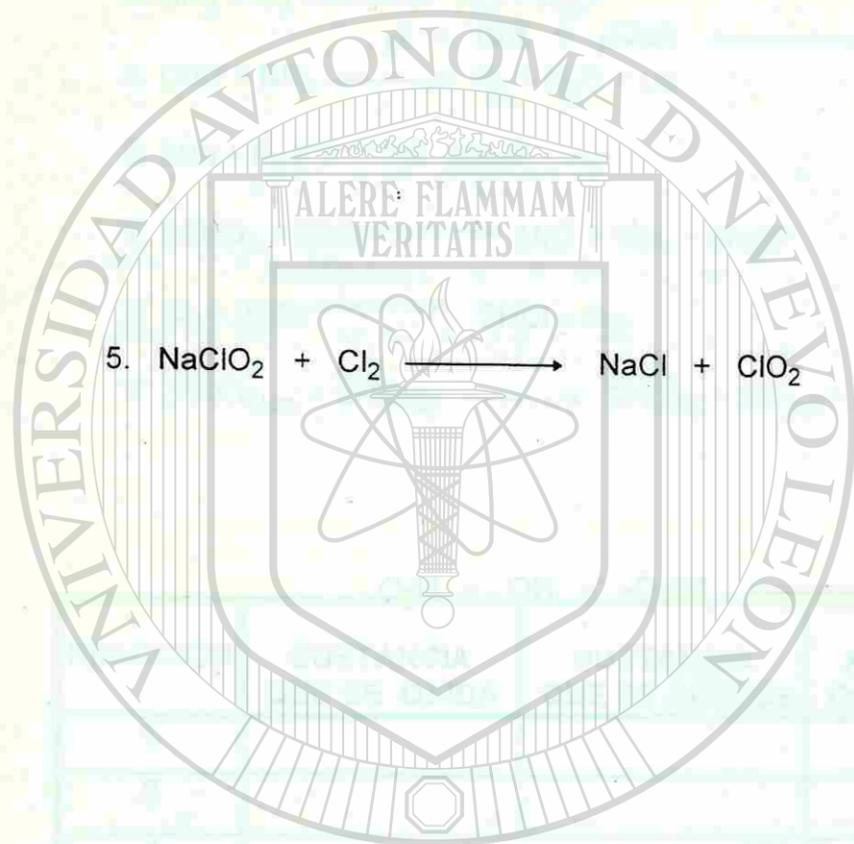


REACCION	SUSTANCIA QUE SE OXIDA	SUSTANCIA QUE SE REDUCE	AGENTE OXIDANTE	AGENTE REDUCTOR
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				
8				
9				

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.

