

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON
Secretaría Académica

M2

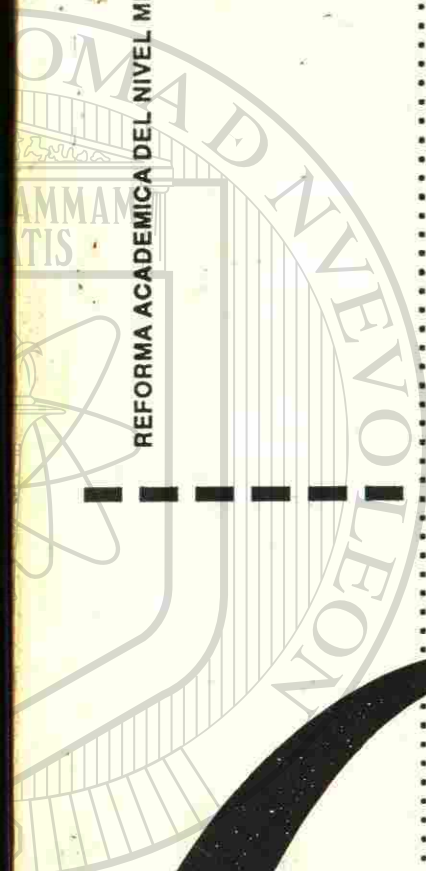
REFORMA ACADÉMICA DEL NIVEL MEDIO SUPERIOR

Guía del alumno

QUIMICA, PRIMERA EDICION 1993

q

Química



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

QD40
.Q530
1993



1020111487



1020111487



Guía del Alumno

U A N L

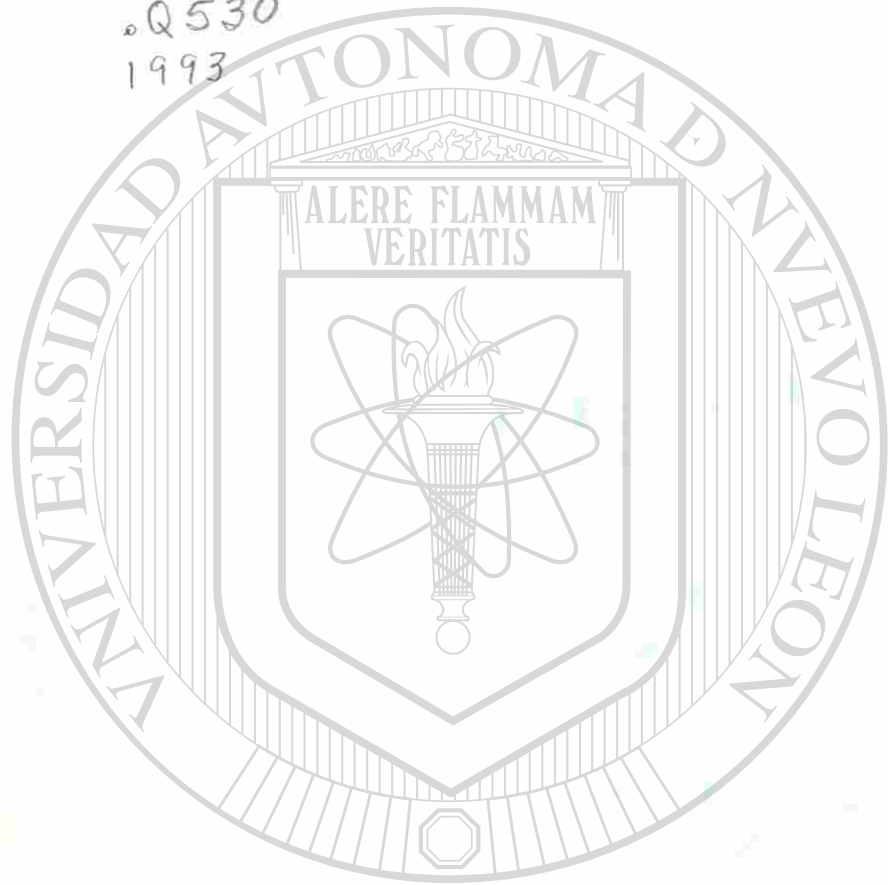
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Jaco

981944

QD40
Q530
1993



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



FONDO UNIVERSITARIO

Feb. 8-05
EH

INDICE

	Pág.
Presentación	5
Objetivo General	7
Estructura Conceptual del Módulo II	9
Guía de Unidad I	11
Objetivo y Estructura Conceptual	13
Metas de la Unidad	14
Actividades	15
Guía de Unidad II	31
Objetivo y Estructura Conceptual	33
Metas de la Unidad	34
Actividades	35
Guía de Unidad III	69
Objetivo y Estructura Conceptual	71
Metas de la Unidad	72
Actividades	73
Guía de Unidad IV	91
Objetivos y Estructuras	93
Metas de la Unidad	94
Actividades	95

	Pág.
Guía de Unidad V	109
Objetivos y Estructuras	111
Metas de la Unidad	112
Actividades	113
Guía de Unidad VI	125
Objetivos y Estructura Conceptual	127
Metas de la Unidad	128
Actividades	129
Lecturas Complementarias	141
Lecturas de Enriquecimiento	165
Prácticas de laboratorio.....	195
Agradecimientos	235

PRESENTACION

Posiblemente te habrás cuestionado alguna vez acerca de las cosas que ocurren en tu alrededor o que escuchas a través de los medios de comunicación. Tu curiosidad y el deseo de conocer el mundo que te rodea involucra aspectos de la ciencia que se relacionan con los avances tecnológicos y los descubrimientos novedosos que tienden a mejorar el entorno y facilitan nuestro modo de vida, así como con problemas de la contaminación ambiental y de la salud entre otros.

Para que logres satisfacer tu curiosidad y comprender la información científica que recibes, necesitas adquirir los conocimientos y el lenguaje adecuado. En este curso de química se tratarán los conceptos y principios que te permitirán:

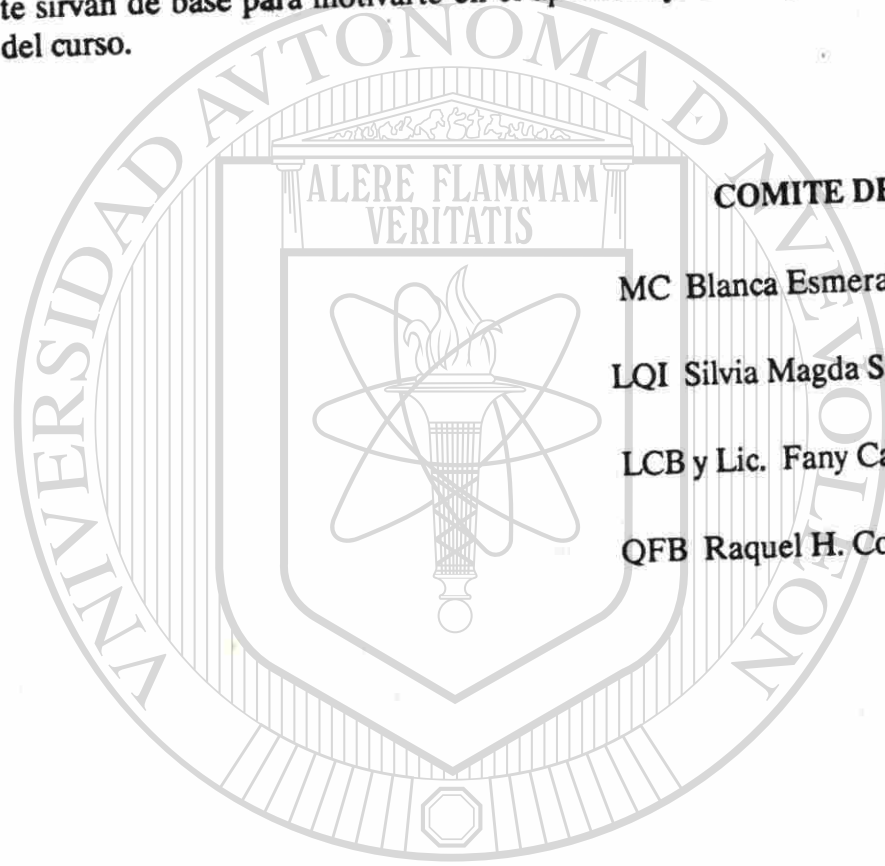
- Conocer el método mediante el cual se llega a la ciencia y el lenguaje necesario para entender la química.
- Comprender y aplicar de forma responsable los conocimientos básicos de esta ciencia en la toma de decisiones concernientes a aspectos involucrados con el uso y conservación de los recursos naturales.
- Fomentar tu iniciativa, actitud participativa y creatividad ante diferentes situaciones que se te presenten como ser humano integrante de una sociedad.
- Reconocer materiales y sustancias químicas en tu medio, así como los beneficios y riesgos asociados con su uso.
- Desarrollar habilidades en el manejo de instrumentos y materiales utilizados en el laboratorio.
- Utilizar los conocimientos adquiridos como plataforma para continuar tus estudios profesionales.

Creemos que lo anterior sólo podrá cumplirse con tu participación activa, lo cual mostrarás con actitudes positivas en el estudio constante de esta disciplina y la realización de actividades presentadas en esta guía, que fue escrita con el propósito de facilitarte el entendimiento de la química al dirigirte de una manera organizada, hacia el dominio de los temas del programa.

Esta guía está dividida en unidades, cada una de las cuales contiene los objetivos y metas, la estructura conceptual del tema de la unidad y las actividades sugeridas para el logro de las metas así como propuestas, lecturas complementarias y de enriquecimiento que

permitirán establecer la conexión de la química con el entorno. Además, se incluyen los experimentos que realizarás en el laboratorio para reforzar los conceptos teóricos del curso. En el esquema de guía de unidad se indican en la columna de recursos didácticos la sección y la página en que éstos aparecen en el libro de texto o en esta guía.

Esperamos que las actividades presentadas en esta guía y las sugerencias de tu maestro te sirvan de base para motivarte en el aprendizaje de la química, lo cual conducirá al éxito del curso.



COMITE DE QUIMICA

MC Blanca Esmeralda Villarreal de Salinas

LQI Silvia Magda Sánchez Martínez

LCB y Lic. Fany Cantú Cantú

QFB Raquel H. Collins Treviño

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE CAMPECHE
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

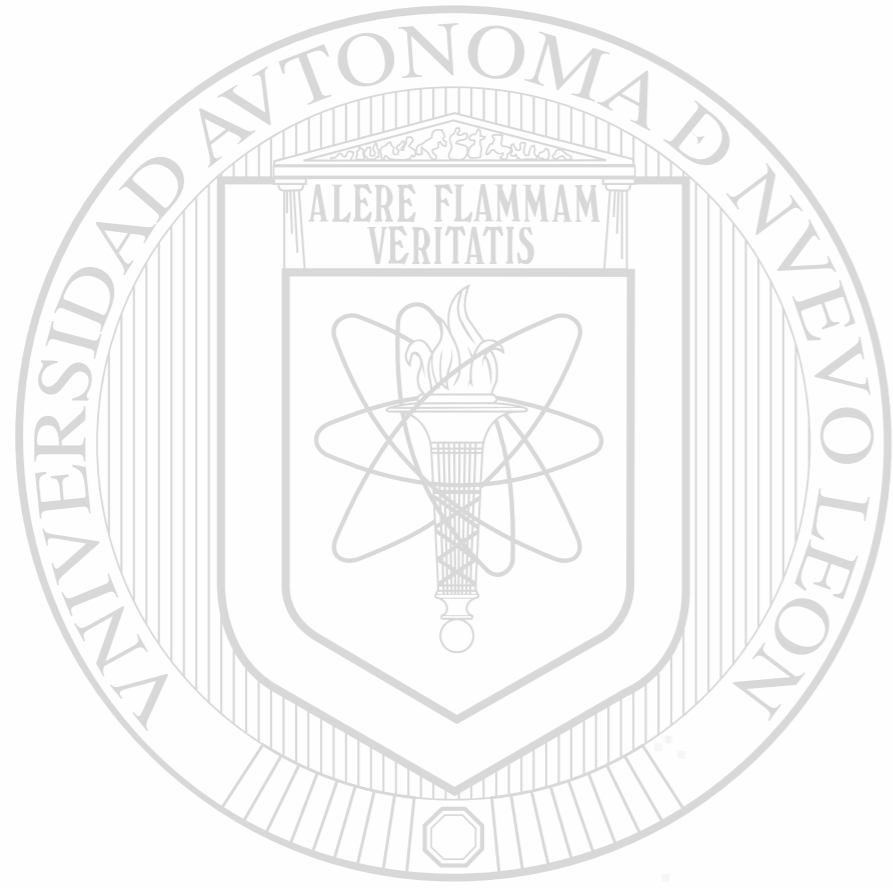
CONCEPTOS BASICOS. HERRAMIENTAS PARA COMPRENDER LA QUIMICA			
GUIA DE UNIDAD			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
1 Día - 2 Hrs.	1. INTRODUCCION Definición de Química Importancia de la Química Aplicación y Relación con otras ciencias	Act 1.1: Act 1.2: Act 1.3: LC 1.1: Química y otras ciencias	1.1; Pag. 2-5 1.3; Pag. 7 Guía: Pag. 91
1 Día - 2 Hrs.	2. EL METODO CIENTIFICO Definición Etapas Aplicación en problemas.	LC 1.2: El Método Científico Act 1.4: LE 1.1: Un Problema Intrigante	1.2; Pag. 6 Guía: Pag. 92 Guía: Pag. 117
3 Días - 6 Hrs.	3. UNIDADES DE MEDICION Importancia y Características Sistema Internacional de Medición Unidades Fundamentales: <i>Longitud, Masa, Tiempo, Temperatura</i> Unidades Derivadas: <i>Volumen, Densidad, Peso</i> Exactitud y Precisión	Act 1.5: Act 1.6(a) (b) LE 1.2: Latas de refrescos Act 1.7: Act 1.8: Act 1.9: Act 1.10:	Pag. 16 - 17 2.1; Pag. 17-18 2.2,2.3,2.4,2.5; Pag. 19-22 2.9, 2.13; Pag. 28 y 33 Guía: Pag. 119 2.6; Pag. 22 2.7; Pag. 23 2.8; Pag. 24 2.11; Pag. 29-31 2.12; Pag. 31-32
	Cifras Significativas Notación Científica Factores de Conversión Análisis Dimensional		

MODULO 2

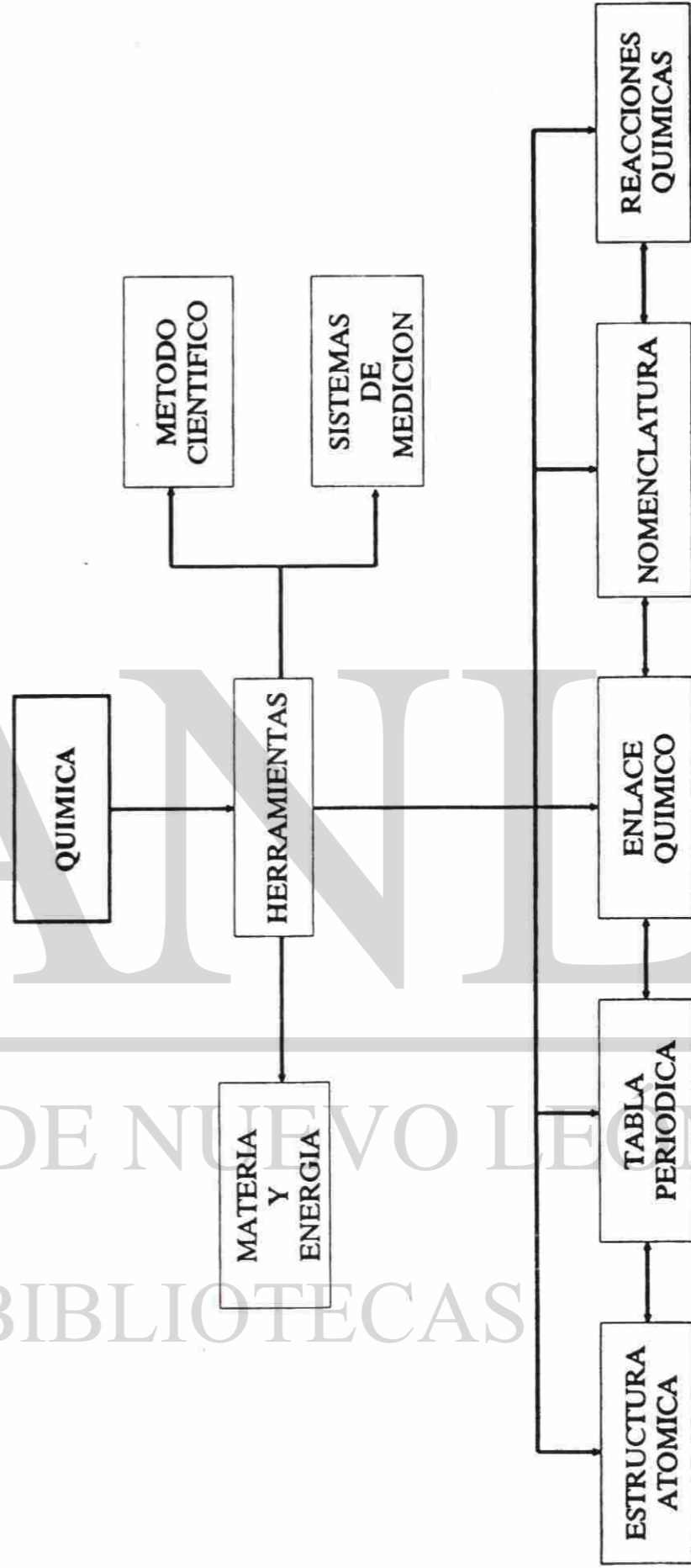
OBJETIVO GENERAL

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

I			
CONCEPTOS BASICOS. HERRAMIENTAS PARA COMPRENDER LA QUIMICA			
GUIA DE UNIDAD			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
2 Día - 4 Hrs.	4. MATERIA Y ENERGIA Materia y Estados Físicos de la Materia Clasificación de la Materia <i>Sustancias Puras y Mezclas</i> Elementos y Símbolos Propiedades Físicas y Químicas Cambios Físicos y Químicos Energía y Formas de Energía Relación Materia - Energía	Act 1.11 Act 1.12 Act 1.13 Act 1.14 Act 1.15 (a) (b) Act 1.16 LC 1.3: Principales fuentes energéticas	1.4; Pag. 8 1.5.5; Pag. 291-292 3.1, 3.2, 3.3; Pag. 40-47 4.1; Pag. 61-62 3.4, 3.5, 3.6, 3.7; Pag. 47-52 1.5, 1.6; Pag. 9-11 Guía: Pag. 93
1 Día - 2 Hrs.	5. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 1.1: Material de Laboratorio Lab 1.2: Propiedades Físicas y Químicas	Guía: Pag. Guía: Pag.