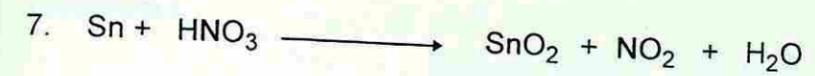


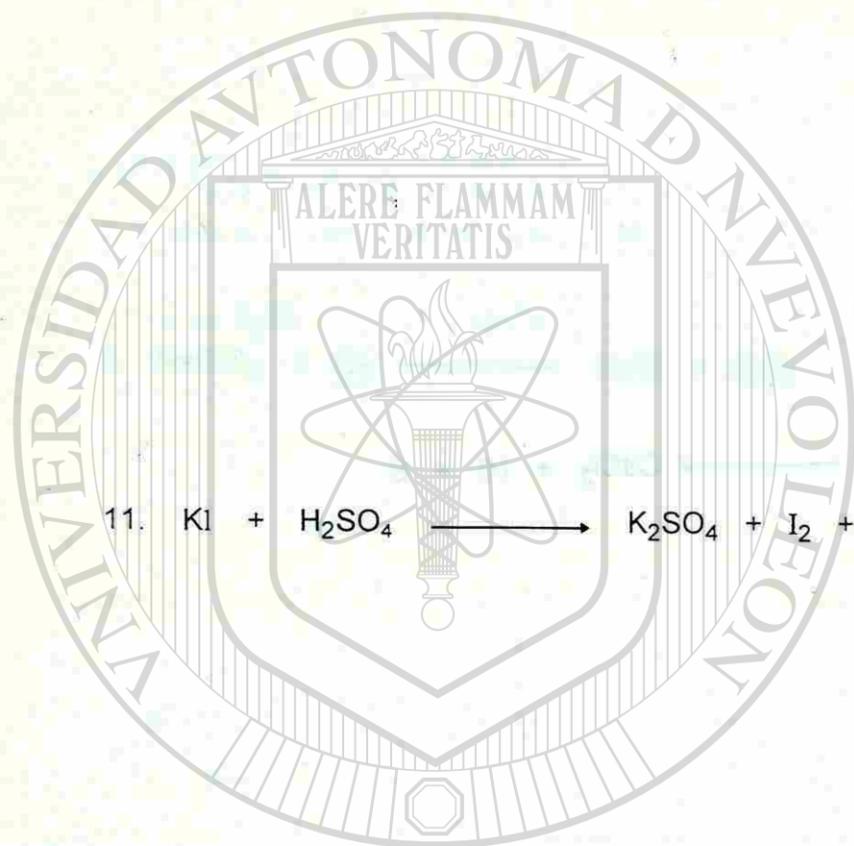


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



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		

Segunda parte

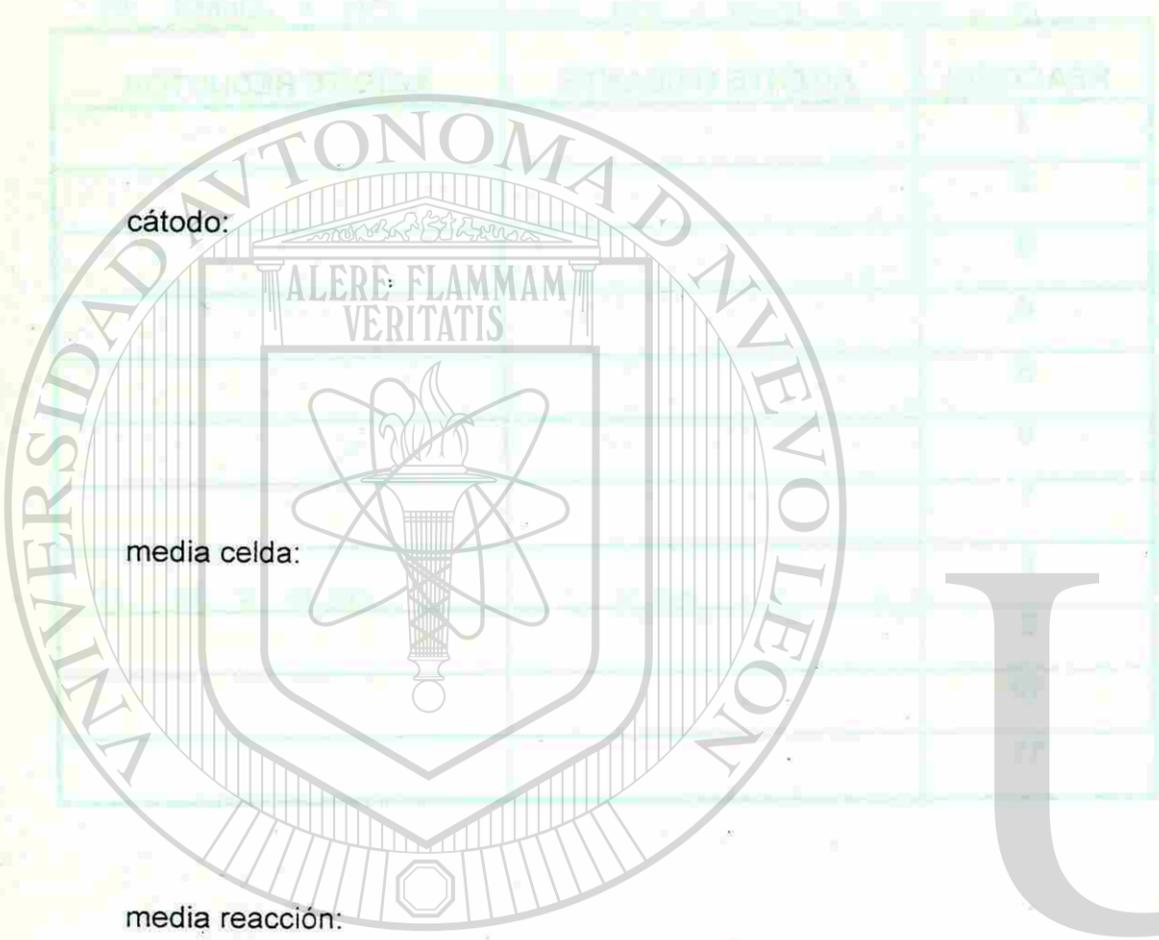
Actividad 6.9 Celdas voltaicas y celdas electrolíticas

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

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

Celda voltaica:

ánodo:



cátodo:

media celda:

media reacción:

puente salino:

batería:

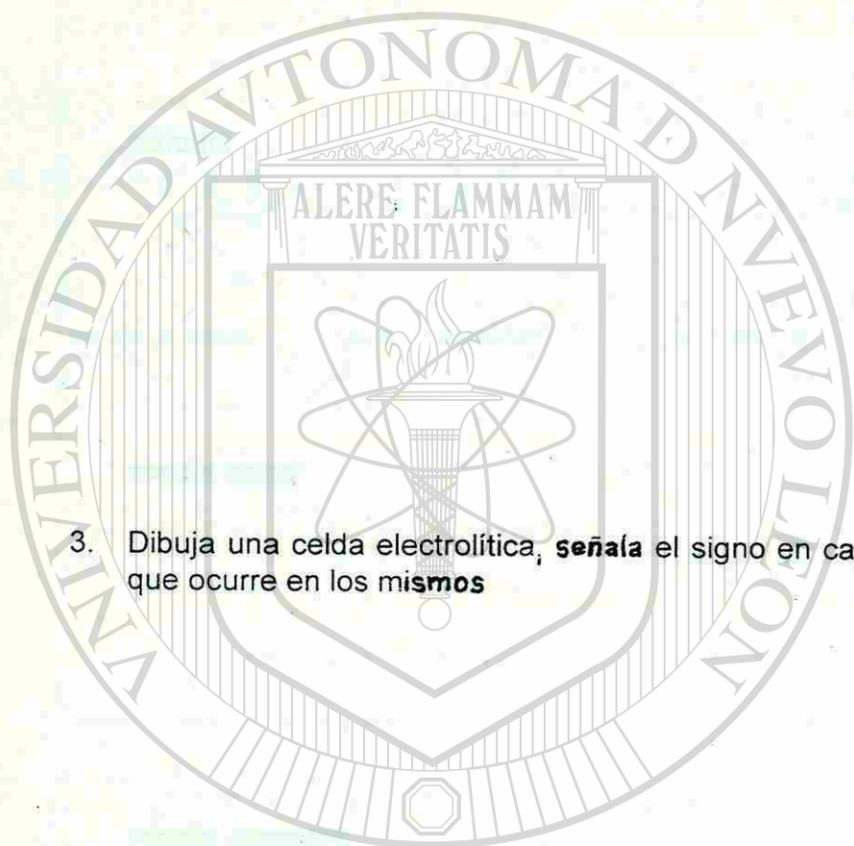
celda electrolítica:

electrólisis:

conducción electrónica:

conducción electrolítica:

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



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

Actividad 6.10 Serie electromotriz

Utiliza los conceptos estudiados sobre la serie electromotriz para responder lo siguiente:

1. ¿Qué es el potencial de reducción de una media celda y cómo se mide?

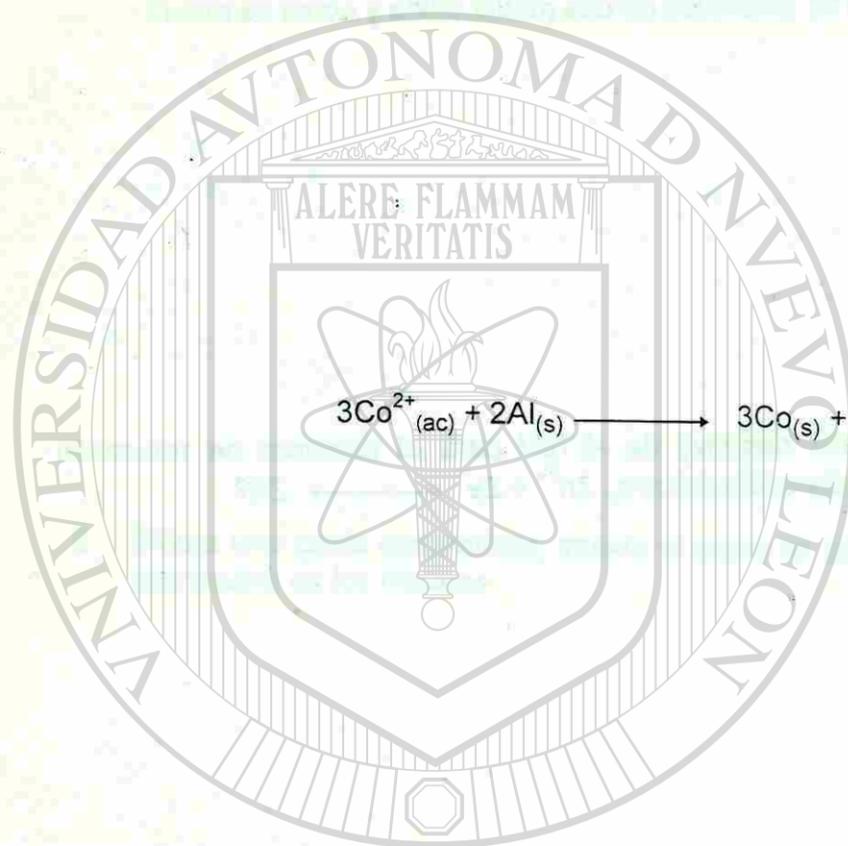
2. ¿Qué significa el valor negativo de -0.76V para el potencial de reducción estandar para la media celda del zinc: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$?

3. ¿Qué significa el valor positivo de $+0.34\text{V}$ para el potencial de reducción estandar para la media celda del cobre: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$?

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

4. Utilizando los valores de los potenciales de reducción estandard de cada media reacción, predice si las reacciones siguientes ocurren espontáneamente.



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

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:

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

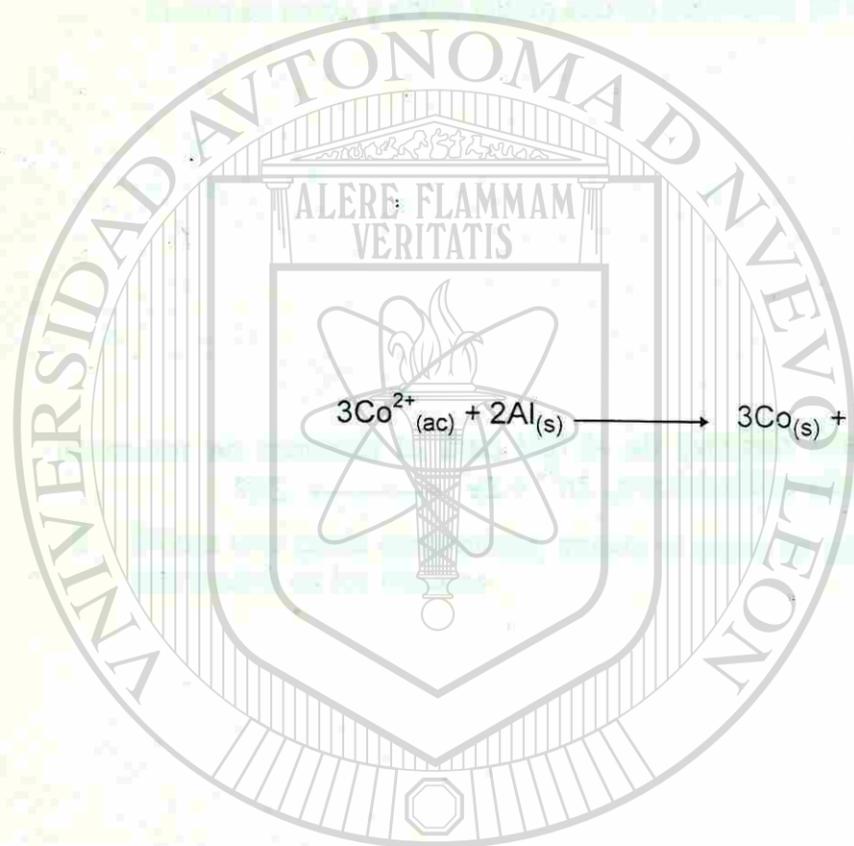
2. El símbolo \rightleftharpoons indica:

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

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

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

4. Utilizando los valores de los potenciales de reducción estandard de cada media reacción, predice si las reacciones siguientes ocurren espontáneamente.



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

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:

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

2. El símbolo \rightleftharpoons indica:

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

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

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

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



- 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. Una celda electrolítica:

- a) Cambia la energía eléctrica en energía química
- b) Utiliza energía eléctrica para hacer que una reacción no espontánea se efectúe
- c) Se utiliza en electroplatinado
- d) Se usa para descomponer el agua en H_2 y O_2
- e) Todos los enunciados son correctos

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

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

13. 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

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

- a) $2I^- + Br_2 \longrightarrow I_2 + 2Br^-$
- b) $I_2 + 2Br^- \longrightarrow Br_2 + 2I^-$
- c) $2I^- + 2Br^- \longrightarrow I_2 + Br_2$
- d) $I_2 + Br_2 \longrightarrow 2I^- + 2Br^-$
- e) $2Br^- \longrightarrow Br_2 + 2e^-$

15. Elemento que se oxida más fácilmente:

- a) Cu
- b) Zn
- c) Ni
- d) Ca
- e) Al

II. Relaciona las siguientes columnas:

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

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.

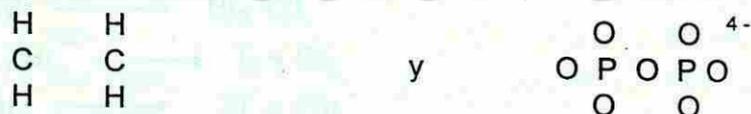
b) Los átomos de oxígeno no se enlazan entre sí, con excepción de: i) moléculas de O_2 y O_3 , ii) Los peróxidos que contienen el grupo O_2^{2-} .

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

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

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 $P_2O_7^{4-}$ los siguientes esqueletos:



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 ,

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

Para SO_4^{2-}

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

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

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

Para SO_4^{2-}

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

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

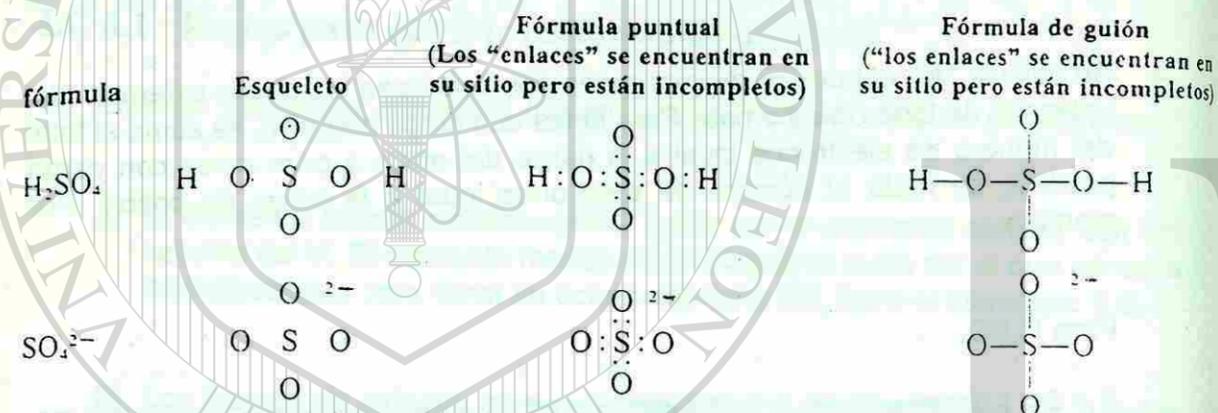
$$S = N - A = 44 - 32 = 12 \text{ electrones compartidos (6 pares de } e^- \text{ compartidos)}$$

Para SO_4^{2-}

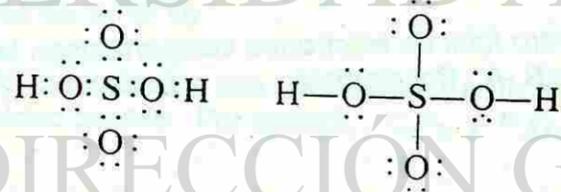
$$S = N - A = 40 - 32$$

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

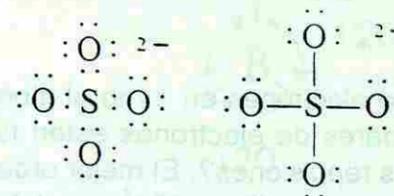
5. Se colocan los electrones S en el esqueleto como pares compartidos, usando dobles y triples enlaces, en caso necesario. Las estructuras pueden representarse mediante las fórmulas puntuales de Lewis o mediante guiones donde cada guión representa un par de electrones compartidos.