ESTRUCTURA DEL MODULO II

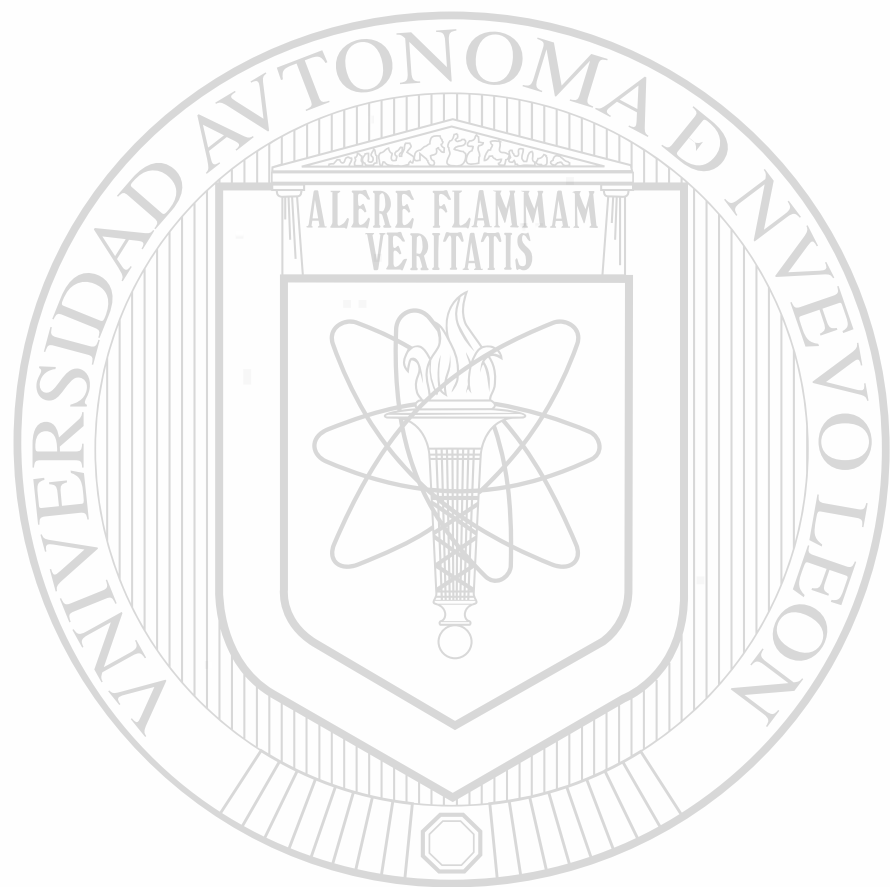


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
U. N. L.



UNIDAD I

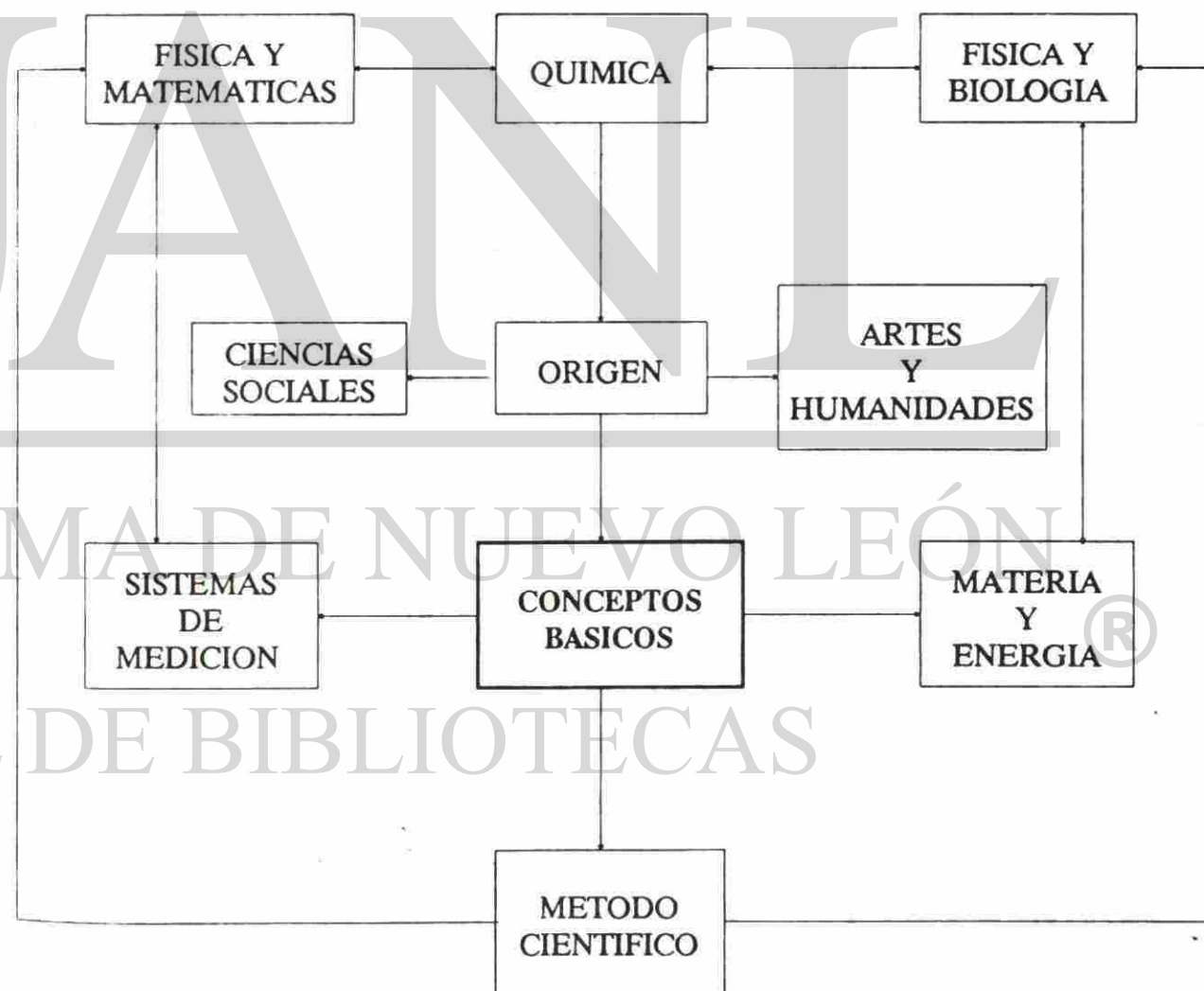
Conceptos básicos. Herramientas para comprender la Química

OBJETIVOS

Ubicar a la química como ciencia experimental cuya base es el método científico y reconocer su relevancia para el estudio de la naturaleza.

Aplicar el análisis dimensional en la conversión de unidades verificando su importancia en la solución de problemas.

Utilizar los conceptos básicos de la química en el entendimiento de esta ciencia identificando su influencia en ciencias afines.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de la unidad, el estudiante:

- 1.- Definirá el concepto de Química (T 1.1)
- 2.- Establecerá el origen e importancia de la Química en el medio ambiente (T 1.1)
- 3.- Elaborará un diagrama conceptual mostrando la relación de la Química con otras ciencias (T 1.1)
- 4.- Aplicará el método científico en la resolución de problemas (T 1.2)
- 5.- Determinará las unidades que conforman el Sistema Internacional de medidas. (T 1.3)
- 6.- Efectuará conversiones de unidades, utilizando el análisis dimensional (T 1.3)
- 7.- Caracterizará los estados físicos de la materia (T 1.4)
- 8.- Clasificará la materia distinguiendo entre elementos, compuestos y mezclas (T 1.4)
- 9.- Identificará los elementos por sus símbolos (T 1.4)
- 10.- Empleará métodos físicos en la separación de mezclas (T 1.4)
- 11.- Relacionará los cambios físicos y químicos, con las propiedades de la materia (T 1.4)
- 12.- Explicará los diferentes tipos de energía (T 1.4)
- 13.- Comprobará la Ley de la conservación de la materia (T 1.4)
- 14.- Establecerá la relación materia-energía. Utilizando la ecuación de Einstein. (T 1.4)
- 15.- Identificará el material común de laboratorio por sus características. (T 1.5)
- 16.- Manipulará adecuadamente el material de laboratorio. (T 1.5)

UNIDAD I Conceptos Básicos: Herramientas para comprender la Química

Actividad 1.1 Naturaleza de la Química

I. Para que determines la definición de química, examina y analiza con tus compañeros los conceptos que exprese tu maestro y los que se encuentran en tu libro.

1. Considerando lo anterior desarrolla por escrito la definición de química que menciona tu libro y expresa otra con tus propias palabras.

2. Comenta con tus compañeros de equipo y escribe una lista de las industrias e instituciones que se localizan en tu comunidad que utilizan los servicios de un químico.

Actividad 1.2 Importancia de la química en el mundo actual

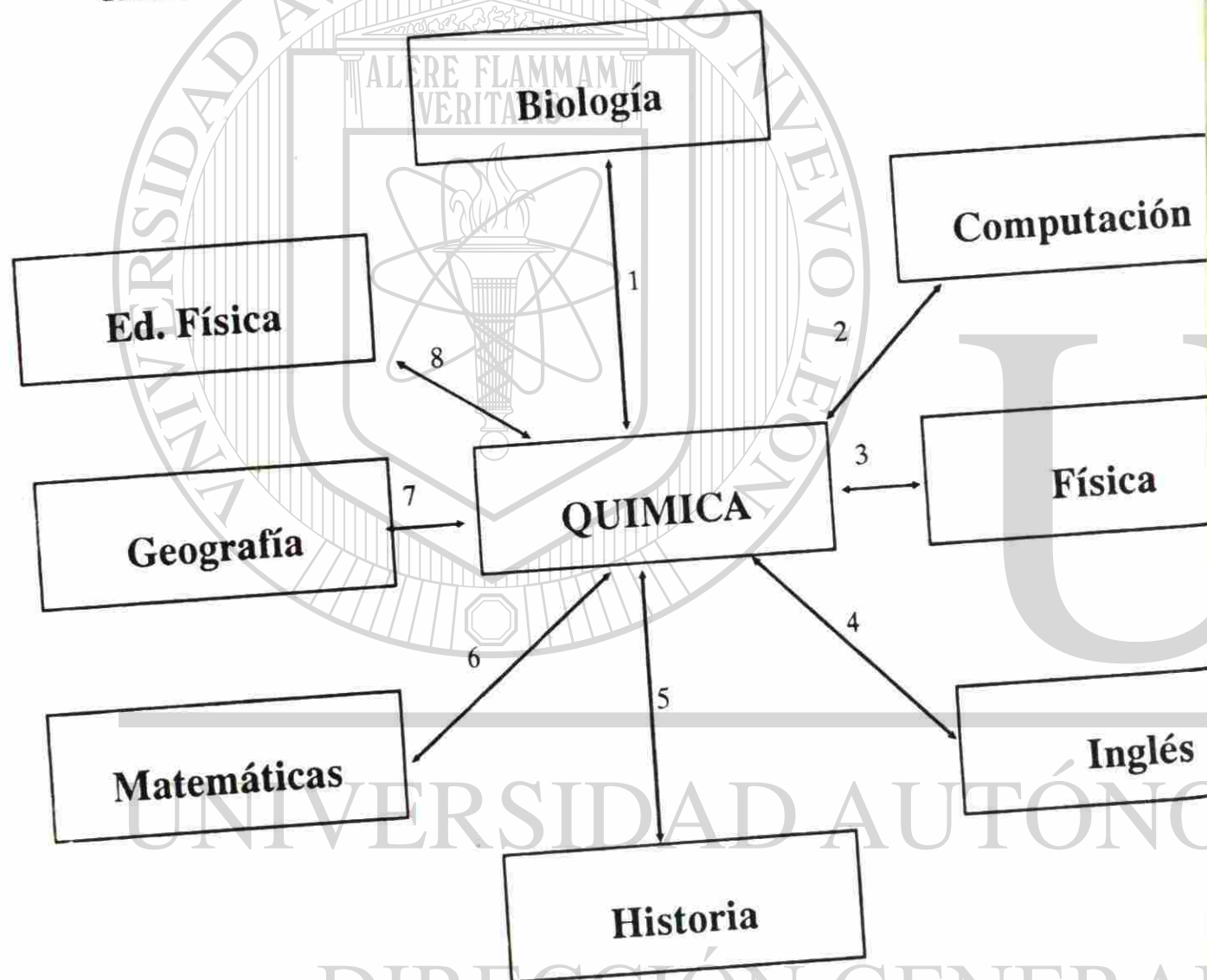
I. Escucha la exposición del maestro sobre el tema "Importancia de la química en el mundo actual", si tienes alguna duda al respecto cuestiona al maestro para aclararla.

1. Elabora con tus compañeros de equipo un Poster en un cartulina con recortes de revistas, periódicos, etc., donde muestres las ventajas y desventajas de la química en nuestro mundo.

Actividad 1.3. Química y su relación con otras ciencias

I. Analiza junto con tu maestro el tema y resuelve lo siguiente.

1. Relaciona a la química con las otras disciplinas y escribe en la línea un ejemplo específico donde se muestre su vinculación.



(1)

(2)

(3)

(4)

(5)

(6)

(7)

(8)

Actividad 1.4 Método Científico

I. Para que tengas una idea más clara de lo que es el método científico, define:

a) Método científico

b) Observación

c) Hipótesis

d) Experimentación

e) Teoría

f) Ley

2- Una vez realizado lo anterior, clasifica los siguientes enunciados como observación, ley, hipótesis o teoría.

a) Cuando permanece constante la presión, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

b) El agua en un tubo de ensayo hirvió a 98°C .

c) El hierro se hace más pesado al oxidarse porque atrae pequeñas partículas de óxido flotante en el aire.

d) Toda la materia se compone de pequeñísimas partículas llamadas átomos.

e) Al acercarse a su punto de fusión, el vidrio hace que las llamas se vuelvan amarillas.

f) Las moléculas de un gas siempre están en movimiento.

g) Cuando la madera se quema, se descompone en sus elementos, que escapan en forma de gas.

3. En tu guía pág 4, encontrarás una lectura de enriquecimiento denominada "Un Problema Intrigante". Léelo y observarás que un hecho real pudo ser resuelto aplicando el método científico.

Escribe un posible problema y utiliza los pasos del método científico en dar una posible solución.

Actividad 1.5 Mediciones Cualitativas y Cuantitativas

I. Para que confirmes si te quedó clara la diferencia entre medición cuantitativa y cualitativa escribe en el espacio en blanco a cual de estos tipos de medición corresponden los siguientes ejemplos:

1. Medir exactamente la cantidad de lluvia que cayó durante una noche.

2. Determinar por apreciación la temperatura del día.

3. Medir la presión arterial de una persona

4. Determinar por simple observación la falta de aire de una llanta

Actividad 1.6(a) Sistema Internacional

I. Para que resuelvas la siguiente actividad, tu maestro te dará una explicación sobre el Sistema Internacional de Unidades.

Con tus compañeros de equipo comenta y resuelve lo siguiente:

1. Para que es útil el Sistema Internacional de Unidades.

2. ¿Cuáles son las unidades de longitud, masa y tiempo?

3. Elabora una tabla donde representes el nombre de los prefijos, símbolo, valor numérico y potencia base 10, de las unidades del Sistema Internacional de uso más común.

Nombre	Símbolo	Valor numérico	Potencia de 10 equivalente

Actividad 1.6(b) Unidades Fundamentales y Derivadas.

I. Forma tu equipo de trabajo y utilizando tu libro de texto define los siguientes términos.

1. Peso

2. Masa

3. Kilogramo

4. Balanza

5. Longitud

6. Metro

7. Tiempo

8. Segundo

9. Temperatura

10. Termómetro

11. Densidad

Actividad 1.7 Exactitud y Precisión

1. Después de efectuar la lectura del tema la exactitud y la precisión que localizarás en tu libro de texto. Resuelve lo siguiente:

1. Contesta con tus palabras:

a) Exactitud

b) Precisión

c) Error relativo

2. De la Práctica Demostrativa 1.3 realizada por tus compañeros, mide el grado de exactitud y precisión alcanzados en la misma utilizando una escala apreciativa del 1 al 10.

Participante	Exactitud	Precisión

3. Qué precauciones debes tener para realizar una medición precisa y exacta en el laboratorio. Explica en forma breve.

Actividad 1.8 Cifras Significativas

I. Después de que tu maestro te haya hecho una exposición de las reglas para cifras significativas y redondeo de números, resuelve lo siguiente:

1. Indica el número de cifras significativas para cada una de las siguientes mediciones

Cifras Significativas

a) 0.0108 m

b) 0.0050060 mL

c) 2.0800×10^2 L

2. Dígitos del punto decimal que deben reportarse al calcular.

a) $199,035.4 + 43.09 + 121.21 =$

b) $(10434 - 9.3344) =$

c) $(0.0043)(0.0821)(298) =$

d) $\frac{2.3733 \times 10^2}{343}$

Actividad 1.9 Notación Científica

I. Después de escuchar la explicación de tu maestro y de leer el punto 2.8 del libro de texto, contesta lo siguiente.

1. ¿Qué entiendes por notación científica?

2. Elabora las reglas para explicar un número en notación científica.

3. Expresa cada uno de los siguientes números en notación científica:

Notación Científica

a) 2 900 000

b) 0.0456

c) 12 000 000

d) 0.00840

e) 40.30

Actividad 1.10(a) Factores de Conversión

I. Antes de resolver este ejercicio es recomendable que leas el inciso 2.10 de tu libro y que tu maestro te muestre las fórmulas para conversión de temperaturas.

1. Escribe en la siguiente tabla las fórmulas para conversión de temperatura que te servirán en las resolución de problemas.

K	→ °C	°C	→ K	°C	→ °F	°F	→ °C

2. Resuelve los siguientes problemas:

a) El punto de ebullición del agua en la parte superior del Monte Everest es de 70°C conviértelo a la escala Kelvin.

b) El nitrógeno líquido alcanza la ebullición a 77K . ¿Cuál es el punto de ebullición del nitrógeno en la escala Celsius?

c) En un día de verano la temperatura en el laboratorio, según el termómetro, es de 28°C . Expresála en grados Fahrenheit.

d) Una persona víctima de gripe tiene una temperatura de 101°F . Expresála en grados Celsius.

ACTIVIDAD 1.10(b) Factores de Conversión

I. Con ayuda de tu maestro elabora las tablas de equivalencias de múltiplos y submúltiplos para las unidades de longitud, masa y volumen

Longitud

Masa

Volumen

II. Resuelve los siguientes problemas utilizando el Método de Análisis Dimensional.

1. El marco de un retrato mide 62 cm. ¿Qué medida tiene en metros?

2. La longitud de la carrera ciclista Monterrey-Agualeguas es de 92 km. ¿Cuál es la distancia en metros?

3. Una botella de refresco de 2 L. ¿Cuánto equivale en cm^3 ?

4. Un costillar de puerco pesa 8572 g ¿Cuál es su equivalencia en kilogramos?

III. Utilizando la fórmula para determinar densidad, resuelve el siguiente problema.

1. Una masa de 225 g de mercurio ocupan un volumen de 16.5 ml. Calcular la densidad del mercurio.

Actividad 1.11 Estados Físicos de la Materia

I. Para verificar si comprendiste el tema de estados físicos de la materia resuelve lo siguiente:

1. Elabora una lista con el nombre de seis sustancias en cada uno de los tres estados de la materia

2. Contesta lo siguiente:

a) ¿Por qué un sólido tiene forma definida, pero un líquido no?

b) ¿Por qué un líquido tiene volumen definido, pero un gas no?

c) ¿Por qué un gas se puede comprimir fácilmente, pero un sólido no puede comprimirse apreciablemente?

Actividad 1.12 Clasificación de la materia

I. Una vez que hayas logrado comprender el tema clasificación de la materia estarás en posibilidad de definir los siguientes conceptos. Menciona ejemplos.