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.

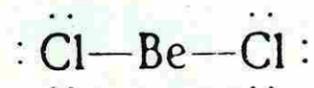
Whitten K.W., et al., "Química General", McGraw Hill, pág. 157, 1992.

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

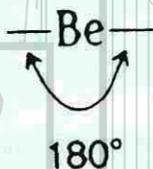
Las estructuras de las moléculas desempeñan un papel muy importante en determinar sus propiedades químicas. Esto es especialmente cierto para moléculas biológicas; un leve cambio de la estructura de una biomolécula de gran tamaño destruye en su totalidad su utilidad para la célula e inclusive hace que,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

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° .

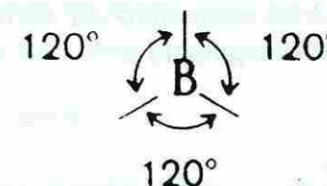


Siempre que hay dos pares de electrones en torno a un átomo se colocan en ángulo de 180° para obtener un ordenamiento lineal.

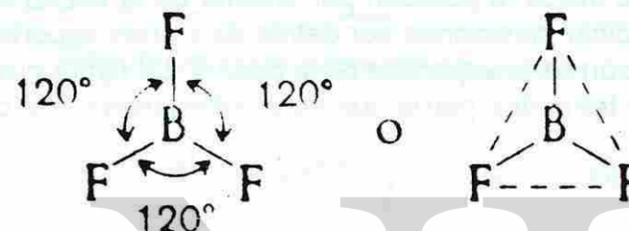
A continuación se considerará al BF_3 que tiene la siguiente estructura de Lewis (es otra excepción a la regla del octeto).



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° .

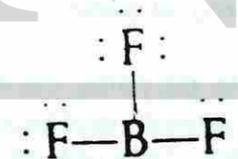


Como cada par de electrones se comparte con el átomo de flúor la estructura molecular es:

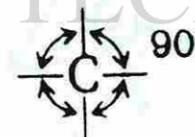


Esta es una molécula planar (plana) con ordenamiento triangular de átomos de F, que se describe comúnmente como estructura plana trigonal. Siempre que hay tres pares de electrones presentes en torno a un átomo se colocan en los extremos de un triángulo (en un plano, con un ángulo de 120° entre sí).

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:

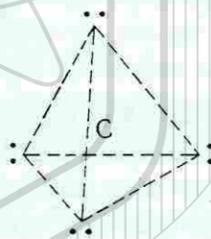


El átomo de carbono y los pares de electrones se encuentran en un plano representado por la superficie del papel y los ángulos entre los pares son todos de 90° .

¿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° .

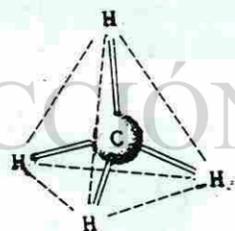


En el dibujo, la cuña indica la posición por encima de la superficie del papel y las líneas punteadas indican posiciones por detrás de dicha superficie. La línea normal indica una posición en la superficie de la página. La figura que se forma conectando la línea es un tetraedro, por lo que este ordenamiento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

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. 375, 1992.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

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

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. 375, 1992.

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⁺	níquel (II)		
Ni ³⁺	níquel (III)		

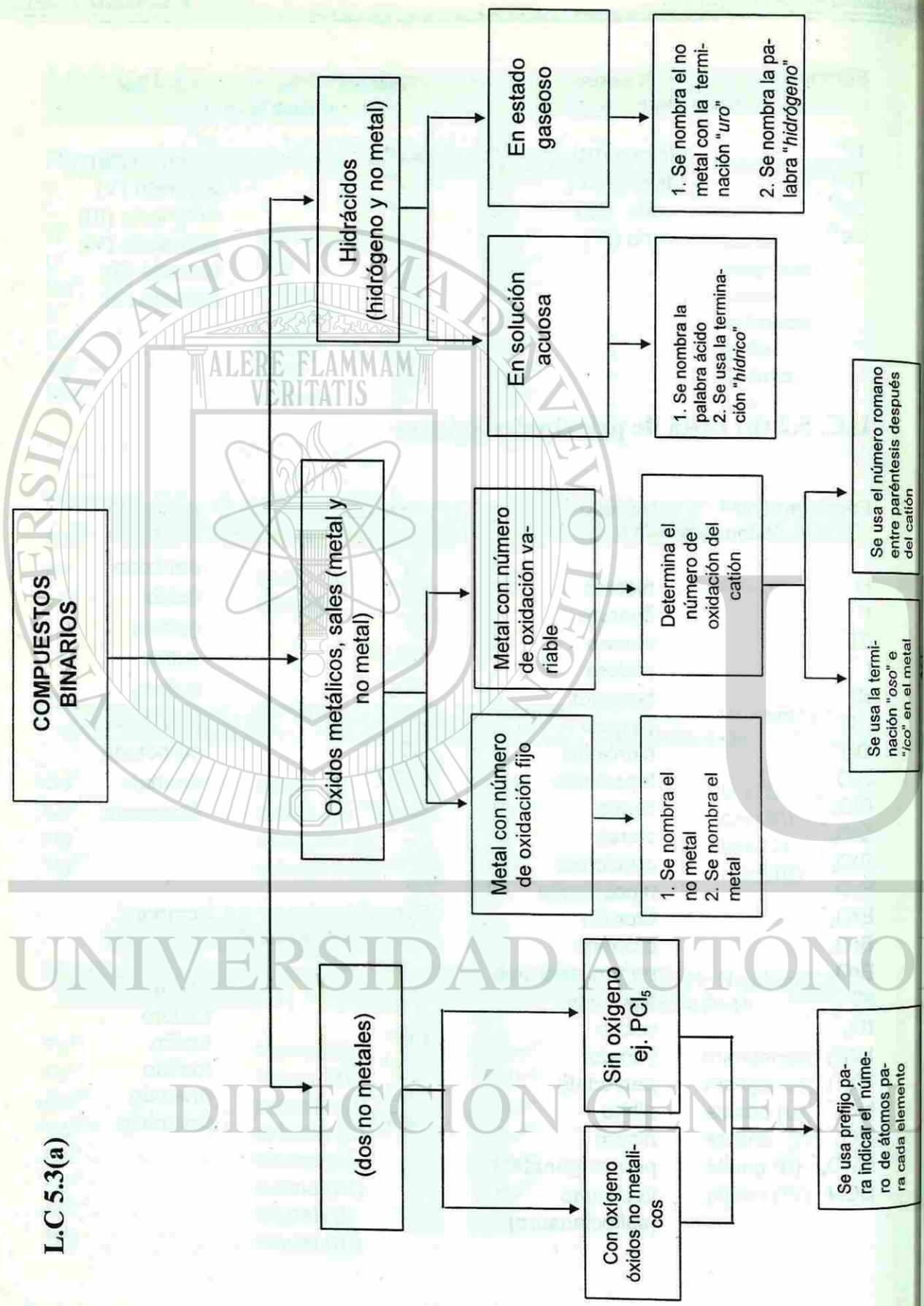
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 3+4+		Valencia 3+5+	
Ti ³⁺	titanio (III)	As ³⁺	arsenico (III)
Ti ⁴⁺	titanio (IV)	As ⁵⁺	arsenico (V)
Ce ³⁺	cerio (III)	Sb ³⁺	antimonio (III)
Ce ⁴⁺	cerio (IV)	Sb ⁵⁺	antimonio (V)
		Bi ³⁺	bismuto (III)
		Bi ⁵⁺	bismuto (V)