1. átomo

2. molécula

3. elemento

4. compuesto

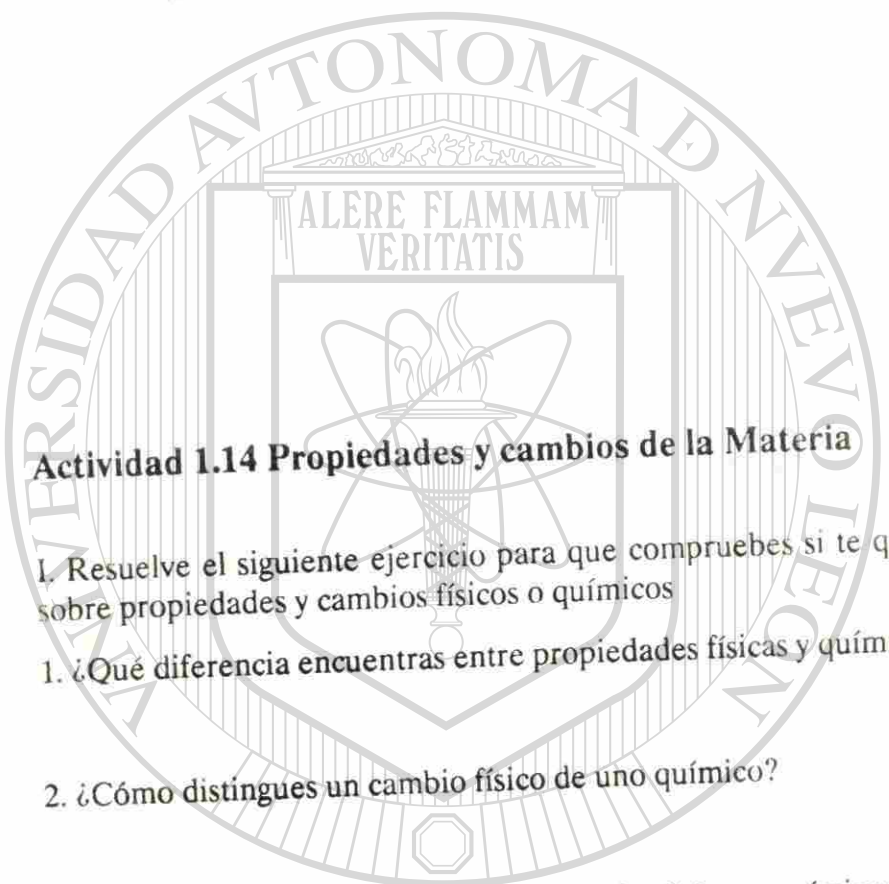
5. sustancia pura

6. mezcla

Actividad 1.13 Elementos y símbolos

I. El siguiente Quimicograma te ayudará a reforzar la identificación del nombre del elemento y su símbolo correspondiente

vertical	horizontal
Escribe el símbolo de elemento	Escribe el nombre del elemento
1.- Zn	9.- Calcio
2.- Na	10.- Hidrógeno
3.- Pb	11.- Fósforo
4.- Cl	12.- Aluminio
5.- Ag	13.- Azúfre
6.- Au	14.- Platino
7.- I	15.- Níquel
8.- Mn	16 Hierro



Actividad 1.14 Propiedades y cambios de la Materia

1. Resuelve el siguiente ejercicio para que compruebes si te quedaron claros los conceptos sobre propiedades y cambios físicos o químicos

1. ¿Qué diferencia encuentras entre propiedades físicas y químicas?

2. ¿Cómo distingues un cambio físico de uno químico?

3. Proporciona dos ejemplos de propiedades físicas y químicas.

4. Resuelve los problemas del 6 al 15 que se localizan en tu libro en la pág. 52.

Actividad 1.15 (a) Energía

I. Después de analizado el tema "Energía, formas y relación energía-masa" resuelve lo siguiente:

1. ¿Qué entiendes por energía?

2. Elabora un listado con los diferentes tipos de energía y describe cada una de las mismas.

3. En el siguiente ejemplo identifica que tipo de energía se manifiesta, contesta en los espacios en blanco el nombre de la misma.

El sol produce energía _____ la cual viaja a través del espacio en forma de rayos solares que inciden sobre la tierra

El agua contenida en una presa presenta energía _____, al momento de abrir las compuertas esta energía se convierte en energía _____. Conforme el agua va cayendo es capaz de mover una turbina, transformandose en energía _____, la turbina se conecta a un generador que la convierte en energía _____

Actividad 1.15 (b) Energía

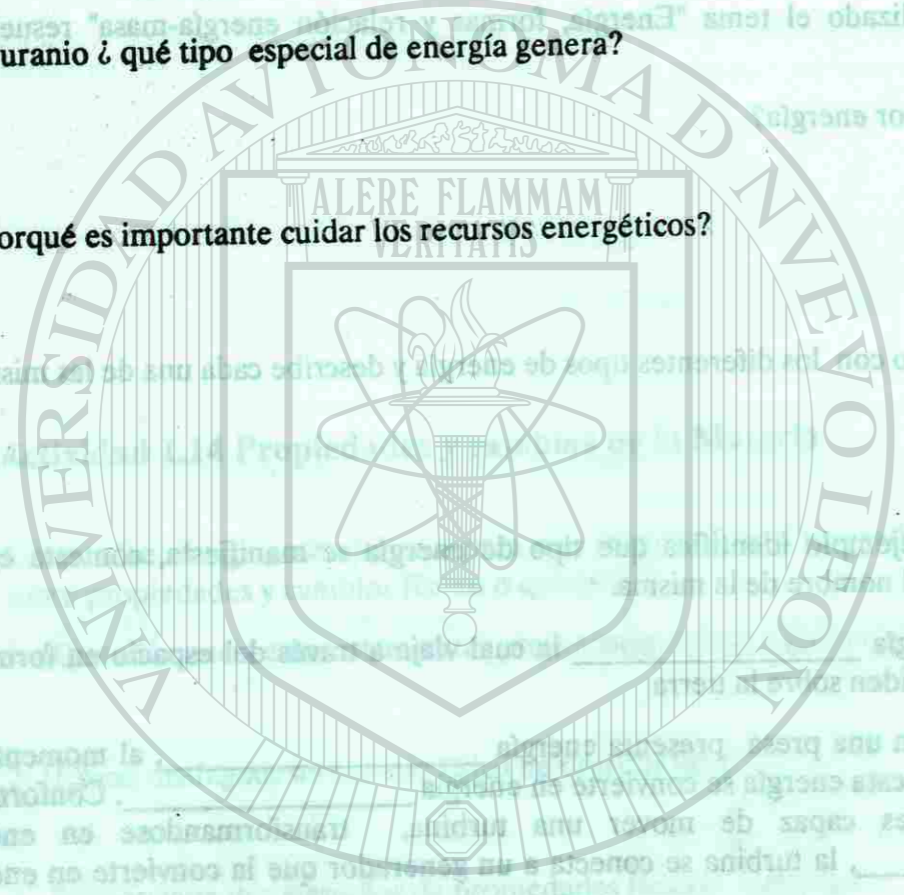
I. Junto con los compañeros de equipo lee la lectura complementaria 1.3 "Principales Fuentes Energéticas" la cual encontrarás en tu guía y contesta lo siguiente:

1.- Menciona las principales fuentes energéticas del país

2. Anota otras fuentes alternas de energía

3- El uranio ¿ qué tipo especial de energía genera?

4. ¿Porqué es importante cuidar los recursos energéticos?



II ESTRUCTURA ATOMICA. ATOMO: LADRILLO DEL MUNDO

GUIA DE UNIDAD

Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
1 Día - 2 Hrs.	1. ATOMO. UNIDAD FUNDAMENTAL DE LA MATERIA Teoría Atómica de Dalton Componentes y Características del átomo	Act 2.1: LE 2.1: Tubos Luminosos	7.1, 7.2, 7.3; Pag. 114- 120 Guía: Pag. 121
3 Días - 6 Hrs.	2. MODELOS ATOMICOS Modelo de Thomson Modelo de Rutherford Número Atómico Isótopos y Masa Atómica Masa Atómica Promedio Radiación Electromagnética Espectroscopia Teoría Cuántica de Planck Efecto Fotoeléctrico Modelo de Bohr	Act 2.2: Act 2.3: Act 2.4: LE 2.2: Efectos atmosféricos LE 2.3 :Fuegos Artificiales Act 2.5: Act 2.6: Act 2.7:	7.5; Pag. 121- 123 7.10, 7.11; Pag. 128-131 7.6; Pag. 123-125 Guía: Pag. 121 Guía: Pag. 122 7.7, 7.8; Pag. 125-127 7.9; Pag. 127-128 7.8; Pag. 126 - 127
1 Día - 2 Hrs.	3. TEORIA ACTUAL Principio Dual de la Materia Principio de Heisenberg Ecuación de Onda de Schrödinger Números Cuánticos Descripción y Valores	Act 2.8: electrones en orbitales Act 2.9:	8.1, 8.2; Pag. 138-141 8.3, 8.4; Pag. 141-143 8.5, 8.6, 8.7; Pag. 143-146 8.8, 8.9, 8.10; Pag. 146-150

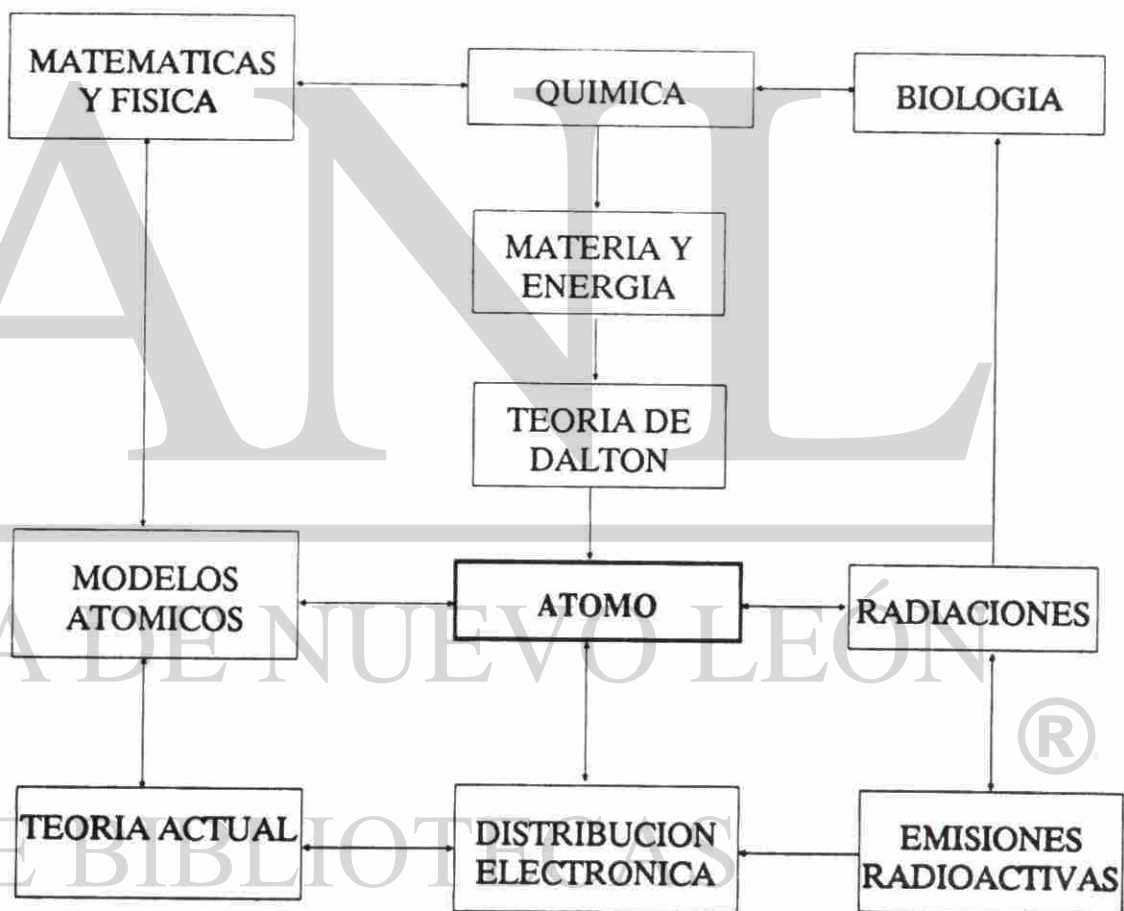
UNIDAD II

Estructura atómica. El Atomo : Ladrillo del Mundo

OBJETIVO

Describir el átomo de acuerdo a las diferentes teorías estableciendo la relación entre su estructura, las propiedades de la materia y los fenómenos radiactivos.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



II		ESTRUCTURA ATOMICA. ATOMO: LADRILLO DEL MUNDO	
GUIA DE UNIDAD			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
2 Días - 4 Hrs.	4. DISTRIBUCION ELECTRONICA Principio de Exclusión de Pauli Regla de Hund Principio de Aufbau. Regla Diagonal Comparación de los diferentes modelos atómicos	Act 2.10:	8.11, 8.12 ; Pag. 150-153
1 Día - 2 Hrs	5. RADIACIONES: BENEFICIOS Y RIESGOS Emisiones Radiactivas: Tipos y Características Principales Aplicaciones y sus efectos	Act 2.12: LE 2.4: La Radiactividad en el tabaco LC 2.1: Efectos biológicos Dem 2.9: Ecuaciones Nucleares LE 2.5: La nucleosíntesis estelar	8.14; Pag. 155 28.1, 28.4; Pag. 555 - 559 Guía: Pag. 123 Guía: Pag. 94 28.5, 28.6 ; Pag. 560-561 28.14; Pag. 573
1 Día - 2 Hrs	6. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 2.1: Ensayos a la flama	Guía: Pag.

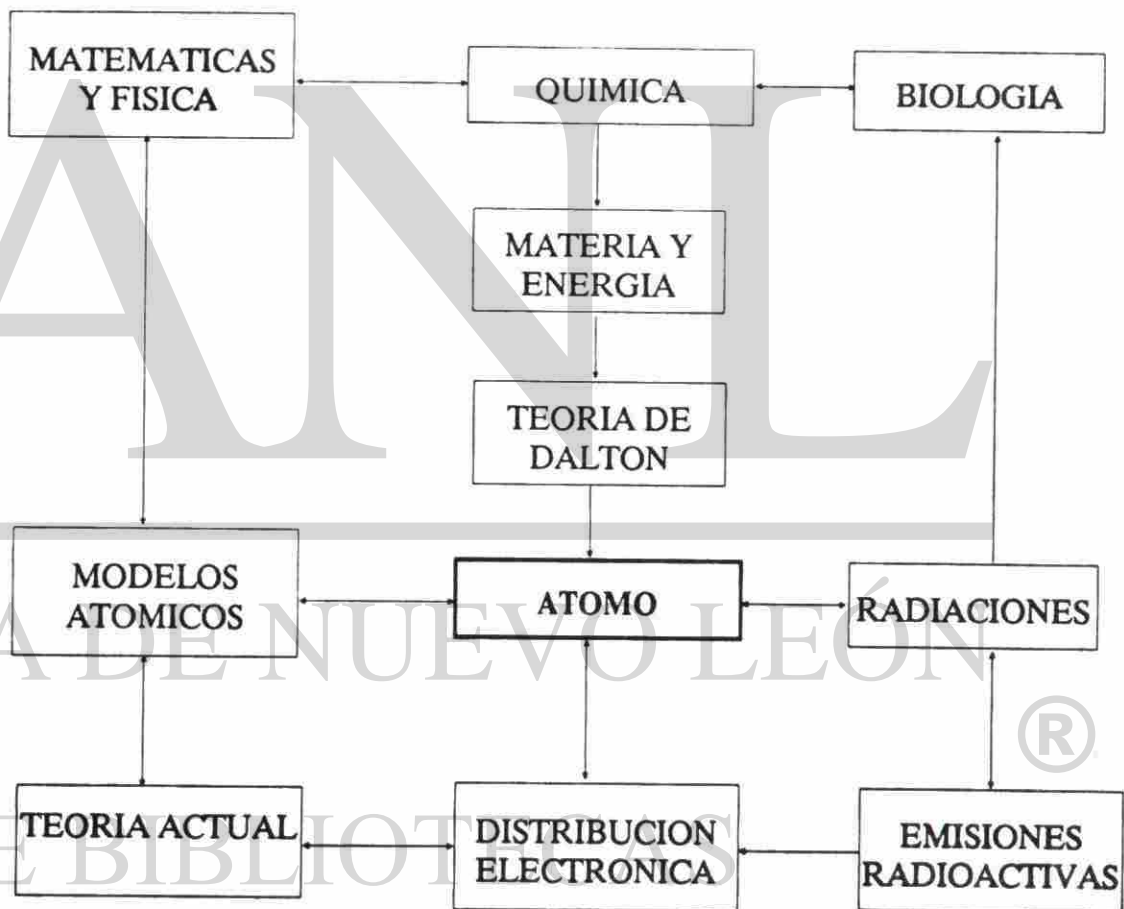
UNIDAD II

Estructura atómica. El Atomo : Ladrillo del Mundo

OBJETIVO

Describir el átomo de acuerdo a las diferentes teorías estableciendo la relación entre su estructura, las propiedades de la materia y los fenómenos radiactivos.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



II		ESTRUCTURA ATOMICA. ATOMO: LADRILLO DEL MUNDO	
GUIA DE UNIDAD			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
2 Días - 4 Hrs.	4. DISTRIBUCION ELECTRONICA Principio de Exclusión de Pauli Regla de Hund Principio de Aufbau. Regla Diagonal Comparación de los diferentes modelos atómicos	Act 2.10:	8.11, 8.12 ; Pag. 150-153
1 Día - 2 Hrs	5. RADIACIONES: BENEFICIOS Y RIESGOS Emisiones Radiactivas: Tipos y Características Principales Aplicaciones y sus efectos	Act 2.12: LE 2.4: La Radiactividad en el tabaco LC 2.1: Efectos biológicos Dem 2.9: Ecuaciones Nucleares LE 2.5: La nucleosíntesis estelar	8.14; Pag. 155 28.1, 28.4; Pag. 555 - 559 Guía: Pag. 123 Guía: Pag. 94 28.5, 28.6 ; Pag. 560-561 28.14; Pag. 573
1 Día - 2 Hrs	6. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 2.1: Ensayos a la flama	Guía: Pag.

METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de la unidad, el estudiante:

- 1.- Enunciará los postulados de la teoría atómica de Dalton (T 2.1)
- 2.- Elaborará una tabla mencionando la carga, masa y posición de las partículas subatómicas (T 2.1)
- 3.- Describirá los modelos atómicos de Thomson y Rutherford. (T 2.2)
- 4.- Definirá los conceptos de masa atómica, número atómico, e isótopos (T 2.2)
- 5.- Calculará la masa atómica promedio de un elemento a partir de los isótopos (T 2.2)
- 6.- Explicará el espectro electromagnético en términos de longitud de onda, frecuencia y velocidad de la luz (T 2.2)
- 7.- Explicará la utilidad de la espectroscopía en la determinación de la estructura de una sustancia (T 2.2)
- 8.- Identificará en el laboratorio los elementos por sus espectros de emisión visible. (T 2.2)
- 9.- Relacionará la longitud de onda, frecuencia y energía utilizando la ecuación de Planck. (T 2.2)
- 10.- Explicará el efecto fotoeléctrico utilizando la hipótesis de Planck. (T 2.2)
- 11.- Describirá el modelo atómico de Bohr. (T 2.2)
- 12.- Explicará el modelo atómico de la mecánica ondulatoria mencionando las aportaciones de Heisenberg, de Broglie y Schrödinger. (T 2.3)
- 13.- Describirá los cuatro números cuánticos determinando sus valores. (T 2.3)
- 14.- Desarrollará las configuraciones electrónicas de los elementos aplicando los principios de Aufbau, de Exclusión de Pauli y la Regla de Hund. (T 2.4)
- 15.- Construirá un esquema que muestre la secuencia de los modelos atómicos y las aportaciones que permitieron llegar a ellos. (T 2.4)
- 16.- Dibujará y Construirá modelos que muestren al átomo de acuerdo a las diferentes teorías. (T 2.4)
- 17.- Listará los tipos de emisiones radiactivas y sus características. (T 2.5)
- 18.- Señalará las principales aplicaciones de las radiaciones advirtiéndoles sus riesgos. (T 2.5)

UNIDAD II

Estructura Atómica. Atomo: Ladrillo del Mundo

Actividad 2.1 (a) Origen de la teoría Atómica de Dalton. Características de las partículas atómicas.

La película "La Evolución de las Teorías del Átomo" sirve como introducción a este tema, si tienes oportunidad de verla, resuelve la siguiente actividad formando equipos de trabajo. De lo contrario investiga lo siguiente como enriquecimiento.

1. Relaciona las siguientes columnas.

- () Leucipo - Demócrito
- () Empédocles
- () Aristóteles
- () Lucrecio
- () Robert Boyle
- () Dalton
- () Epicuro

- a.- Afirmó que la materia estaba formada por 4 elementos básicos (tierra, aire, fuego y agua).
- b.- Definió lo que es un elemento en el sentido moderno en su trabajo "El Químico Esceptico".
- c.- Expuso el atomismo en un poema titulado "De Rerum Natura". (Sobre la naturaleza de las cosas).
- d.- Propuso una teoría atómica basada en la experimentación y en las leyes de la combinación química.
- e.- Afirmó que la materia era continua, materia de una sola pieza.
- f.- Suponian que la materia estaba formada por pequeñas partículas llamadas átomos.

2. Explica con tus propias palabras la teoría y el modelo atómico de John Dalton.

3. Escribe tú definición de átomo.

4. A quién se le considera el padre de la Teoría Atómica.

5. Analiza las siguientes afirmaciones, identifica cuáles son falsas o verdaderas. Justifica tu respuesta.

a) La teoría atómica de Dalton fue aceptada de inmediato por los científicos a nivel mundial.

b) Dalton pensaba que los átomos eran esferas sólidas y que eran iguales para cada elemento.

c) Thomson suponía que había partículas con carga positiva en el átomo ya que la materia es neutra.

d) El protón y el electrón tienen masas similares pero cargas eléctricas opuestas.

e) Algunos átomos también contienen neutrones que son ligeramente más pesados que los protones pero no tienen carga.

f) Un protón es unas 1837 veces más pesado que un electrón

g) La teoría atómica de Dalton establece que todos los átomos están compuestos de protones, neutrones y electrones

6. Completa los siguientes enunciados:

a) Los rayos catódicos son una corriente de _____.

b) Los _____ se propagan en línea recta.

c) _____ midió el grado de desviación de los rayos catódicos en diferentes campos eléctricos y magnéticos, con esto logró determinar la relación carga-masa del _____.

d) _____ con el experimento de la gota de aceite, logró medir la carga del electrón.

e) Goldstein utilizó el mismo tubo de rayos catódicos, observando que también se genera una corriente de rayos de carga positiva a las que llamó _____.

f) _____ llamó a los rayos positivos protones.

g) James Chadwick descubrió las partículas atómicas que no tienen carga; y las llamó _____.

h) Completa la siguiente tabla que muestra algunas características de las partículas atómicas.

PARTICULA	CARGA ELECTRICA	MASA	SIMBOLO
Electrón			
Protón			
Neutrón			

Actividad 2.1 (b) Representación del Modelo Atómico de Dalton.

John Dalton expuso que la materia estaba formada por partículas muy pequeñas y que eran indivisibles. Representó a los átomos en forma de esferas sólidas e indivisibles, diferentes para cada elemento, contenían masa, sin presentar ninguna característica especial en su definición. Elabora un modelo del átomo de Dalton.

Actividad 2.2 (a) Thomson. Radiactividad. Rutherford

Al concluir la explicación del maestro; contesta el siguiente ejercicio.

I. Selecciona la respuesta correcta para cada uno de los enunciados siguientes.

1. El concepto de que la mayor parte de la masa está concentrada en un núcleo pequeño rodeado de electrones fue establecido por:

- a) Dalton b) Rutherford c) Thomson d) Becquerel [®]

2. En comparación con el diámetro del núcleo atómico, la distancia promedio de los electrones con respecto al núcleo es relativamente:

- a) grande b) pequeña c) casi nula d) nula

3. Los protones se encuentran situados:

- a) En el núcleo b) Alrededor del núcleo c) Junto a los electrones d) En la periferia

4. A la propiedad que presentan los elementos radiactivos de desintegrarse espontáneamente emitiendo tres tipos de radiaciones, se le conoce como:

- a) Electronegatividad b) Fusión nuclear c) Radiactividad d) Fisión nuclear

5. Son rayos poco penetrantes, pierden sus propiedades después de ser emitidos, su carga eléctrica es positiva y están constituidos por núcleos de helio.

- a) Rayos gama b) Rayos beta c) Rayos X d) Rayos alfa

II. Contesta los siguientes enunciados calificándolos como verdaderos o falsos. Justifica la respuesta.

1. El núcleo de un átomo contiene protones, neutrones y electrones.

2. En el modelo atómico del budín con pasas se considera al átomo como una esfera de carga negativa en el cual se encuentran distribuidos electrones con carga positiva en forma aleatoria.

3. Los experimentos de Rutherford en los que empleó placas metálicas sugirieron que las partículas alfa se desviaban por llegar a la cercanía de núcleos atómicos de gran tamaño y con carga negativa.

4. La radiación gama es de muy poca energía.

5. Las radiaciones alfa y beta son partículas subatómicas.

III. Completa los siguientes enunciados.

1. Los elementos radiactivos emiten espontáneamente rayos _____, _____ y _____ a partir de sus núcleos.

2. Un átomo neutro contiene el mismo número de _____ y de _____.

3. Cada átomo consiste de un núcleo rodeado por _____, modelo que fue establecido por Rutherford.

4. _____ estableció el modelo planetario.

5. Becquerel descubrió el fenómeno de la _____.

6. El polonio y el radio son elementos _____ que fueron descubiertos por _____.

IV. Contesta brevemente lo siguiente

1. Describe en que consistió el experimento de Rutherford y sus colaboradores, ¿qué se descubrió en este experimento?

2. Describe el modelo de Thomson y demuestre cómo los experimentos de Rutherford y colaboradores condujeron al rechazo de este modelo.

3. Compara los modelos de Dalton, Thomson y Rutherford, identificando en que son semejantes y en que son diferentes.

4. Completa la siguiente tabla que muestra las características de las partículas radiactivas.

Partícula	Carga eléctrica	Masa	Símbolo
alfa			
beta			
gama			

5. Compara las partículas subatómicas con las radiactivas, identificando sus diferencias.

6. Dibuja los modelos atómicos de Dalton, Thomson y Rutherford.

7. De acuerdo al modelo atómico de Rutherford, escribe la localización de las partículas subatómicas en el átomo.



Actividad 2.2 (b) Representación del Modelo de Thomson

Thomson representó al átomo como una esfera de electricidad positiva, en la cual los electrones (carga negativa) estaban distribuidos de una manera uniforme, lo comparó con un sistema de "budín con pasas".

Forma equipos de 4 a 6 personas y representen el modelo atómico de Thomson utilizando cualquier tipo de material. ¡Desarrollen su creatividad!

Actividad 2.2 (c) Representación del modelo atómico de Rutherford.

Rutherford marcó el descubrimiento del "núcleo del átomo". Su modelo lo estableció como un átomo que presenta un núcleo donde se localiza la mayor parte de la masa del átomo, alrededor de éste se encuentran girando como un enjambre los electrones, lo comparó como un sistema planetario.

Forma equipos de 4 a 6 personas y elaboren el modelo atómico de Rutherford utilizando cualquier tipo de material. ¡Sean ingeniosos!

Actividad 2.3 Número Atómico. Isótopo. Masa Atómica

Al concluir la explicación de los temas por parte del maestro, contesta en forma individual las siguientes preguntas.

I. Relaciona las siguientes columnas.

- () Neutro
- () Número atómico
- () Negativa
- () Número Másico
- () Isótopos
- () Positiva
- () Masa Atómica Promedio

- a) Es la suma de protones y neutrones, que se localizan en el núcleo.
- b) Son átomos con el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones.
- c) Son átomos que presentan la misma cantidad de protones y electrones.
- d) Es el número de protones en el núcleo de un átomo.
- e) Es el valor de la carga del núcleo.
- f) Es el valor de la carga del electrón.

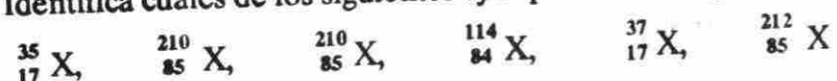
II. Resuelve los siguientes problemas

1. Deduce a partir del número atómico y la masa atómica, el número de protones, electrones, y neutrones. Además, nombra los elementos.

Elemento	Z	A	p+	e-	nº	Nombre
²³ ₁₁ Na						
¹⁶ ₈ O						
⁵⁵ ₂₅ Mn						
²²⁶ ₈₈ Ra						

2. Un elemento formado por 26 protones, 26 electrones y 30 neutrones tiene Número Atómico = _____ y Masa Atómica = _____.

3. Identifica cuáles de los siguientes ejemplos son isótopos.



Actividad 2.4 Masa Atómica Promedio y Masa Relativa

Al término de la explicación de los temas por parte del maestro, resuelve esta actividad, en forma individual. Si tienes dudas, pregunta a tu maestro.

I. Contesta brevemente lo siguiente.

1. Explica por qué las masas atómicas de los elementos no son números enteros.

2. ¿Por qué se utilizó el isótopo del Carbono-12, para determinar las masas atómicas de los elementos?

II. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Escribe las que son falsas de la manera correcta y coméntalas con tus compañeros y con el maestro.

1. Una unidad de masa atómica tiene un valor 12 veces mayor que la de átomo de carbono 12.

2. El ${}_{11}^{23}\text{Na}$ y el ${}_{11}^{24}\text{Na}$ tienen la misma masa atómica.

3. La masa atómica de un elemento representa la masa atómica relativa promedio de todos los isótopos naturales de dicho elemento.

4. El motivo de que la masa atómica del magnesio (Mg) sea 24.305 en vez de casi exactamente 24, es que los protones y los neutrones no tienen exactamente la misma masa.

5. La masa atómica que aparece en la tabla periódica, para un elemento, representa la masa relativa promedio de todos los isótopos de ese elemento que se encuentran en la naturaleza.

III. Resuelve los siguientes problemas.

1. Calcula la masa atómica promedio del silicio, considerando que 92.21% de los átomos de silicio tienen un peso atómico de 27.92 uma, 4.7% de 28.98 uma y 3.09% de 29.97 uma.

2. Calcula la masa atómica promedio del kriptón, si las abundancias relativas de los diferentes isótopos son las siguientes

Peso Isotópico	Abundancia%
77.920 uma	0.350
79.916 uma	2.270
81.913 uma	11.560
82.914 uma	11.550
83.912 uma	56.900
85.911 uma	17.370
83.912 uma	56.900
95.911 uma	17.370

Actividad 2.5 Radiación Electromagnética. Espectroscopía

Al término de la exposición de los temas, por parte del maestro forma equipos y realiza lo siguiente.

I. Completa los siguientes enunciados:

1. Las pruebas a las llamas ilustran la _____ de radiación que resulta cuando los _____ excitados regresan a estados energéticos de energía.

2. Se dice que al absorber energía los átomos están _____.

3. La luz es una forma de energía _____ o _____.

4. Las ondas de radio, los rayos infrarrojos, los rayos ultravioleta, las microondas, los rayos X y los rayos gama son ejemplos de formas de _____.

5. La _____ es el número de crestas de onda que pasan por un punto en una unidad de tiempo.

6. La _____ es la distancia física que hay entre las crestas.

II. Relaciona las siguientes columnas.

Elemento	Color a la llama
a) Potasio	() amarillo
b) Calcio	() azul-verdoso
c) Sodio	() rojo-intenso
d) Cobre	() amarillo-rojizo
e) Estroncio	() violeta

III. Forma grupos para discutir si las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas. En caso de que sean falsas, corrígelas y coméntalas con tus compañeros y tu maestro.

1. Los espectros de absorción son aquellos que presenta una sustancia cuando emite energía.

2. Cada elemento tiene un espectro característico.

3. Los espectros de absorción y emisión son las huellas digitales de los elementos.

4. Los espectros ultravioleta y los espectros visibles resultan de cambios electrónicos.

5. La exposición de una persona a los Rayos X causa daño tisular, la luz ultravioleta es causante de las quemaduras solares.

6. La luz es una manifestación de la energía.

1. Calcula la masa atómica promedio del silicio, considerando que 92.21% de los átomos de silicio tienen un peso atómico de 27.92 uma, 4.7% de 28.98 uma y 3.09% de 29.97 uma.

2. Calcula la masa atómica promedio del kriptón, si las abundancias relativas de los diferentes isótopos son las siguientes

Peso Isotópico	Abundancia%
77.920 uma	0.350
79.916 uma	2.270
81.913 uma	11.560
82.914 uma	11.550
83.912 uma	56.900
85.911 uma	17.370
83.912 uma	56.900
95.911 uma	17.370

Actividad 2.5 - Radiación Electromagnética. Espectroscopía

Al término de la exposición de los temas, por parte del maestro forma equipos y realiza lo siguiente.

I. Completa los siguientes enunciados:

1. Las pruebas a las llamas ilustran la _____ de radiación que resulta cuando los _____ excitados regresan a estados energéticos de energía.

2. Se dice que al absorber energía los átomos están _____.

3. La luz es una forma de energía _____ o _____.

4. Las ondas de radio, los rayos infrarrojos, los rayos ultravioleta, las microondas, los rayos X y los rayos gama son ejemplos de formas de _____.

La _____ es el número de crestas de onda que pasan por un punto en una unidad de tiempo.

6. La _____ es la distancia física que hay entre las crestas.

II. Relaciona las siguientes columnas.

Elemento	Color a la llama
a) Potasio	() amarillo
b) Calcio	() azul-verdoso
c) Sodio	() rojo-intenso
d) Cobre	() amarillo-rojizo
e) Estroncio	() violeta

III. Forma grupos para discutir si las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas. En caso de que sean falsas, corrígelas y coméntalas con tus compañeros y tu maestro.

1. Los espectros de absorción son aquellos que presenta una sustancia cuando emite energía.
2. Cada elemento tiene un espectro característico.
3. Los espectros de absorción y emisión son las huellas digitales de los elementos.
4. Los espectros ultravioleta y los espectros visibles resultan de cambios electrónicos.
5. La exposición de una persona a los Rayos X causa daño tisular, la luz ultravioleta es la causante de las quemaduras solares.
6. La luz es una manifestación de la energía.

7. Las líneas espectrales están presentes en un átomo, cuando al ser excitado por medio del calor sus electrones no sufren cambios.

8. La radiación ultravioleta no es tan destructiva como la radiación visible.

IV. Define los siguientes conceptos:

1. Longitud de onda
2. Frecuencia
3. Velocidad de una onda
4. Radiación electromagnética
5. Amplitud de Onda

V. Investiga en la bibliografía sugerida por tu maestro.

1. ¿Cuál es la naturaleza de la luz?
2. En que difiere la Longitud de Onda de la Frecuencia.
3. Menciona y escribe varios ejemplos de diferentes tipos de radiación electromagnética. ¿En qué se parecen estos tipos de radiación? ¿En qué se diferencian?

4. ¿A qué se llama **Espectro Electromagnético**?

5. ¿Qué tienen en común las ondas electromagnéticas que construyen el espectro electromagnético?

6. ¿Cuál es la diferencia entre la luz ultravioleta y la luz infrarroja?

7. Si una radiación tiene una longitud de onda pequeña, ¿Cómo es su frecuencia?

8. ¿Qué es dispersión de la luz?

9. ¿A qué se llama Espectro?

10. Define espectro de emisión y el espectro de absorción.

11. ¿Cuáles son las unidades y la simbología de longitud de onda, frecuencia y velocidad de la luz?

12. Escribe una lista de las radiaciones electromagnéticas. Empieza con la radiación de longitud de onda más corta y escribe las semejanzas y diferencias entre las mismas.

13. Explica qué tipo de espectro es el Arco Iris.

14. ¿Cómo es el espectro de la luz blanca?

15. Explica porqué los espectros de emisión son la huellas dactilares de los elementos.

16. ¿Qué es la espectroscopía?

17. Menciona el color que presenta la llama con cada uno de los elementos siguientes:

a) Sodio	_____	d) Cobre	_____
b) Potasio	_____	e) Estroncio	_____
c) Calcio	_____	f) Litio	_____

Actividad 2.6 Teoría Cuántica de Planck. Efecto Fotoeléctrico

Al término de la explicación de los temas, por parte del maestro, forma equipos con tus compañeros y contesta lo siguiente.

I. Completa los siguientes enunciados:

1. _____ propuso la idea de que la luz se radiaba en pequeños paquetes llamados cuantos o _____.
2. La cantidad de energía liberada está relacionada directamente con la _____ de la luz emitida.
3. La ecuación de Planck es: _____
4. Los electrones absorben o emiten cuantos únicamente en números _____.
5. El _____ se refiere a la emisión de electrones de ciertas sustancias cuando estas son irradiadas o iluminadas con luz de una frecuencia determinada.

II. Contesta brevemente lo que a continuación se te pide.

1. Explica con tus propias palabras lo que es la Teoría Cuántica de Planck.

... ¿Cuáles son las unidades de la constante de Planck?

3. Explica qué significa el efecto fotoeléctrico y cómo lo explica la teoría cuántica.

4. ¿Qué son los fotones? ¿Qué es un cuanto o quantum?

5. Escribe un par de ejemplos de la vida diaria que ejemplifiquen el concepto de cuantización.

6. Escribe la ecuación que representa la relación entre la velocidad, la longitud de onda y la frecuencia de la luz. ¿Qué cantidad es constante en la ecuación?

7. Escribe la ecuación de Planck y menciona cuál es la constante en ella.

8. ¿Cuándo se emite un cuanto? ¿Cuándo se absorbe un cuanto?

Actividad 2.7 (a) Modelo de Bohr. El átomo de hidrógeno y la Teoría cuántica.

Al concluir la explicación de los temas por parte del maestro, contesta en forma individual las siguientes preguntas.

I. Completa los siguientes enunciados:

1. _____ describe al átomo con un núcleo central muy pequeño, con carga positiva, girando alrededor de él los electrones en orbitas circulares definidas.

2. El _____ posee energía cinética de movimiento y energía potencial debido a que está sujeto a la órbita.

3. La distancia entre el electrón y el núcleo depende de la _____ del electrón.

4. Bohr supuso que la energía del electrón estaba _____.

5. Las posiciones cuantizadas posibles del electrón del átomo de hidrógeno se llaman _____.

6. Los átomos que se encuentran en el nivel de energía cuantizada más bajo permisible se llaman átomos en estado _____ o _____.

7. Cuando un electrón gana la cantidad apropiada de energía, brinca desde el nivel de energía más _____ a un nivel energético más _____.

8. Cuando el electrón brinca a un nivel más alto se dice que está _____, y el átomo se llama _____.

9. Mientras los electrones se mantienen en un determinado nivel de energía, no _____ ni _____ energía.

10. Los electrones pueden saltar a un nivel de mayor energía cuando el átomo la _____ y a uno de menor energía cuando el átomo la _____ en forma de fotones.

II. Contesta brevemente las siguientes preguntas:

1. Según Bohr ¿qué representan las líneas del espectro del hidrógeno? ®

2. Describe el modelo atómico de Bohr.

3. ¿Cuáles son las limitaciones del modelo de Bohr?

4. ¿Cuáles son los postulados de la teoría atómica de Bohr?

5. Según Bohr, ¿qué tipo de movimiento tienen los electrones en el átomo y qué ocurre al aplicarle energía?

6. De acuerdo a la teoría de Bohr sobre la estructura del átomo, ¿por qué los electrones no caen en el núcleo, a pesar de describir un movimiento espiral?

7. ¿Cómo se explica que los niveles más alejados del núcleo tienen mayor energía que los más cercanos?

8. ¿Qué es un nivel de energía? Explica la diferencia entre estado fundamental y estado excitado.

Actividad 2.7 (b) Representación del Modelo Atómico de Bohr para el Neón.

Realiza esta actividad en equipo. Investiga el número atómico del neón para determinar el número de electrones que presenta este elemento y el valor de la carga positiva del núcleo.

I. Representa el modelo de Bohr utilizando cualquier tipo de material. ¡Usa tú imaginación!

II. Busca en la bibliografía sugerida por un maestro lo siguiente:

1. ¿Cuáles son las limitaciones de la teoría de Bohr?

2. Enuncia el Principio de Incertidumbre de Heisenberg.

3. ¿Qué se obtiene de la solución de la Ecuación de Schrödinger?

4. Escribe la definición de orbital atómico ¿En qué difiere un orbital atómico de una órbita?

102111487

Describe las características de la orbital

Tabla de relación de los números cuánticos

radial Número

individual el siguiente ejercicio

I. Completa los siguientes enunciados

1. Científico que propuso que la luz tiene propiedades onduladas y de partícula

2. La _____ ocurre cuando la luz choca con una superficie

3. Al igual que la luz los _____ también tienen naturaleza dual

4. La mecánica _____ describe el comportamiento de los objetos visibles que viajan a velocidades ordinarias. La mecánica _____ describe el comportamiento de las partículas extremadamente pequeñas, que viajan a velocidades cercanas a la luz.