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

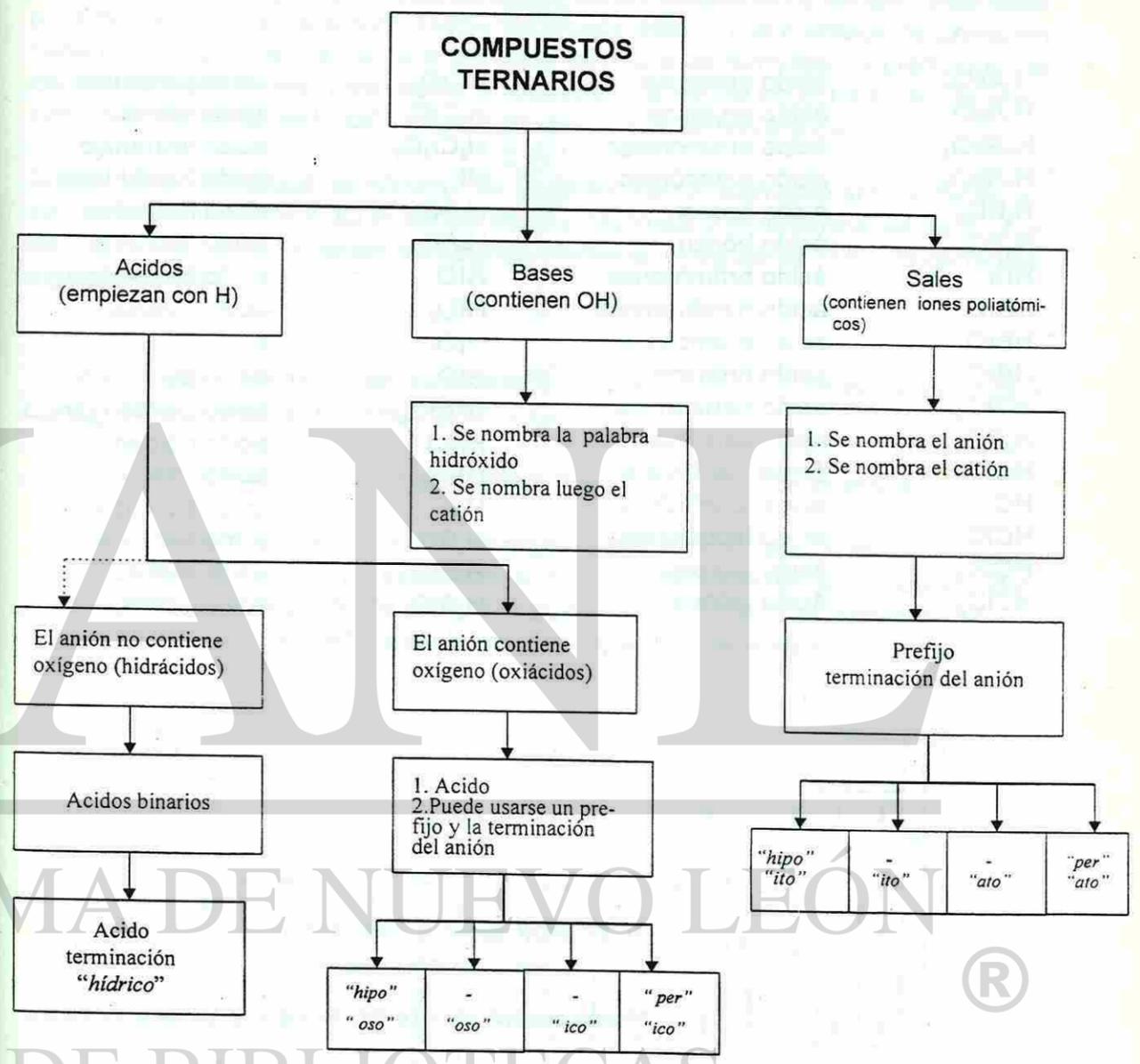
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1 -		Valencia 2-	
H ⁻	hidruro	O ₂ ²⁻	peróxido
F ⁻	fluoruro	O ²⁻	óxido
Cl ⁻	cloruro	S ²⁻	sulfuro
I ⁻	yoduro	SO ₃ ²⁻	sulfito
Br ⁻	bromuro	SO ₄ ²⁻	sulfato
CN ⁻	cianuro	S ₂ O ₃ ²⁻	tiosulfato
OH ⁻	hidróxido	CO ₃ ²⁻	carbonato
ClO ⁻	hipoclorito	CrO ₄ ²⁻	cromato
ClO ₂ ⁻	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

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).

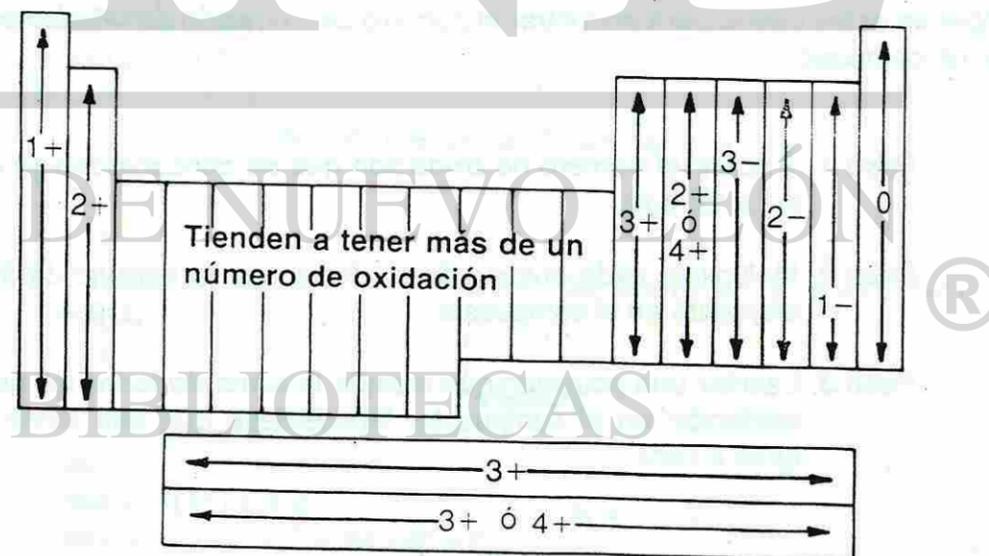


Figura 1 Las variaciones en los números de oxidación de los elementos

- 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 H_2O el O es -2, en H_2O_2 , el O es -1).
- El número de oxidación de un ion monoatómico es el mismo que la carga del ion (ejemplos: Cl^- , Mg^{2+}).
- La suma algebraica de los números de oxidación para todos los átomos en un compuesto debe ser igual a cero.
- 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,



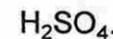
$$\text{Paso 1} \quad -2$$

$$\text{Paso 2} \quad (-2)2$$

$$\text{Paso 3} \quad C + (-4) = 0$$

$$C = +4 \text{ (número de oxidación del carbono)}$$

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



$$\text{Paso 1} \quad +1 \quad -2$$

$$\text{Paso 2} \quad 2(+1) = +2 \quad 4(-2) = -8$$

$$\text{Paso 3} \quad +2 + S + (-8) = 0$$

$$S = +6$$

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 .

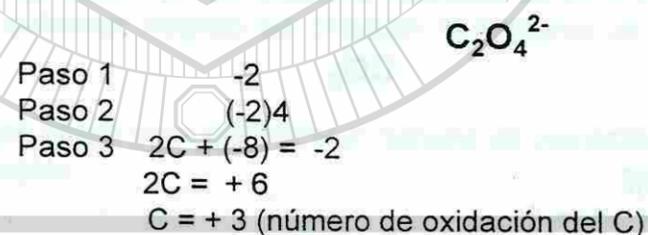
Respuestas: (a) $\text{S} = +6$ (b) $\text{As} = +5$ (c) $\text{C} = +4$

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^- .



Ejemplo 4. Calcular el número de oxidación del carbono en el ion oxalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$.



Práctica. Calcular los números de oxidación de (a) el N en el ion NH_4^+ , (b) el Cr en el ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, (c) el P en el ion PO_4^{3-} .

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

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

Hein, M., "Química", Grupo Editorial Iberoamérica, 1992

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.

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 .

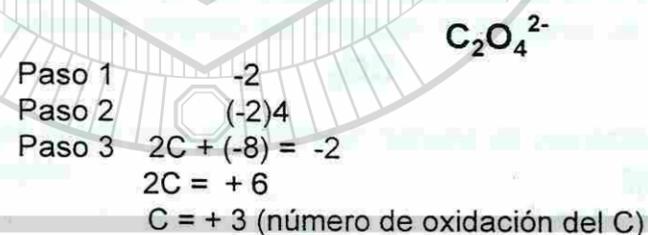
Respuestas: (a) $\text{S} = +6$ (b) $\text{As} = +5$ (c) $\text{C} = +4$

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^- .



Ejemplo 4. Calcular el número de oxidación del carbono en el ion oxalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$.



Práctica. Calcular los números de oxidación de (a) el N en el ion NH_4^+ , (b) el Cr en el ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, (c) el P en el ion PO_4^{3-} .

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

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

Hein, M., "Química", Grupo Editorial Iberoamérica, 1992

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 enlistan 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.

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



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



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

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

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

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

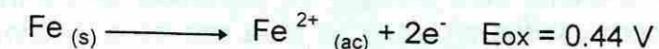
LC 6.4 Corrosión del hierro

Uno de los procesos de corrosión más familiares es la corrosión del hierro. Desde el punto de vista económico, éste es un proceso importante. Se estima que más

del 20% del hierro producido anualmente se utiliza para reemplazar artículos de hierro desechados debido a los daños causados por la corrosión.

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

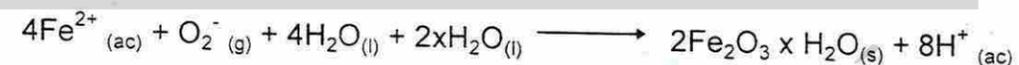
La formación del herrumbre en el hierro se considera generalmente de naturaleza electroquímica. Una zona en la superficie del hierro sirve como un ánodo y allí el hierro sufre una oxidación.



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



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



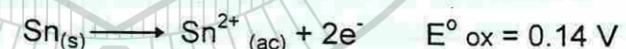
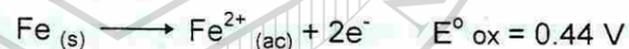
Como por lo general el cátodo es el área que tiene mayor suministro de O_2 , el herrumbre se suele depositar ahí. Si observamos con atención una pala que ha permanecido a la intemperie en presencia de aire húmedo, y con la suciedad adherida a ella, veremos que se ha picado bajo la suciedad, pero que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

El aumento en la corrosión que ocasionan las sales es evidente en los automóviles que están en las áreas donde se hace un intenso salado de las carreteras en invierno. El efecto de las sales se explica fácilmente por el mecanismo de las celda

voltaicas. Los iones de una sal proporcionan los electrólitos necesarios para completar el circuito eléctrico.

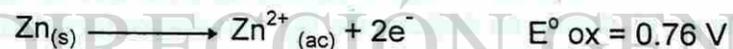
La presencia de zonas anódicas y catódicas en el hierro requiere de dos ambientes en la superficie. Estas se pueden deber a la presencia de impurezas o defectos en la red (introducidos probablemente por el esfuerzo a que se somete el metal). En las zonas donde hay impurezas o defectos, el entorno a nivel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

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



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

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



Por consiguiente, el zinc sirve como ánodo y se corroe en lugar del hierro, como se muestra en la figura 6.3. La protección de un metal que actúa como cátodo en una celda electroquímica se conoce como protección catódica. El metal que se oxida

para proteger al cátodo se llama ánodo sacrificial. Las tuberías subterráneas se suelen proteger contra la corrosión haciendo que la tubería sea el cátodo de una celda voltaica. Se entierran trozos de un metal activo, por ejemplo magnesio, a lo largo de la tubería y se conectan con ella por medio de cables, como se muestra en la figura 6.4. En el terreno húmedo, donde puede ocurrir la corrosión, el metal activo actúa como ánodo y la tubería experimenta protección catódica.