5. Para describir completamente un electrón, es necesario conocer _____ y _____

II. Define y explica con tus propias palabras los siguientes conceptos.

1. Principio dual de la materia

2. Mecánica clásica y mecánica cuántica.

3. ¿Cuáles son las propiedades de una onda?

4. Relaciona las siguientes columnas:

a) $E = mc^2$ () Ecuación de Planck

b) $E = h \nu$ () Ecuación de Broglie

c) $\lambda = h/mv$ () Ecuación de Einstein

Actividad 2.8 (b) Representación del Principio de Heisenberg y Modelo de Schrödinger.

Heisenberg y Schrödinger llegaron a la conclusión de que no se puede saber exactamente la posición del electrón de un átomo en un tiempo determinado. Su modelo lo representaron con un núcleo y una nube de carga alrededor de él.

I. Forma equipos de 4 a 6 personas y elabora el modelo de Schrödinger utilizando cualquier tipo de material. ¡Sean creativos!

II. Investiga lo siguiente:

1. Explica que significa "La materia y la radiación tienen naturaleza dual".

2. ¿Cómo es que la hipótesis de Luis de Broglie explica el hecho que las energías de un electrón en el átomo de hidrógeno están cuantizadas?

3. ¿Por qué la ecuación de Planck sólo se aplica a las partículas submicroscópicas tales como electrones y átomos y no para objetos macroscópicos como una pelota de golf, una bola de billar, etc.?

4. ¿Una pelota de beisbol posee propiedades de onda? Si es así, ¿por qué **no se pueden** determinar sus propiedades ondulatorias.

5. ¿Cómo se confirmó la teoría de Luis de Broglie experimentalmente? Explícala en función de la naturaleza de los electrones.

6. ¿Cómo afecta el principio de incertidumbre a las órbitas del modelo de Bohr?

7. ¿Cuál fue la contribución de Schrödinger a la Teoría Cuántica?

Actividad 2.9 Números Cuánticos

Al término de la explicación del maestro contesta este ejercicio **en forma individual**.

I. Relaciona las siguientes columnas.

- a) Número cuántico que describe el nivel energético. () Magnético
- b) Número cuántico que describe los subniveles. () Spin
- c) Número cuántico que describe la orientación espacial del orbital. () Secundario
- d) Número cuántico que describe el giro del electrón. () Principal

II. Escribe el número máximo de electrones que pueden acomodarse en el nivel o subnivel que se indica:

- a) orbital atómico _____ e) K _____
- b) órbita _____ f) L _____
- c) subnivel *p* _____ g) M _____
- d) subnivel *f* _____ h) N _____

III. Completa las siguientes tablas.

1. Tabla de valores permitidos para los números cuánticos y su relación entre ellos con las características de un orbital.

Número Cuántico	Nombre	Valores Permitidos	Relación entre los números	Indica
<i>n</i>				
<i>m</i>				
<i>s</i>				

2. Tabla de relación de los niveles de energía con los subniveles, número de orbitales y número máximo de electrones.

Nivel de energía	Número de Subniveles	Número de orbitales	Número máximo de electrones
1			
2			
3			
4			

10. ¿Cuál es el máximo número de electrones que se pueden encontrar en cada uno de los siguientes subniveles de energía?

- a) 3s _____ c) 4p _____ e) 5f _____
b) 3d _____ d) 4f _____ f) 1s _____

11. Para los siguientes subniveles proporciona los valores de los números cuánticos (n , l , m_l) y el número de orbitales en cada subnivel.

- a) 4p _____ c) 3s _____
b) 3d _____ d) 5f _____

12. ¿Por qué los orbitales 3s, 3p, 3d, tienen la misma energía en el átomo de hidrógeno, pero tienen energías diferentes en átomos de los demás elementos?

Actividad 2.10

Principios de Aufbau y de Exclusión de Pauli. Regla de Hund.

Al término de la explicación del maestro, intégrate a un equipo de trabajo y responde a lo siguiente:

I. Explica claramente lo que se pregunta y ejemplifica para dos átomos:

1. Principio de Exclusión de Pauli.

2. Principio de Aufbau o edificación electrónica progresiva.

3. Regla de Hund.

4. Para cumplir con el principio de Aufbau se utiliza el diagrama de la Regla Diagonal. Dibuja este diagrama para mostrar el orden de acomodo de los electrones en los orbitales de los diferentes subniveles.

5. ¿Por qué se acomodan los electrones primero que en el subnivel 4s que en el subnivel 3d?

6. Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos cobre y cromo, compáralas con las reales y explica las diferencias.

II. Resuelve los siguientes problemas.

1. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos especificando el llenado de orbitales en cada subnivel para los últimos 5 elementos:

a) 7N

b) 16S

c) 33As

d) 25Mn

e) 27Co

f) 48Cd

g) 80Hg

h) 92U

i) 8O

j) 14Si

k) 17Cl

l) 28Ni

m) 36Kr

2. Completa la siguiente tabla anotando los valores de los números cuánticos principal (n) y secundario (l). Determina cuántos electrones hay en cada uno de los ejemplos.

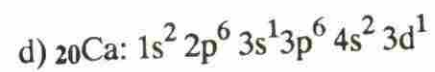
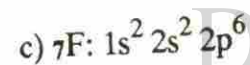
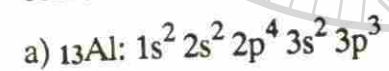
Expresión	n	l	No. de electrones
$4s^2$			
$5p^3$			
$3d^4$			
$4f^3$			

3. ¿Cómo representas la configuración electrónica para $n = 5$ y $l = 0$ y sabiendo que dos electrones están presentes.

4. Utilizando los valores de los cuatro números cuánticos, para la expresión $2s^2$, identifica cual es el correcto, en cada uno de los siguientes conjuntos de número cuánticos.

n	l	m	s
2	3	0	1/2
2	0	0	1/2
2	1	2	1/2

5. Las configuraciones que se muestran a continuación son incorrectas. Explica los errores cometidos en cada una y escribe la configuración correcta.



6. Determina la configuración electrónica para el estado basal de los siguientes elementos. Consulta el valor de los números atómicos en un libro o en un Tabla Periódica.

B

V

Ni

As

I

Au

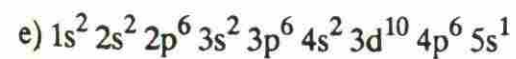
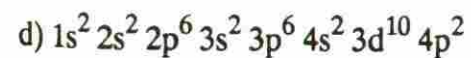
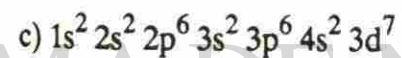
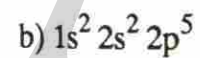
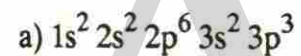
Ge

Fe

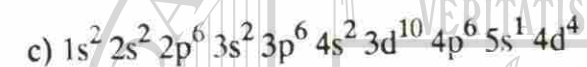
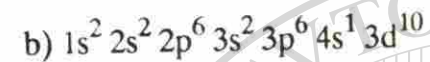
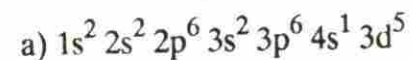
Zn

W

7. Dibuja los diagramas de orbitales para átomos con las siguientes configuraciones electrónicas e identifica a que elementos pertenecen por el número de electrones.



8. A continuación se proporcionan algunas configuraciones de átomos excitados. Identifica estos átomos y escribe la configuración electrónica de su estado basal.



9. Menciona con qué característica del orbital se relaciona cada uno de los números cuánticos.

10. ¿Qué relación existe entre el número cuántico principal y el número máximo posible de orbitales para ese nivel de energía? ¿Cuántos orbitales son teóricamente posibles para $n = 5$?

11. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede aceptar un orbital?

12. ¿Cuántos electrones admite el nivel 3? ¿Cómo se determina el número de orbitales que le corresponden? Explica.

13. Explica el orden (Regla de Hund) con el que cuatro electrones se acomodan en el subnivel p .

14. Escribe con tus propias palabras lo que entiendes por el Principio de Aufbau.

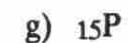
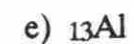
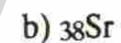
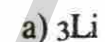
15. ¿Por qué tiene mayor energía el orbital 4f que el orbital 6s?

16. Completa el cuadro siguiente:

valor de "n"	valor de "l"	orbital
4	1	
		3d
3	0	
		6s

IV. Resuelve el siguiente ejercicio.

1. Determina la configuración electrónica y representa los diagramas de máxima multiplicidad para los siguientes elementos:



V. Completa los siguientes enunciados.

- Sólo dos electrones pueden ocupar un orbital determinado dentro de un átomo y para estar en el mismo orbital es preciso que tengan _____ opuestos.
- Un elemento con orbitales *d* parcialmente llenos se llama _____.
- En la teoría atómica moderna un _____ representa una región del espacio en la cual hay mayor probabilidad de encontrar un electrón.
- La energía de un nivel de energía principal _____ al aumentar el número cuántico principal "n".
- Según el principio de exclusión de Pauli un orbital dado nunca puede contener más de _____ electrones.
- El número de subniveles de energía de un nivel principal _____ al aumentar el número cuántico principal "n".

Actividad 2.11 Comparación de los diferentes modelos atómicos.

I. La historia del desarrollo de la teoría atómica es fascinante. Para tratar de visualizar los átomos de la forma en que Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, y Schrodinger lo hicieron realiza una comparación entre cada uno de sus modelos y teorías atómicas, buscando las semejanzas y diferencias entre ellos.

1.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Dalton		
Thomson		

2.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Dalton		
Rutherford		

3.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Rutherford		
Bohr		

4.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Rutherford		
Schrödinger		

5.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Bohr		
Schrödinger		

II. En base a los diagramas de comparación anteriores, donde se compara el modelo del átomo de la mecánica cuántica con los modelos de Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr describe lo relevante en un pequeño resumen.

Actividad 2.12 Tipos y Características de la Radiactividad.

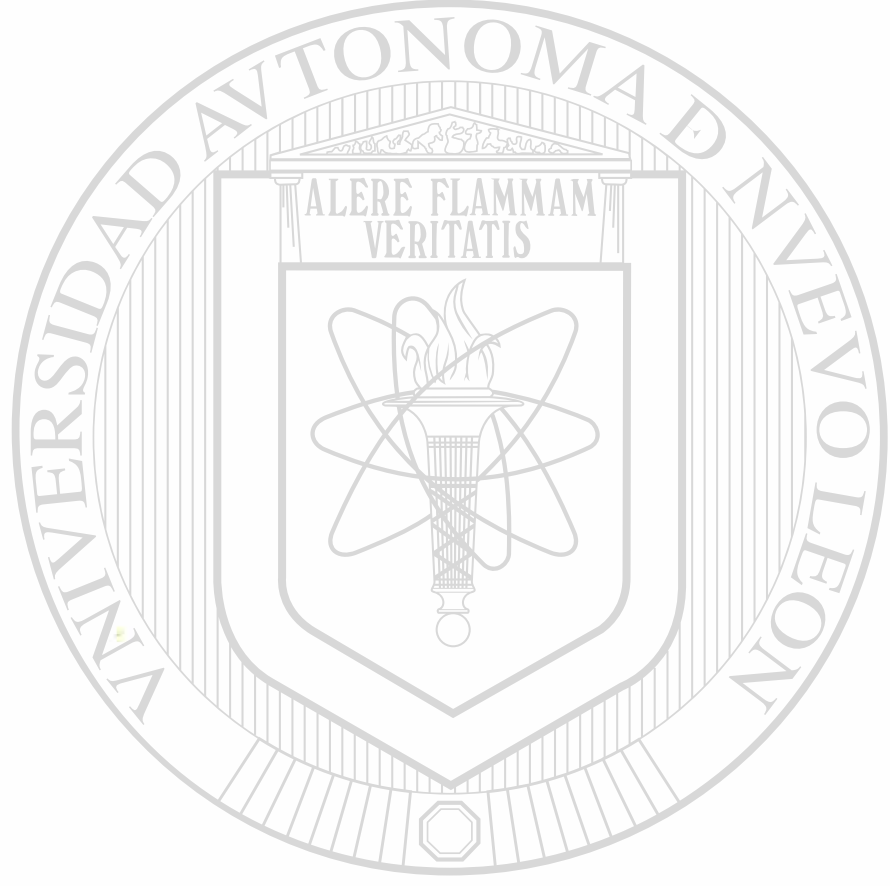
Al término de la explicación de tu maestro, contesta el siguiente ejercicio y discútelo en forma grupal.

I. Completa las siguientes cuestiones.

1. Henry Becquerel descubrió la _____.
2. Los esposos Curie descubrieron los elementos _____ y _____.
3. _____ es un proceso de desintegración atómica.
4. Los elementos radiactivos emiten espontáneamente rayos _____, _____ a partir de sus núcleos.
5. Cada átomo consiste de un núcleo rodeado por _____.
6. La desintegración radiactiva es _____, o sea, no puede controlarse.
7. La ecuación _____ indica que en ciertas condiciones, la masa y la energía pueden interconvertirse.
8. Los núclidos radiactivos naturales emiten tres tipos de radiación, _____ (núcleo de helio), _____ (electrones) _____ (cuantos de energía).
9. Cada _____ radiactivo emite una radiación característica. Por esta razón, los _____ radiactivos son de gran utilidad en el laboratorio y en la industria.
10. La _____ de una sustancia radiactiva es el tiempo que tarda la mitad de los átomos de una muestra de la sustancia en desintegrarse.
11. La transformación de un elemento en otro se llama _____.
12. Toda radiación tiene un efecto en los organismos vivientes. Nuestro ambiente, el alimento, el agua que consumimos emiten pequeñas cantidades de radiación _____.
13. La vida media de una sustancia se utiliza para determinar _____ de ciertos objetos.
14. Los núclidos radiactivos se utilizan como _____.
15. Existen dos tipos de radiaciones las _____ y las _____.

II. Describe las diferencias entre las partículas subatómicas (electrón, protón y neutrón) y las partículas radiactivas (alfa, beta y gama).

III. Elabora un esquema que muestre los isótopos usados en la medicina, la biología, la química, la física y otras ciencias mencionando los beneficio y los riesgos de sus aplicaciones.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

III TABLA PERIÓDICA. ORGANIZACIÓN SISTEMÁTICA DE LOS ELEMENTOS

Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
<p>GUÍA DE UNIDAD</p> <p>1. ORIGEN DE LA TABLA PERIÓDICA Primeros intentos</p> <p>1 Día - 2 Hrs.</p>	<p>Tablas de Mendeleev y Meyer Ley Periódica de Moseley</p>	<p>Dem 3.1: Clasificando elementos Act 3.1: Act 3.2: Act 3.3 LE 3.1: Tabla Periódica Actual LE 3.2: Plata contra Cobre</p>	<p>9.1, 9.2, 9.3; Pag. 161-166</p> <p>Gufa: Pag. 125 Gufa: Pag. 126</p>
<p>2. TABLA PERIÓDICA ACTUAL Descripción de Grupos y Períodos</p> <p>Clasificación de los Elementos de acuerdo a: <i>Configuración Electrónica</i> <i>Propiedades Físicas y Químicas</i> Número de Oxidación</p> <p>1.5 Días - 3 Hrs</p>	<p><i>Configuración Electrónica</i> <i>Propiedades Físicas y Químicas</i> Número de Oxidación</p>	<p>Dem 3.2: Propiedades y Configuraciones Act 3.4: Dem 3.3: Tipos de elementos Act 3.5: Dem 3.4: Grupos o Familias Act 3.6: Dem 3.5 Metales y No metales Act 3.7 Dem 3.6: Números de oxidación Act 3.8: LE 3.3: Tan fácil como Un-, Bi-, Tri-</p>	<p>9.4, 9.5, 9.6; Pag. 166-171</p> <p>9.8; Pag. 171-173 9.9; Pag. 173-174 10.3; Pag. 185-187 Gufa: Pag.127</p>

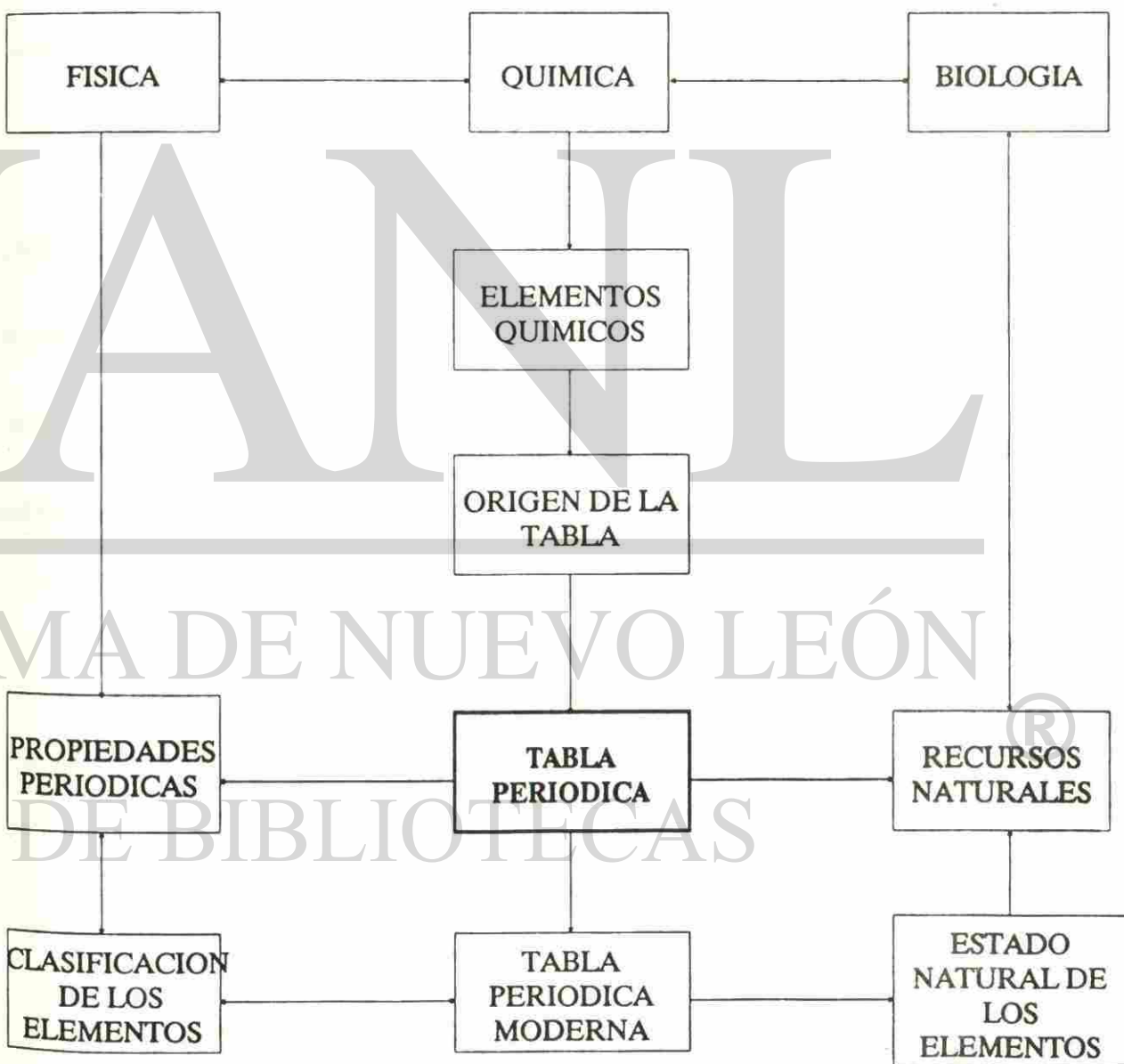
UNIDAD III

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.