Figura 6.1 Corrosión del hierro en contacto con agua

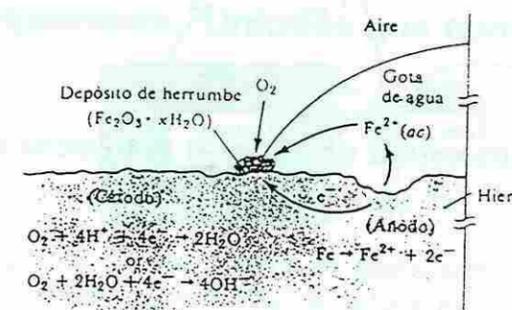


Figura 6.2 Corrosión del hierro en contacto con estaño

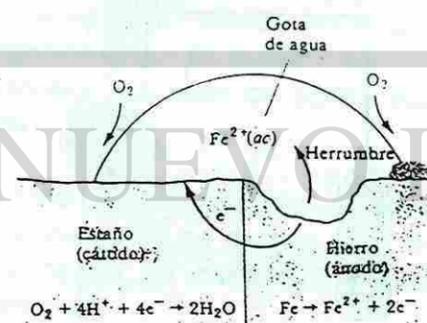


Figura 6.3 Protección catódica del hierro en contacto con zinc

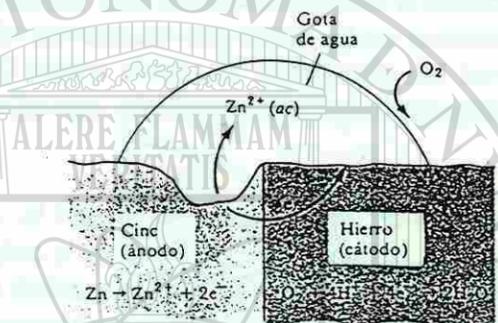
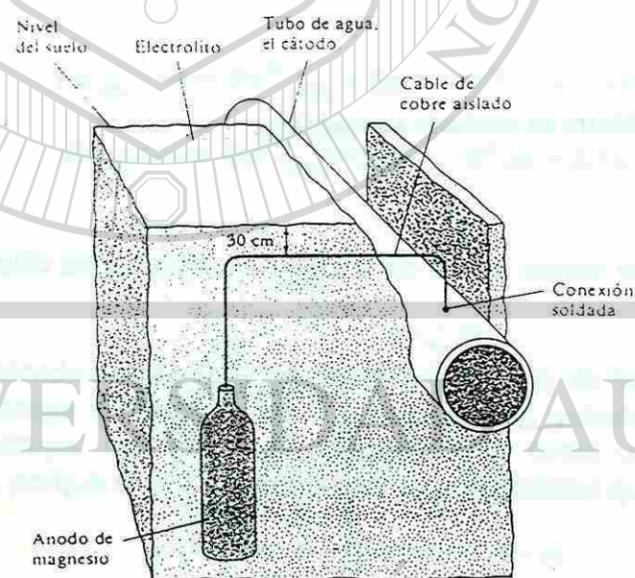


Figura 6.4 Protección catódica de un tubo de hierro que transporta agua



Adaptado de: Brown, T., et al., "Química la Ciencia Central", Prentice Hall, 1993

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 ($801^\circ C$) 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

Figura 6.3 Protección catódica del hierro en contacto con zinc

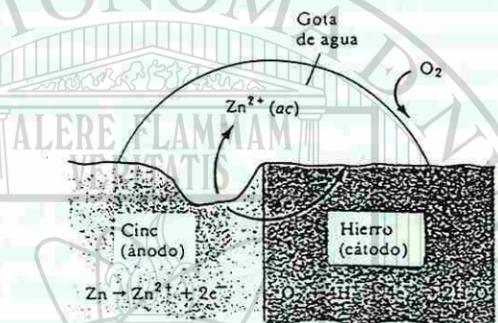
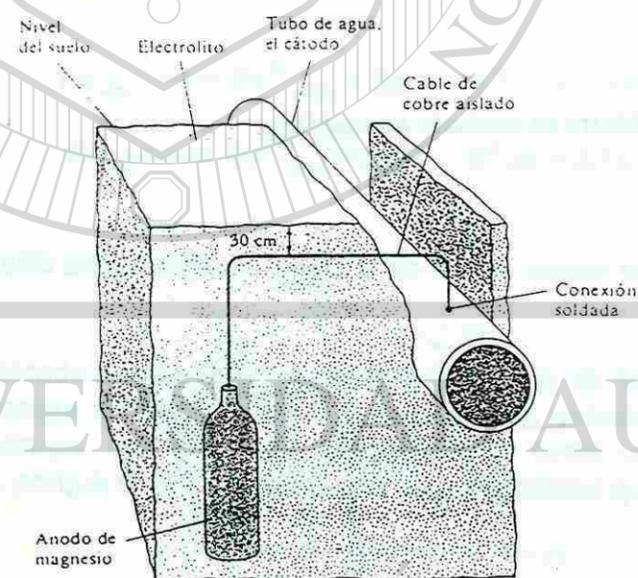


Figura 6.4 Protección catódica de un tubo de hierro que transporta agua



Adaptado de: Brown, T., et al., "Química la Ciencia Central", Prentice Hall, 1993

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 interpretar las diferentes áreas del diagrama.

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

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.

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 interpretar las diferentes áreas del diagrama.

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

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.

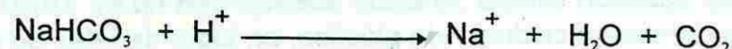
Smoot, R.C., et al., "Chemistry", Mcmillan /McGraw-Hill, 1993

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: $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{NaCl}$. Esto es lo que ocasiona el eructo que sigue después de tomar un alcalinizador.

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

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

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

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.

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

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.

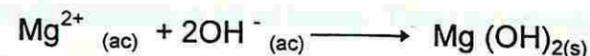
Coloca una pequeña cantidad de bicarbonato de sodio en un recipiente plano y agrega unas gotas de vinagre. Observa qué ocurre. Compara esta reacción con la que ocurre al hornear el pan.

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 científicos

preparó el salvamento de la cinta central, la que grabó las conversaciones de la tripulación después de ensayar el proceso de recuperación empleando cintas de menor importancia. En un proceso muy lento y tedioso, neutralizaron cuidadosamente el hidróxido de magnesio removiéndolo de la cinta, y estabilizaron la capa de óxido de hierro. Todo el trabajo se tuvo que realizar con la cinta aún enrollada. La cinta se trató en forma alternada con ácido nítrico y agua destilada. La reacción de neutralización ácido base es



El propósito del agua destilada fue enjuagar lentamente la cinta a medida que el hidróxido de magnesio se fue removiendo. La cinta se enjuagó después con metanol para remover el agua y después fue tratada con silicón 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.

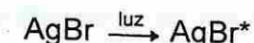
La luz del sol llega a nosotros en forma de cuantos de energía igual que cualquier otra radiación electromagnética. Investiga qué parte de la molécula de clorofila absorbe los cuantos de luz y qué longitudes de onda de luz son usados en la fotosíntesis.

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

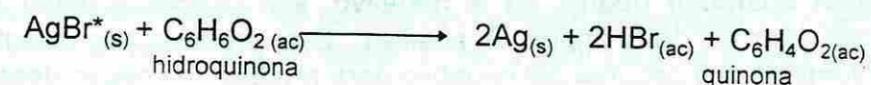
LE 6.4 Revelado fotográfico

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:

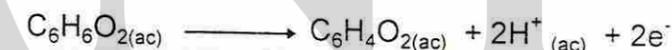


en donde el asterisco denota el AgBr excitado por la luz. En seguida, la película expuesta se trata con un revelador, una solución que contiene un agente reductor suave como la hidroquinona.