III		TABLA PERIODICA. ORGANIZACION SISTEMATICA DE LOS ELEMENTOS			
GUIA DE UNIDAD					
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos		
1.5 Días - 3 Hrs.	3. PROPIEDADES PERIODICAS Concepto y Tendencia Periódica de: <i>Radio Atómico</i> <i>Energía de Ionización</i> <i>Afinidad Electrónica</i> <i>Electronegatividad</i>	Act 3.9: LE 3.4: Tercer Elemento Líquido	10.1, 10.2, 10.4, 10.5, 10.6 Pag 180-192 Guía: Pag. 127 12.1; Pag. 219-220		
1 Día - 2 Hrs	4. RECURSOS NATURALES Abundancia de los Elementos Estado Natural Distribución Geográfica de los principales elementos en el Mundo y en México. Principales Recursos Naturales en Nuevo León.	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: Los elementos y la vida LE 3.6: Los elementos Contaminantes	Texto Pag. 212 Guía: Pag. 97 Guía: Pag. 98 Guía: Pag. 101 Texto Pag. 210 Guía: Pag. 128 Guía: Pag. 131		
1 Día - 2 Hrs	5. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 3.1: Metales y No metales	Guía: Pag.		

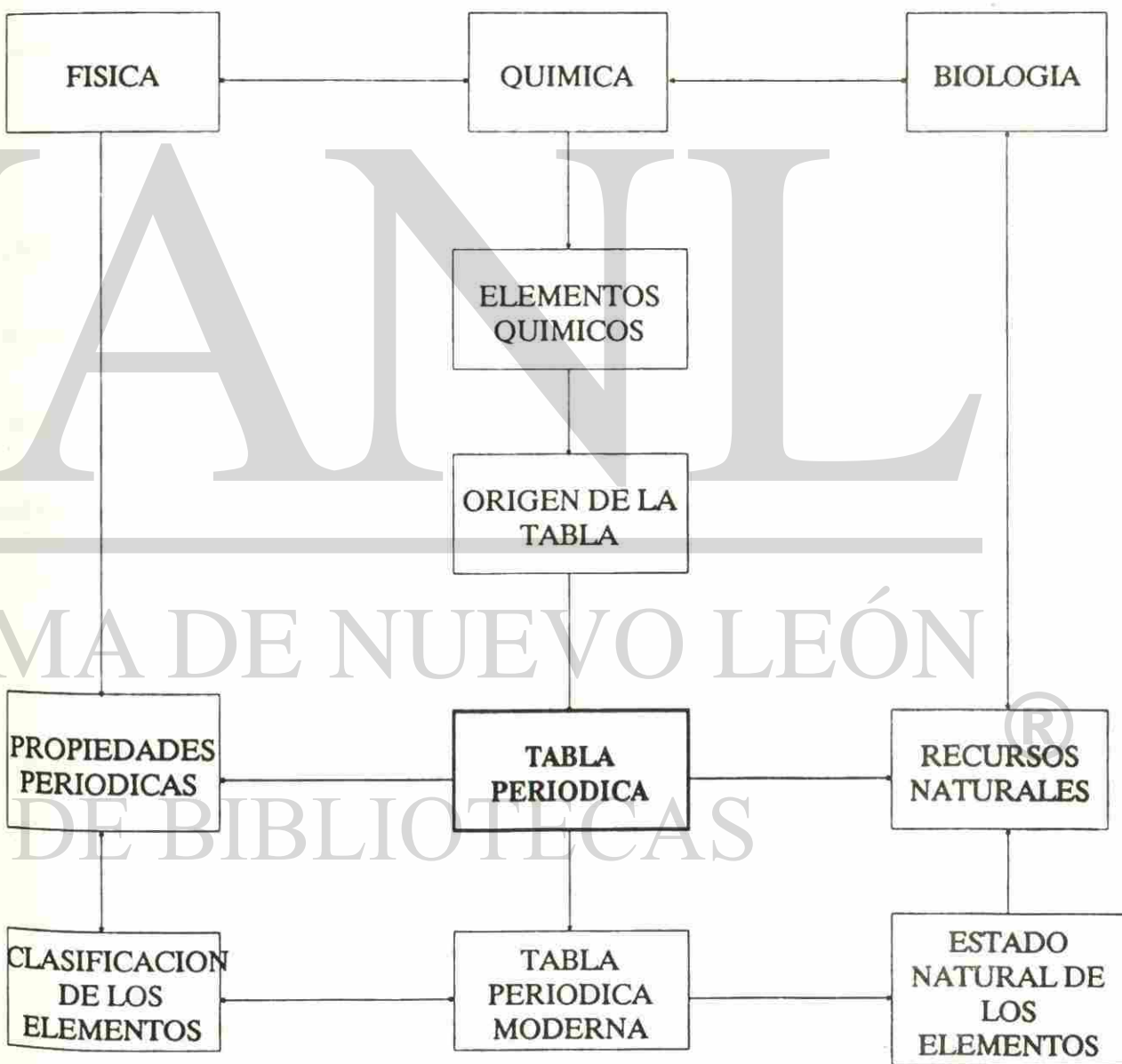
UNIDAD III

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.



III		TABLA PERIÓDICA. ORGANIZACIÓN SISTEMÁTICA DE LOS ELEMENTOS			
GUIA DE UNIDAD					
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos		
1.5 Días - 3 Hrs.	3. PROPIEDADES PERIÓDICAS Concepto y Tendencia Periódica de: <i>Radio Atómico</i> <i>Energía de Ionización</i> <i>Afinidad Electrónica</i> <i>Electronegatividad</i>	Act 3.9: LE 3.4: Tercer Elemento Líquido	10.1, 10.2, 10.4, 10.5, 10.6 Pag 180-192 Guía: Pag. 127 12.1; Pag. 219-220		
1 Día - 2 Hrs	4. RECURSOS NATURALES Abundancia de los Elementos Estado Natural Distribución Geográfica de los principales elementos en el Mundo y en México. Principales Recursos Naturales en Nuevo León.	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: Los elementos y la vida LE 3.6: Los elementos Contaminantes	Texto Pag. 212 Guía: Pag. 97 Guía: Pag. 98 Guía: Pag. 101 Texto Pag. 210 Guía: Pag. 128 Guía: Pag. 131		
1 Día - 2 Hrs	5. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 3.1: Metales y No metales	Guía: Pag.		

METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de la unidad, el estudiante:

- 1.- Mencionará los primeros intentos para clasificar los elementos, describiendo brevemente las contribuciones de Döbereiner y Newlands, 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. (T.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 en la tabla periódica a: metales, no metales y metaloides (T3.2)
- 9.- Determinará el número de oxidación de un elemento 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, cuerpo humano y 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. Después de revisar con tu maestro el tema "Primeros Intentos de Clasificación" resuelve el siguiente ejercicio.

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

CIENTIFICO	FECHA	APORTACION
Döbereiner		
Newlands		

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

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

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

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

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

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

6. Investiga las biografías de Döbereiner y Newlands.

Actividad 3.2 Tabla Periódica de Mendeleev

I. Intégrate a tu equipo de trabajo y resuelve el siguiente ejercicio utilizando como tema de estudio:

"La Tabla Periódica de Mendeleev"

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.

II. Investiga lo siguiente:

1. Las predicciones hechas por Mendeleev y compáralas con los descubrimientos posteriores

2. La aportación hecha por Meyer.

Actividad 3.3 Ley Periódica de Moseley

I. Al terminar el análisis del tema "*Ley Periódica Moderna*" 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.

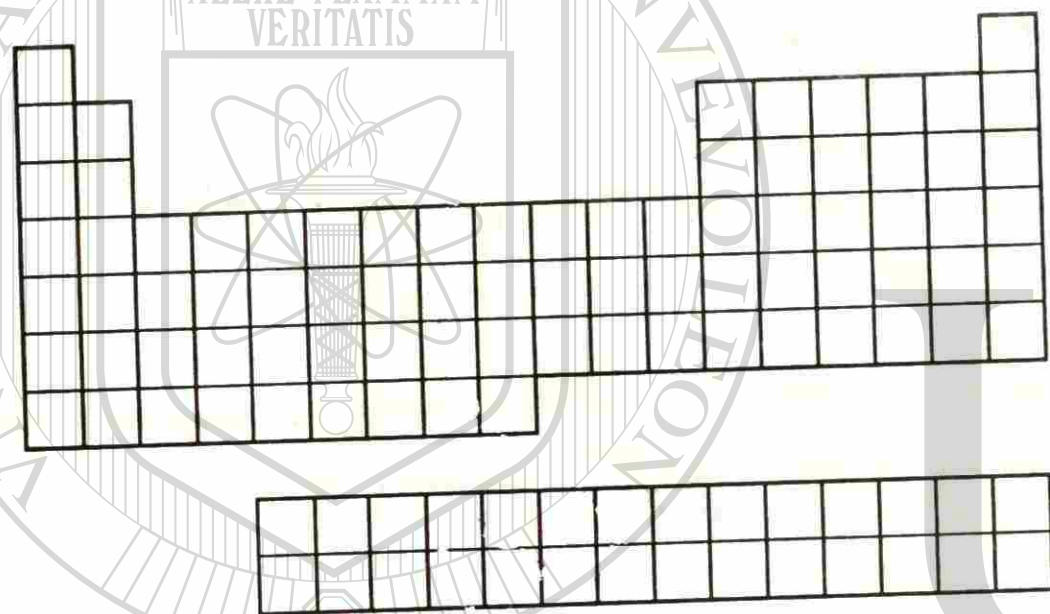
3. Discute con tus compañeros cómo se logró resolver las discrepancias de la tabla de Mendeleev.

4. Anota el significado de número atómico y su relación con las propiedades de los elementos.

II. Investiga la aportación adicional a las propiedades periódicas proporcionada por el trabajo de Moseley.

Actividad 3.4 Tabla Periódica Moderna

I. Al finalizar el estudio del tema "La Tabla Periódica Moderna" 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 clásica y IUPAC.

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.

38Sr

25Mn

34Se

53I

92U

82Pb

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 estos elementos en común?

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

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

III. 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 continua de sus masas atómicas y anota el símbolo de dichos elementos.

III. Ejercicio Final del Tema o Evaluación.

1. Relaciona ambas columnas:

- a. Clasifica a los elementos en grupos de tres y los llamó Tríadas. () Moseley
- b. Agrupó los elementos por sus propiedades físicas. () Newlands
- c. Ordenó a 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

2. Empleando la tabla periódica moderna encuentra un conjunto de elementos, diferentes a los de Döbereiner, que él pudo clasificar como tríadas si hubiesen sido conocidos.

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?

¿Cuál sería su configuración electrónica?

Actividad 3.5 Tipos de elementos

I. Después de revisar el tema:

"Tabla Periódica y Las Configuraciones Electrónicas" y 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 las 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 presentan los elementos representativos, transición y transición interna?

5. Determina el tipo de elementos al cual pertenecen los siguientes elementos:

11Na
53I
86Rn

63Eu
96Cm
82Pb

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

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

Actividad 3.6 Grupos o familias

I.- Al concluir el análisis de los temas "Los Metales y No - Metales" y 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 las integran.

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

4. ¿Qué tienen en común las estructuras electrónicas de los metales alcalinotérreos?

5. El cloro ocupa el lugar 17 de la Tabla Periódica y está rodeado por los elementos 9, 35, 16 y 18. ¿Cuáles de éstos tienen propiedades físicas y químicas semejantes al cloro?

6. Localiza las estructuras electrónicas que representan a los elementos de una misma familia.

- a) [He] 2s¹
- b) [He] 2s² 2p⁵
- c) [He] 2s² 2p²
- d) [He] 3s² 3p⁵
- e) [Ne] 3s² 3p⁶
- f) [Ar] 4s²
- g) [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁵

II. Contesta lo siguiente:

1. Escribe el significado de las siguientes expresiones:

- a) Halógeno
- b) Calcógeno
- c) Metal alcalino

2. Sea E cualquier elemento representativo. Elabora en tu cuaderno una tabla como la mostrada a continuación y escribe las fórmulas de los compuestos que se obtienen con los elementos siguientes al combinarlos con el oxígeno:

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
	E ₂ O	EO	E ₂ O ₃	EO ₂	E ₂ O ₅	EO ₃	E ₂ O ₇

- a) K _____ c) Al _____ e) Sb _____ g) Cl _____
- b) Mg _____ d) Pb _____ f) S _____

Actividad 3.7 Metales y No - Metales

I. Al concluir el análisis del tema "Los metales y No Metales" intégrate a un equipo de trabajo y en la tabla periódica en blanco resuelve el siguiente ejercicio:

1. Traza en la tabla, la división entre los elementos metálicos y los no metálicos.

2. Coloca, en el lugar adecuado de la tabla, los símbolos de los elementos metaloides y coloréalos.

3. Señala en la tabla la posición de los metales y no - metales y colorea las zonas ocupadas por los mismos.

4. Considerando su estructura atómica, ¿Cuál es la diferencia entre metales y no metales?

5. Anota cuatro propiedades físicas de los metales.

6. Contesta las preguntas 2, 3, 4, 5, 7, 8, 9, y 10 de la pág. 177 del libro de texto.

7. Resuelve los problemas 1 y 2 de la pág. 174 del libro de texto.

III. Contesta lo siguiente:

1. Investiga cuál es la diferencia entre metales y no metales de acuerdo a sus propiedades químicas.

2. Indica cuáles de los siguientes óxidos son básicos y cuáles son ácidos.

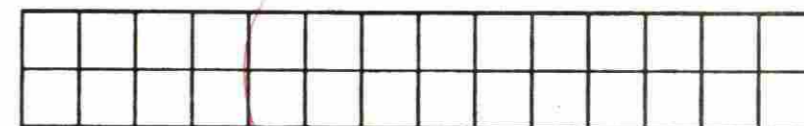
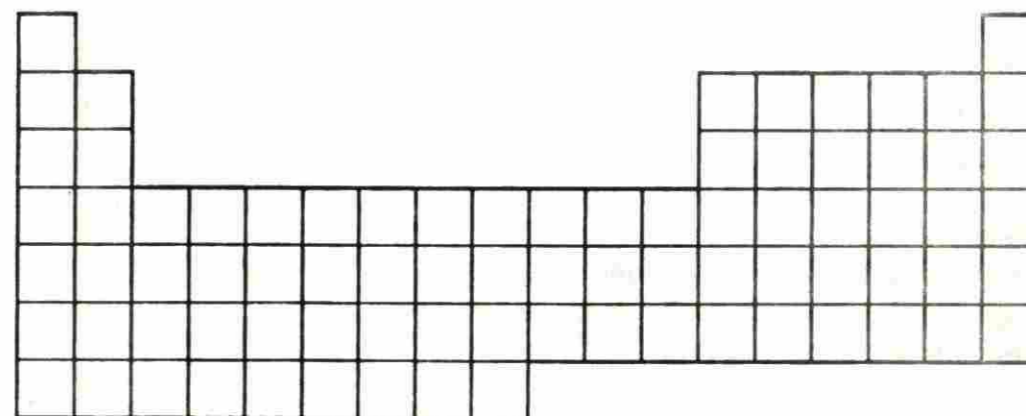
a) Na_2O _____ d) CaO _____

b) SO_3 _____ e) Br_2O _____

c) Cl_2O_3 _____

Actividad 3.8 Número de Oxidación

Al terminar de estudiar el tema "La Predicción de los Números De Oxidación", utiliza la tabla periódica para resolver el ejercicio siguiente:



1. Señala en la tabla los números de oxidación más probables de cada uno de los grupos A y B.

2. Indica los números de oxidación de los siguientes elementos después de localizarlos en la tabla periódica.

a) Rb _____ c) Fe _____ e) Cl _____

b) Ca _____ d) N _____

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

4. Define el concepto de número de oxidación.

5. Relaciona ambas columnas:

- a) Elementos con números de oxidación negativos. () Representativos
- b) Elementos con número de oxidación de cero. () Metales Alcalinos
- c) Elementos con sólo números de oxidación positivos. () Transición
- d) Elementos cuyos números de oxidación positivos son iguales al número de grupo al que pertenecen. () Gases Nobles
- e) Elementos que presentan más de un número de oxidación siempre positivo. () Metales
- f) Elementos con número de oxidación de (1+) () No-Metales

II. Determina el número de oxidación de los siguientes elementos de acuerdo a su posición en la Tabla Periódica K, S, Sr, Mg, Sc, Ag, Cu, Co, Zn.

III. Ejercicio Final o Evaluación.

1.- En la tabla periódica siguiente contesta lo que se te pide:

2. Señala los grupos y períodos.

3. Señala los tipos de elementos.

4. Identifica a las familias típicas por sus nombres.

4. Escribe los números de oxidación más probables para los grupos o tipos de elementos.

5. Ubica a los siguientes elementos en la tabla partiendo de su configuración electrónica.

32As 32Rb 79Au 64Gd 86Rn

6. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Config. Electrónica	Grupo	Período	Tipo de Elemento	Clase	Familia	Núm. de Oxidación
32As							
37Rb							
79Au							
64Gd							
86Rn							

Clase: Metal, No metal, metaloide

Actividad 3.9 Propiedades Periódicas

I. Al terminar el estudio del tema "Propiedades Periódicas", utiliza el esquema de la tabla periódica mostrado y resuelve el siguiente ejercicio:



1. Dibuja en la tabla las flechas que muestren el sentido del aumento o disminución de cada una de las propiedades periódicas siguientes:

- a) Radio Atómico
- b) Afinidad Electrónica
- c) Potencial de Ionización
- d) Electronegatividad

2. Escribe los conceptos 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 4, 8, 9 y 11 de la pág. 194 del libro de texto.

II. Investiga lo siguiente:

1. ¿Porqué los radios iónicos son diferentes a los radios atómicos de los cuales se forman y cuál es la tendencia en el tamaño de los iones metálicos y no metálicos en relación a los radios atómicos de donde provienen?

2. ¿Porqué las Energías de Ionización subsiguientes de un átomo son mayores que la primera?

III.- Ejercicio Final o Evaluación

1. Construye un esquema de la tabla periódica y muestra la variación de las propiedades periódicas a lo largo de los grupos y períodos.

2. ¿Cómo es, en general, la electronegatividad de los metales comparada con la de los no-metales?

3. Subraya el par de elementos que presenta mayor tamaño.

- a) K - Rb
- b) K - Ca
- c) O - F
- d) S - Se
- f) V - Nb

4. ¿Qué entiendes por Afinidad Electrónica?

5. ¿Cuáles son los elementos de mayor y menor electronegatividad? Especifica donde se localizan en la Tabla Periódica.

6. ¿Qué factores afectan a las propiedades periódicas de los átomos?

7. Explica en que consiste el efecto pantalla.

Actividad 3.10 Distribución y Estado Natural de los Elementos

I. Después de revisar los temas "Distribución de los Elementos" y "Estado Natural de los Elementos", resuelve el siguiente ejercicio:

1. Construye un esquema de la tabla periódica sin símbolos y ubica en ésta los elementos más abundantes de la corteza terrestre anotando sus porcentajes. (Coloréalos).

2. En ese mismo esquema, ubica los elementos esenciales para el organismo y los necesarios en la dieta. (Coloréalos de forma diferente).

II. Construye una tabla periódica y anota en cada uno de los grupos de elementos el tipo de mineral, en 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 después de analizar el tema "Elementos importantes para México", desarrolla el siguiente ejercicio.

1. Elabora una tabla que incluya la siguiente información:

- *Los Estados del país con yacimientos de minerales.
- *Los minerales que son extraídos en cada Estado.
- *Los elementos que contienen estos minerales.

2. En un mapa de la República Mexicana, localiza los estados con yacimientos minerales y anota el nombre de los elementos extraídos en los mismos.

II. Utilizando la lectura LE 3.6 "Elementos Contaminantes", construye una tabla y anota cinco ejemplos de elementos que presenten alto riesgo de contaminación ambiental, la fuente de contaminación, el medio que contaminan y la vía de incorporación al organismo.

Actividad 3.12 Principales Minerales en la Región

I. Efectúa una investigación documental para identificar los principales yacimientos de minerales en Nuevo León y la región del Estado donde se localizan.

II. Coordinados por el Maestro de la clase, efectúen visitas a industrias de la región relacionadas con el aprovechamiento de los recursos naturales del país.