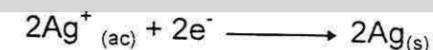


En este proceso redox, los iones Ag^+ se reducen perfectamente a plata metálica, y la hidroquinona se oxida a quinona. La etapa de oxidación, que en principio no es tan obvia, puede ponerse en claro escribiendo la reacción anterior como sus dos semirreacciones:

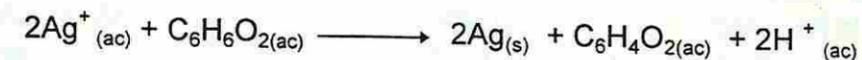
Oxidación:



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

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

Para evitar esta reacción indeseable, la película se trata rápido con un "fijador", una solución de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) para quitar los iones de plata:



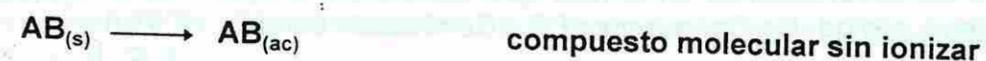
Lo que se ha descrito es la preparación de un negativo en blanco y negro. La impresión del positivo puede obtenerse iluminando, a través del negativo, otra pieza de papel fotográfico y repitiendo el proceso de revelado. Como las zonas blancas de la imagen aparecen negras en el negativo, son opacas y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

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

Práctica de laboratorio 4.1 Predicción de enlace mediante conductividad

INTRODUCCIÓN

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
- 1 Batería de 9V
- 1 popote
- 1 microplato de hoyos
- 1 pipeta de tallo delgado

REACTIVOS

- Solución 0.1 M de:

NaCl
KNO₃
Co(OH)₂
NH₄Cl
Na₂C₂O₄
Al(NO₃)₃
Ba(OH)₂

- H₂SO₄ 0.05M
- Solución al 5% de NH₃
- Acido cítrico
- Acido acético
- Almidón
- Acido láctico
- Agua destilada.
- Alcohol etílico
- Glicerina

PROCEDIMIENTO

1. Coloca 10 gotas de las soluciones de prueba en cada hoyo del microplato identificándolas 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; NC=No conducción.
5. Transfiere la solución del H_2SO_4 en el hoyo del $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 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 la relación con su tipo de enlace.

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

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1. Relaciona la conductividad de las soluciones con la presencia de iones en las misma.

2. ¿Qué generalizaciones puedes hacer acerca del número de iones presente en las soluciones:

a) Conductoras _____

b) no Conductoras _____

c) Parcialmente conductoras _____

EXTENSION Y APLICACION

1. ¿Qué clase de compuestos contienen tanto enlace iónico como enlace covalente? Identifica los compuestos usados en esta actividad que tiene ambos tipos de enlace.

Prácticas de laboratorio 6.1 Actividad química de los 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)?**

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 Cl_2 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 I_2/KI .

9. Compara las soluciones de la columna 1 a la del hoyo A_1 , las soluciones de la columna 2 a la del hoyo A_2 , las soluciones de la columna 3 a la del hoyo A_3 y las soluciones de la columna 4 a la del hoyo A_4 . 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 A_1 a A_4 .

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.

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.

	1	2	3	4	5	6
A						
B						
C						
D						

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Práctica de laboratorio 6.3 Factores que afectan la velocidad de reacción

INTRODUCCIÓN

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

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

OBJETIVOS

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

MATERIALES

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

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

1 tela de asbesto
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 (1cm x 1cm) del zinc limpio de la parte I y añádelo a cada tubo. Registra el tiempo al inicio y al final de la reacción en la Tabla 6.2.
- 3.- Desecha las sustancias que quedan como en el paso 5 de la parte I.

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

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

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

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

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

- 1.- Prepara una solución de H_2O_2 al 0.3%, midiendo 90 mL de agua destilada en una probeta graduada de 100 mL y agregando 10 mL de H_2O_2 al 3%. Esta solución se guarda en una botella de plástico de 250 mL y se etiqueta como H_2O_2 al 0.3%, ya que será la solución de prueba.
- 2.- Enjuaga con 2 mL de solución de H_2O_2 al 0.3%, siete tubos de ensayo y una probeta de 10 mL, desechando la solución cada vez. Vierte con esa probeta, 5 mL de H_2O_2 al 0.3% en cada tubo y colócalos en la gradilla.
- 3.- Para observar la acción catalítica añade 5 gotas de cada una de los siguientes soluciones a cada tubo:
HCl 6M, NaCl 0.1M, KNO_3 0.1M, MnCl_2 0.1M
- 4.- Mezcla los contenidos en cada tubo por agitación o bien con un agitador de vidrio que debe ser lavado con agua destilada después de usarse en cada solución. Observa lo que ocurre y reporta el desprendimiento de gas en cada uno, utilizando los términos "rápida", "lento", "muy lento" o "NR" (no reaccionan) para describir la velocidad de desprendimiento. Describe la actividad catalítica como "alta", "baja" o "ninguna". Registra estas observaciones en la tabla 6.4.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS

- 1.- Escribe una ecuación química balanceada para la reacción entre ácido clorhídrico y zinc metálico.
- 2.- Escribe una ecuación química balanceada para la descomposición de peróxido de hidrógeno.
- 3.- La velocidad de muchas reacciones se duplican por cada 10°C de aumento en la temperatura. ¿Concuerdan los resultados de este experimento con esta afirmación?

- 4.- Los catalizadores usados en la parte IV eran 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.

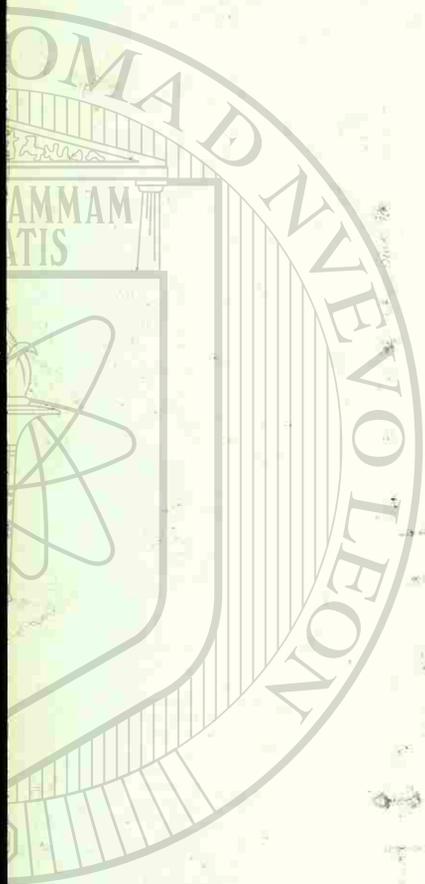
- 3.- Describe con tus propias palabras el efecto del tamaño de partículas en la velocidad de reacción y explícalo con base a la teoría de choques.

Tabla 6.1 Efecto de la temperatura en la velocidad de reacción

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

Tabla 6.2 Efecto de la concentración en la velocidad de reacción

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



U A N

SIDAD AUTÓNOMA DE NUE

CCIÓN GENERAL DE BIBLIOT