ENLACES QUÍMICOS. UNIONES QUE CONSTRUYEN

GUIA DE UNIDAD

Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
1 Día - 2 Hrs.	1. FORMACION DE ENLACES Configuración electrónica estable de los átomos. Regla del Octeto. Representación de Lewis para átomos e iones. Relación entre propiedades periódicas y la formación de iones.	Pretest Act 4.1: LE 4.1: Los Boranos Act 4.2: Act 4.3:	9.7,9.8 ; Pag. 171-173 13.13 ; Pag.256-257 8.13 ; Pag. 154-155 12.1; Pag. 219-220
	2. TIPOS DE ENLACES Iónico Covalente Polaridad en los Enlaces Multiplicidad de Enlaces Enlace Metálico Representación de Lewis de compuestos Estructura Molecular Repulsión de Pares Repulsión en los Enlaces Múltiples Moléculas Polares y No Polares	Dem 4.1: Cristales LE 4.2: La Sal LE 4.2: Un compuesto iónico Act 4.4: LE 4.3: La Cerámica Act 4.5: Act 4.6: Act 4.7: Dem 4.2: Enlace Metálico LE 4.4: Aleaciones LC 4.1: Reglas sobre estructuras de Lewis Act 4.8: LC 4.2: Reglas sobre RPEV Act 4.9:	12.3, 12.4 ; Pag. 222-223 14.12 ; Pag. 280-281 Guía: Pag. 133 12.5,12.6,12.7; Pag. 223-227 12.11 ; Pag. 232 12.1, 12.2 ; Pag. 219-222 13.2; Pag. 240-241 12.10 ; Pag. 229 Guía: Pag. 13 ; Pag. 237 Guía: Pag. 104 Guía: Pag. 107 13.1,13.2 ; Pag. 238 13.2; Pag. 240-242 14.1; Pag. 263-265
3 Días - 6 Hrs.			

IV		ENLACES QUÍMICOS. UNIONES QUE CONSTRUYEN	
GUIA DE UNIDAD		ENLACES QUÍMICOS. UNIONES QUE CONSTRUYEN	
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
1Día - 2 Hrs.	3. ENLACE Y PROPIEDADES 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>	Dem 4.3: Conductividad Eléctrica Act 4.10: Dem 4.8: Puente de Hidrógeno Act 4.11	Tabla 12.7; Pag.231 14.2; Pag. 265-267 17.10, 17.11; Pag. 335-337
	4. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 4.1: Predicción de enlace mediante conductividad	Guía: Pag.

METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de la unidad, el estudiante:

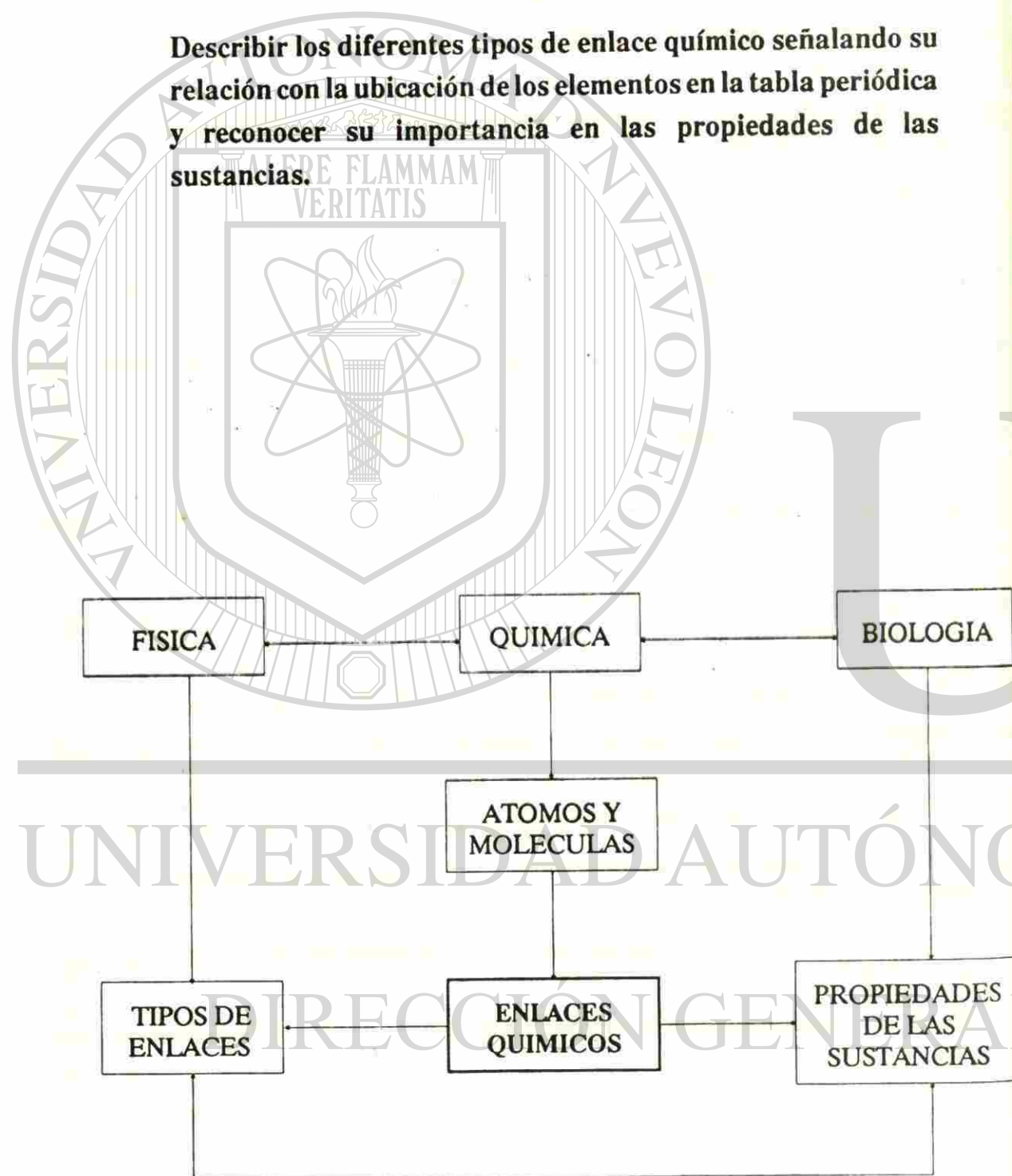
- 1.- Señalará la importancia de la configuración electrónica estable de gas noble en la formación de iones. (T 4.1)
- 2.- Explicará la formación de aniones y cationes considerando la ubicación de los elementos en la tabla periódica y en sus propiedades. (T 4.1)
- 3.- Dibujará fórmulas electrónicas de Lewis para elementos, iones y moléculas. (T 4.1) (T 4.2)
- 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 2 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 moléculas.
- 9.- Describirá la polaridad de una molécula con base a su estructura molecular.
- 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.- Elaborará un cuadro sinóptico mostrando las diferentes fuerzas de atracción intermolecular. (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 sustancia mediante la conductividad eléctrica. (T 4.3)

UNIDAD IV

Enlaces Químicos. Uniones que construyen

OBJETIVO

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



UNIDAD IV

ENLACES QUIMICOS. UNIONES QUE CONSTRUYEN

Actividad 4.1 Electrones de Valencia

I. Desarrolla la siguiente actividad sobre el tema "Electrones de Valencia".

1. Define el concepto "Electrones de Valencia"

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.

No. ATÓMICO	SÍMBOLO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	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	ELECTRONES DE VALENCIA	GRUPO EN LA TABLA PERIÓDICA
Nitrógeno		

ELEMENTO	ELECTRONES DE VALENCIA	GRUPO EN LA TABLA PERIÓDICA
Litio		
Bromo		
Bario		
Galio		

4. De las respuestas anteriores deduce la relación que observas entre el número de electrones de valencia de un elemento y el grupo al que pertenece en la tabla periódica y completa el siguiente enunciado:

El número de _____ de los elementos representativos es _____ al número del _____ al que pertenecen en la _____

Actividad 4.2 Estructuras de Lewis y Regla de Octeto

I. Después de escuchar las explicaciones sobre "Configuración Electrónica Estable" y "Estructuras de Lewis para Átomos e Iones responde breve y claramente lo siguiente:

1. Menciona con tus propias palabras por qué los átomos tienden a adquirir la configuración electrónica de gas noble al formar iones.

2. Establece la relación entre la configuración electrónica de gas noble y la Regla del Octeto.

3. Escribe en la tabla siguiente las configuraciones electrónicas y las estructuras electrónicas puntuales de Lewis para los átomos de los periodos 2 y 3 de la tabla periódica y la de los iones que forman al combinarse.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	ESTRUCTURA DE LEWIS	
	ATOMO	Ion

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	ESTRUCTURA DE LEWIS	
	ATOMO	ION

4. Compara las estructuras puntuales de Lewis de los cationes y aniones de la pregunta 3 y reflexiona sobre las características de las estructuras de Lewis de cationes y de aniones. Al terminar completa lo siguiente:

La estructura puntual de Lewis para un catión IA se representa con _____ electrones y carga _____. La estructura de Lewis para un anión VIIA se representa con _____ electrones y carga _____.

Actividad 4.3 Propiedades Periódicas y Formación de Iones

I. Al concluir la revisión con tu maestro sobre "Propiedades Periódicas y Formación de Iones" forma equipos de 4 a 6 personas para:

1. Discutir y buscar bases para responder si las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas.

A). La energía de ionización en una familia de elementos en la tabla periódica aumenta de arriba hacia abajo.

B). Los metales generalmente ganan electrones cuando reaccionan y se convierten en iones negativos o aniones.

C). Los elementos no-metálicos tienen electronegatividades más altas que los elementos metálicos y tienden a aceptar o compartir electrones al combinarse.

D). La tendencia a perder electrones aumenta hacia abajo en los elementos de un grupo de la Tabla Periódica.

II. Discutir la variación de las propiedades periódicas presentada en las siguientes gráficas en relación a la formación de cationes y aniones y su relación con el carácter metálico y no-metálico de los elementos.

Actividad 4.4 Enlace Iónico y Estructuras de Lewis

I. La explicación de tu maestro sobre "Enlace Iónico" y "Estructuras de Lewis para Compuestos Iónicos" te ayudará a responder el siguiente cuestionario. Esta actividad te servirá de refuerzo para dichos conceptos.

Selecciona la respuesta correcta:

- La estructura electrónica de Lewis para el ion cloruro es:
 - Cl
 - Cl
 - :Cl:
 - Cl⁻
- Cuando un átomo de aluminio pierde sus electrones de valencia, la carga en el ion resultante es:
 - 2+
 - 2-
 - 3+
 - 1+
- La configuración electrónica del ion sodio ($_{11}\text{Na}^{1+}$) es:
 - $1s^2 2s^2 2p^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- Fuerza de atracción que mantiene unidos a iones de carga opuesta.
 - Enlace metálico
 - Enlace covalente
 - Puente de hidrógeno
 - Enlace iónico
- La estructura electrónica de Lewis del ion magnesio es:
 - Mg²⁺
 - Mg:²⁺
 - Mg
 - Mg

II. Dibuja estructuras de Lewis para los siguientes compuestos iónicos:

- CsCl
- BaI₂
- SrF₂
- MgO
- RbBr
- AlF₃

Actividad 4.5 Enlace Covalente y Estructuras de Lewis

I. Conociendo las diferencias entre enlace covalente no-polar, enlace covalente polar y enlace iónico realiza la siguiente actividad para reforzar estos conceptos.

1. Responde el tipo de enlace que corresponde a las siguientes definiciones:

A) Enlace formado por compartimiento de electrones entre dos átomos de diferentes electronegatividades.

B) Enlace formado por compartimiento de electrones entre átomos iguales.

C) Enlace formado cuando ocurre una transferencia completa de un electrón (o electrones) de un átomo a otro.

II. Predice el tipo de enlace que se presenta entre los átomos de los siguientes compuestos. Fundamenta tu respuesta utilizando las diferencias de electronegatividad de los elementos involucrados y las estructuras electrónicas de Lewis para ellos.

COMPUESTO	DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	ESTRUCTURA DE LEWIS	TIPO DE ENLACE
F ₂			®
H ₂ S			
BeF ₂			
RbBr			
NH ₃			
HF			

COMPUESTO	DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	ESTRUCTURA DE LEWIS	TIPO DE ENLACE
I ₂			
MgO			

Actividad 4.6 Predicción de Tipo de Enlace

I. Tu maestro describirá como se forma un enlace covalente y las reglas a seguir para escribir correctamente las estructuras electrónicas de Lewis para compuestos con este tipo de enlace. Estudia la LC 4.1 y responde lo siguiente:

1. Fundamenta si son falsos o verdaderos los siguientes enunciados:

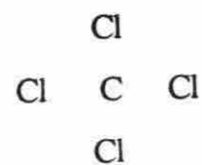
A) El enlace entre dos átomos de cloro en Cl₂ es covalente.

B) La transferencia de electrones entre átomos da lugar a enlace covalente entre los átomos.

C) En todos los enlaces covalentes los pares de electrones se comparten por igual.

D) En la molécula de BCl₃, el boro cumple con la Regla del Octeto.

E) La estructura electrónica de Lewis para el CCl₄ es:



II. Representa las estructuras de Lewis para los siguientes compuestos con enlace covalente.

a) HBr

b) H₂S

c) H₂O

d) CBr₄

e) F₂

f) HClO

Actividad 4.7 Estructuras de Lewis para Compuestos con Enlace Covalente Coordinado y Múltiple

I. La explicación de tu maestro sobre "Formación de Enlaces Covalentes Coordinados y Múltiples" para satisfacer la Regla del Octeto te ayudará para responder el siguiente cuestionario.

Selecciona la respuesta correcta:

1. Especie con enlace covalente coordinado.

a) CO₂

b) HBr

c) H₂O

d) NH₄Cl

2. La estructura de Lewis para el ion nitrito, NO₂⁻ es:

a) O:N:O

b) :O::N::O⁻

c) :O::N:O:

d) :O:N:O

3. Enlace formado cuando ambos electrones compartidos entre dos átomos son proporcionados por uno de los átomos.

a) Covalente No Polar

b) Covalente Polar

c) Covalente Múltiple

d) Covalente Coordinado

4. Enlace formado entre C y N en el ión CN⁻

a) Covalente No Polar

b) Covalente Múltiple

c) Covalente Coordinado

d) Iónico

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

a) Covalente Simple

b) Iónico

c) Covalente Doble

d) Covalente Triple

II. Forma grupo de 3 o 4 personas. Discute y fundamenta si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

1. El enlace entre O-O en el O₂ es más fuerte que entre H-H en el H₂.

2. En el trióxido de azufre, SO₃, se presenta un enlace covalente múltiple entre el azufre y un oxígeno.

3. El ión SO₃²⁻ presenta un enlace covalente coordinado.

III. Representa las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos:

a) NH₃

b) CO₂

c) NO₂

d) H₂O

e) CO

f) SO₃

Actividad 4.8 Repulsión de Pares de Electrones y Polaridad

I. Los conceptos acerca de la determinación de la estructura molecular utilizando el Método de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia y de la polaridad de las moléculas te servirán para responder las siguientes preguntas.

1. Utilizando la Teoría de Repulsión de Pares determina la forma molecular de los siguientes compuestos completando la tabla siguiente:

Molécula	Electrones en átomo central	Electrones Enlazantes	Electrones Sin Compartir	Estructura de Pares	Estructura Molecular	Angulo de Enlace
H ₂ O						
NH ₃						
CBr ₄						
BCl ₃						
BeH ₂						
PCl ₃						
CH ₄						

2. Compara las moléculas de H₂O, NH₃ y CH₄ y menciona la influencia que tienen los pares de electrones sin compartir en el ángulo de enlace.

3. Compara los pares siguientes y elabora una tabla como la de la pregunta 1.

PCl₃ y PCl₅

SF₄ y SF₆

¿Qué influencia tienen los pares de electrones sin compartir en la forma molecular de estas moléculas?

4. Compara las moléculas CCl_4 y CH_3Cl y determina si son polares considerando la forma molecular que poseen.

Actividad 4.9 Comparación de Tipos de Enlace

I. Al terminar de revisar en clase los conceptos sobre los diferentes tipos de enlace Covalente, Iónico y Metálico efectúa las siguientes actividades:

1. Elabora un mapa conceptual, esquema o cuadro sinóptico que muestre los distintos tipos de enlace y sus características esenciales. Incluye en este diagrama la clasificación del enlace covalente y describe cada tipo. Menciona ejemplos específicos de cada uno y muestra sus estructuras electrónicas de Lewis.

2. Determina las estructuras electrónicas de Lewis para los siguientes compuestos y predice el tipo de enlace que se presenta entre los átomos que los forman. Indica el tipo de enlace covalente que contienen.

COMPUESTO	ESTRUCTURA DE LEWIS	TIPO DE ENLACE
-----------	---------------------	----------------

CO

NH_4^+

HCN

N_2O

BCl_3

SO_3

H_2O

Na_2O

N_2

Br_2

Actividad 4.10 Propiedades y Enlace

I. Para reforzar la relación existente entre el enlace en los compuestos y las propiedades que presentan realiza la siguiente actividad:

1. Elabora una tabla que muestre los tipos de enlace y su relación con las propiedades de los compuestos.

2. Relaciona los compuestos indicados con las propiedades señaladas:

- | | | |
|-------------------|-----|--|
| a) NaF | () | 1. Es el mejor conductor de la electricidad. |
| b) Ag | () | 2. Sustancia gaseosa que no conduce la corriente eléctrica. |
| c) N ₂ | () | 3. Es dúctil y maleable. |
| d) I ₂ | () | 4. Conduce la corriente eléctrica al estar disuelto o fundido. |
| e) Cu | () | 5. Sólido no conductor. |

3. Consulta algunas propiedades de cada uno de los compuestos siguientes y menciona la relación entre el tipo de enlace en el compuesto con esas propiedades.

a) Br₂

b) NaF

c) CO₂

d) Al

e) Na

4. Selecciona de las siguientes las que corresponden a un sólido iónico y a uno covalente. Explica la relación entre el enlace en el compuesto y las propiedades que presenta.

a) Temperatura de fusión baja.

b) No conduce la corriente eléctrica al disolverse.

c) Se disuelve en agua y forma una solución que tiene iones.

d) Se disuelve y forma una solución que contiene moléculas.

e) Conduce la corriente si está fundido.

f) Temperatura de fusión alta.

Actividad 4.11 Atracciones Intermoleculares

I. Para reforzar la discusión sobre "Atracciones Intermoleculares" realiza la siguiente actividad respondiendo claramente a las preguntas.

1. ¿Qué es un enlace intermolecular?

2. Nombre con que se conoce este tipo de enlace.

3. Menciona dos tipos de atracción intermolecular y descríbelos.

4. Selecciona de cada par el compuesto que tiene el enlace de hidrógeno más fuerte. Fundamenta tu respuesta.

a) H₂O y H₂S

c) HBr y HCl

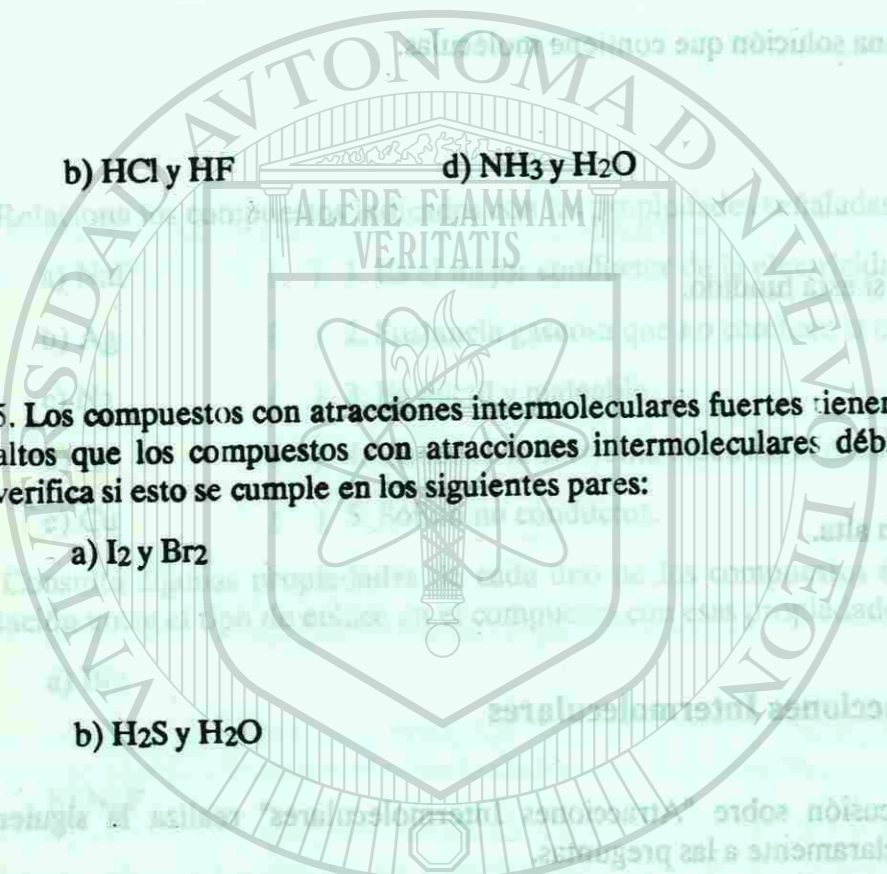
b) HCl y HF

d) NH₃ y H₂O

5. Los compuestos con atracciones intermoleculares fuertes tienen puntos de ebullición más altos que los compuestos con atracciones intermoleculares débiles. Menciona la razón y verifica si esto se cumple en los siguientes pares:

a) I₂ y Br₂

b) H₂S y H₂O



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO		Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
V	Dosificación de Temas			
	GUÍA DE UNIDAD			
	1. Nomenclatura Sistemática y Trivial Símbolos Números de Oxidación Iones Monoatómicos y Poliátómicos Reglas para nombrar iones Fórmulas Químicas	Dem 5.1: Formación de Iones Act 5.1 Act 5.2 Act 5.3 Act 5.4 Dem 5.2: Fórmulas Químicas	4.1 ; Pag. 61-62 4.3 ; Pag. 64 4.3 ; Pag. 64 4.2, 4.3 ; Pag. 62	
	2. Clasificación de Compuestos De acuerdo al número de elementos: Binarios Ternarios Poliatómicos Según sus propiedades: Ácidos Bases Sales Óxidos		Act 5.5 LE 5.1: Materiales Peligrosos en el Hogar LE 5.2: Polvo de hornear Act 5.6	4.4 ; Pag. 67-70 Guía: Pag. 135 Guía: Pag. 136
	2 Días - 4 Hrs.			
	1 Día - 2 Hrs.			

FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO

GUIA DE UNIDAD

Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
<p>V</p> <p>2 Días - 4 Hrs.</p>	<p>3. REGLAS DE NOMENCLATURA PARA COMPUESTOS Acidos: Hidrácidos y Oxiácidos Bases Sales: Haluros, Oxisales, Acidas, Básicas e Hidratadas Oxidos: Básicos y Acidos; Peróxidos</p> <p>4. SUSTANCIAS INORGANICAS DE USO COMUN Uso Doméstico Uso Industrial</p>	<p>Act 5.7</p> <p>LE 5.3: Limpiadores y Blanqueadores</p> <p>LC 5.1: Diagrama de flujo</p> <p>Act 5.8:</p>	<p>4.4; Pag. 67-70 24.4, 24.5; Pag. 466-467 24.5; Pag. 466-467 24.8; Pag. 470-471 Guía: Pag. 137 16.10; Pag. 312-313 24.6; Pag. 468-469 Guía: Pag. 109</p>
<p>1 Día - 2 Hrs.</p>	<p>5. PRACTICAS DE LABORATORIO</p>	<p>Lab 5.1: Elementos Representativos vs Elementos de Transición</p>	<p>Guía: Pag.</p>

UNIDAD V

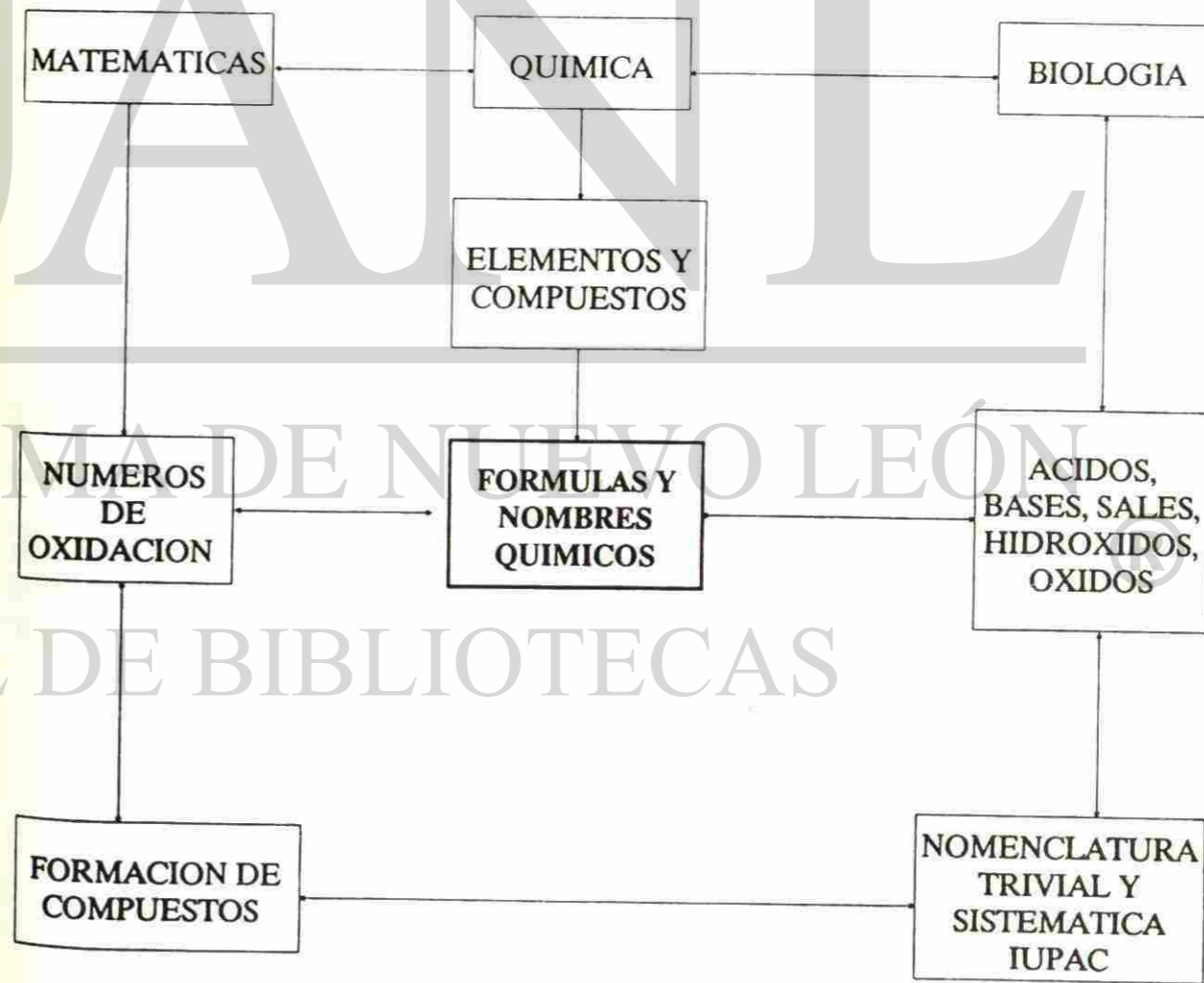
Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

OBJETIVO

Aplicar el Sistema Internacional de nomenclatura en iones y com- puestos.

Clasificar las sustancias de acuerdo a sus propiedades químicas y al número de elementos que las forman reconociendo las sustancias de uso común.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO

GUIA DE UNIDAD

Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
<p>V</p> <p>2 Días - 4 Hrs.</p>	<p>3. REGLAS DE NOMENCLATURA PARA COMPUESTOS Acidos: Hidrácidos y Oxiácidos Bases Sales: Haluros, Oxisales, Acidas, Básicas e Hidratadas Oxidos: Básicos y Acidos; Peróxidos</p> <p>4. SUSTANCIAS INORGANICAS DE USO COMUN Uso Doméstico Uso Industrial</p>	<p>Act 5.7</p> <p>LE 5.3: Limpiadores y Blanqueadores</p> <p>LC 5.1: Diagrama de flujo</p> <p>Act 5.8:</p>	<p>4.4; Pag. 67-70 24.4, 24.5; Pag. 466-467 24.5; Pag. 466-467 24.8; Pag. 470-471 Guía: Pag. 137 16.10; Pag. 312-313 24.6; Pag. 468-469 Guía: Pag. 109</p>
<p>1 Día - 2 Hrs.</p>	<p>5. PRACTICAS DE LABORATORIO</p>	<p>Lab 5.1: Elementos Representativos vs Elementos de Transición</p>	<p>Guía: Pag.</p>

UNIDAD V

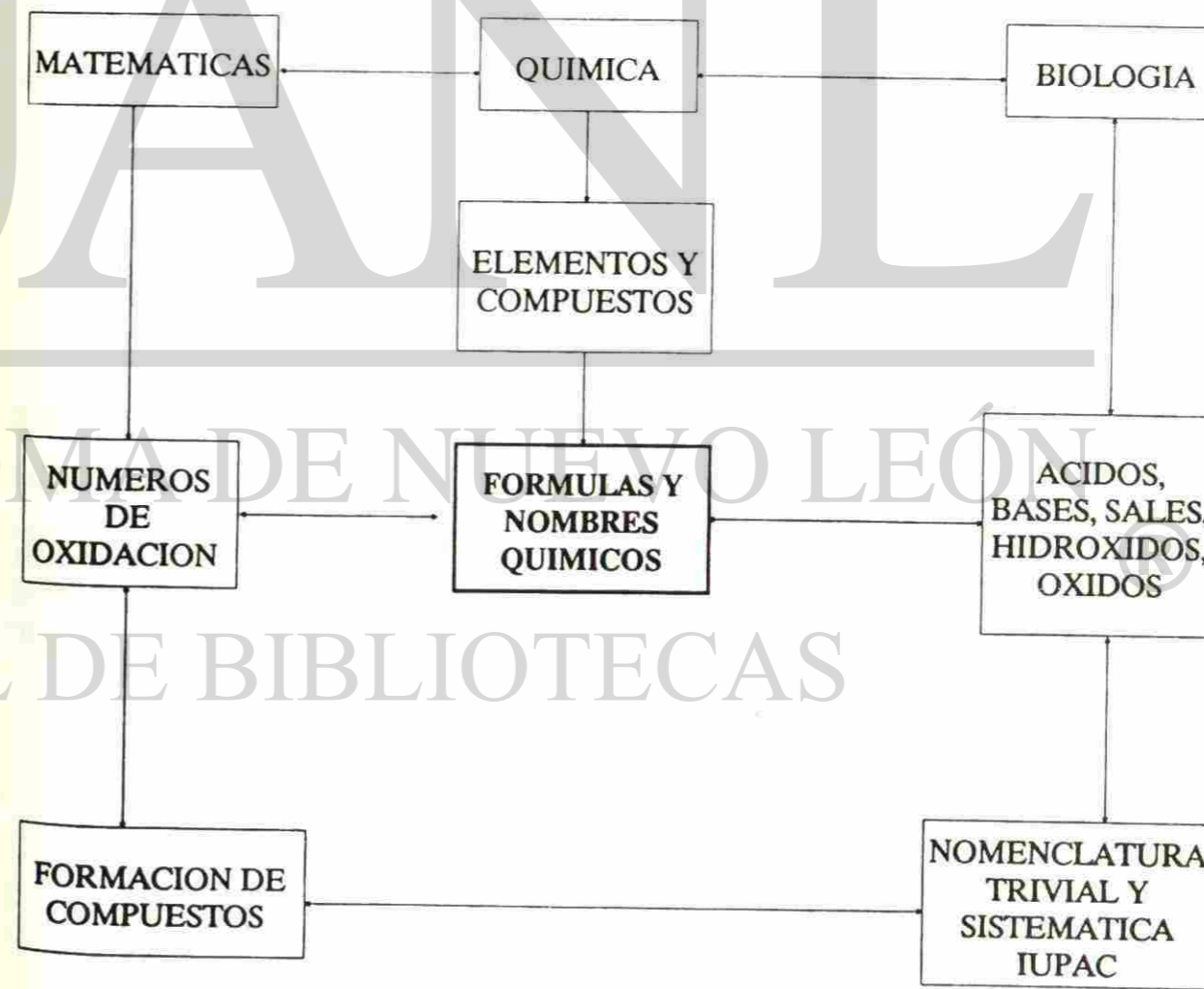
Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

OBJETIVO

Aplicar el Sistema Internacional de nomenclatura en iones y com- puestos.

Clasificar las sustancias de acuerdo a sus propiedades químicas y al número de elementos que las forman reconociendo las sustancias de uso común.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



Actividad 5.2 Iones Poliatómicos

I. Después de conocer y estudiar el tema sobre "Iones Poliatómicos y de Transición" intenta responder los siguientes ejercicios sin consultar el libro.

1. En la lista siguiente se representan las fórmulas de algunos iones poliatómicos comunes sin su carga iónica. Asigna la carga iónica y el nombre a cada uno de ellos.

FORMULA	CARGA IONICA	NOMBRE
NH ₄		
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		

2. Consulta la posición que ocupan los siguientes elementos representativos y de transición en la Tabla periódica y asigna el número (s) de oxidación más común (es) que presentan y escribe el ión que forman al combinarse.

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

3. Tu maestro te pedirá, si el tiempo lo permite, utilizar juegos de lotería, crucigramas o pares para reforzar el aprendizaje de los iones poliatómicos.

Actividad 5.3. Nomenclatura de Iones

I. Utiliza la tabla periódica para predecir el ion que se forma y utiliza las reglas de nomenclatura para cationes y aniones proporcionadas por tu maestro y revisadas con ejemplos en la clase para contestar el siguiente cuestionario.

1. Define los siguientes conceptos:

Catión

Anión

2. Escribe 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	ION	NOMBRE DEL ION
Calcio		
Fluor		
Oxígeno		
Litio		
Yodo		
Hidrógeno		
Nitrógeno		
Aluminio		
Potasio		
Estroncio		
Azufre		
Cloro		
Magnesio		

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

Elemento	Ion	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Clásica
Zinc			
Cromo			
Manganeso			
Níquel			
Cobalto			
Cobre			
Plata			
Cadmio			

Elemento	Ion	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Clásica
Hierro			
Titanio			
Arsénico			
Estaño			
Plomo			
Mercurio			

4. Investiga diez elementos del problema 3 y completa la tabla siguiente:

Elemento	Descubridor	Usos Principales

Actividad 5.4. Fórmulas Químicas

I. Tu maestro te enseñó como escribir fórmulas químicas conociendo la carga de iones o los números de oxidación de los elementos. Practica estos conceptos 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 5.5. Clasificación de Compuestos

I. 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		

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

Actividad 5.6 Nomenclatura de Compuestos de Acuerdo a su Tipo
(a) Sales

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

- | | |
|---------------------------------------|---|
| 1.- NaCl | 6.- Fe ₂ (SO ₄) ₃ |
| 2.- BaF ₂ | 7.- KCN |
| 3.- Al I ₃ | 8.- Ca ₃ (PO ₄) ₂ |
| 4.- Cu(NO ₃) ₂ | 9.- Ag ₂ CO ₃ |
| 5.- Pb CrO ₄ | 10.- SnSO ₃ |

Actividad 5.6 (b) Oxidos

I. Nombra los siguientes compuestos utilizando la nomenclatura Stock y la nomenclatura Clásica y determina si son óxidos ácidos o básicos.

- | | |
|------------------------------------|-------------------------------------|
| 1.- NO ₂ | 6.- N ₂ O ₅ |
| 2.- K ₂ O | 7.- CaO |
| 3.- Cu ₂ O | 8.- Fe ₂ O ₃ |
| 4.- SO ₃ | 9.- CO ₂ |
| 5.- As ₂ O ₃ | 10.- Cl ₂ O ₇ |

II. Escribe las fórmulas de los siguientes óxidos y especificar si son metálicos o no-metálicos.

- 1.- Oxido de zinc
- 2.- Oxido de bismuto (III)
- 3.- Oxido de Manganeso (III)
- 4.- Oxido estánico
- 5.- Pentóxido de yodo

- 6.- Oxido de litio
- 7.- Pentóxido de difósforo
- 8.- Oxido de arsénico (V)
- 9.- Oxido de dinitrógeno
- 10.- Oxido de hierro (II)

Actividad 5.6 (c) Hidróxidos

I. Nombra cada hidróxido de acuerdo a la Nomenclatura Stock y a la Nomenclatura Clásica.

- 1.- Ca(OH)₂
- 2.- Mn(OH)₃
- 3.- Co(OH)₂
- 4.- Sn(OH)₄
- 5.- Al(OH)₃

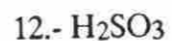
II. Representa mediante fórmulas los siguientes hidróxidos.

- 1.- Hidróxido de cobre (II)
- 2.- Hidróxido estanoso
- 3.- Hidróxido de berilio
- 4.- Hidróxido de cobalto (III)
- 5.- Hidróxido de hierro (II)

Actividad 5.6 (d) Acidos

I. Nombra los siguientes ácidos utilizando la Nomenclatura IUPAC.

- | | |
|------------------------------------|------------------------------------|
| 1.- HCl | 5.- HClO ₂ |
| 2.- HClO ₄ | 6.- HF |
| 3.- H ₃ PO ₄ | 7.- HClO |
| 4.- HNO ₃ | 8.- H ₂ SO ₄ |



II. Escribe la fórmula correcta de los ácidos siguientes:

1.- Acido bromhídrico

2.- Acido telurhídrico

3.- Acido fosforoso

4.- Acido nitroso

5.- Acido perclórico

6.- Acido carbónico

7.- Acido crómico

8.- Acido clórico

9.- Acido sulfúrico

10.- Acido yodhídrico

11.- Acido cianhídrico

12.- Acido acético

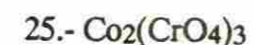
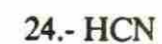
Actividad 5.6 (e) Sales Ácidas e Hidratadas

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



Actividad 5.7 Nomenclatura General de Compuestos

I. Utilizando el diagrama de flujo presentado en tu guía y las reglas de Nomenclatura Stock estudiadas, escribe el nombre de cada uno de los compuestos representados por las siguientes fórmulas:



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

() Sulfato de potasio

() Hidróxido de aluminio

() Óxido férrico

() Cianuro de litio

() Fosfato de amonio

() Acido carbónico

() Acetato de calcio

() Nitrato de plata

() Sulfato de cobre (II)

() Fluoruro de estaño (IV)

() Acido sulfúrico



- | | |
|-------------------------------|--|
| () Trióxido de azufre | 12. HCN |
| () Cloruro de bario | 13. H ₂ CO ₃ |
| () Carbonato ácido de sodio | 14. NaClO |
| () Bromuro de magnesio | 15. Ca(C ₂ H ₃ O ₂) ₂ |
| () Dióxido de carbono | 16. CaC ₂ O 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 ₂ SO ₄ |
| () Oxido de plomo (IV) | 24. PbO ₂ |
| () Pentóxido de difósforo | 25. SO ₃ |

Actividad 5.8 Compuestos de Uso Común

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

Elaboración de un Poster 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 el tipo de compuesto de que 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, cual es su función o para que se está utilizando.

VI

REACCIONES QUÍMICAS. CAMBIOS QUÍMICOS EN LA MATERIA

GUIA DE UNIDAD

Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
1 Día - 2 Hrs.	1. CAMBIOS QUÍMICOS Evidencias 2. ECUACION QUÍMICA Representación de una reacción Simbología Balanceo de Ecuaciones. Método de Tan-teo	Dem 6.1: Evidencias LC 6.1: Evidencias Cam-bios Químicos LE 6.1: Preparación de Pan Act 6.1:	Guía: Pag. 110 Guía: Pag. 139 6.1, 6.2 ; Pag. 97-100
1 Día - 2 Hrs.	3. TIPOS DE REACCIONES Clasificación General <i>Síntesis o Combinación</i> <i>Descomposición</i> <i>Desplazamiento Simple</i> <i>Desplazamiento Doble o Metátesis</i> Combustión Energéticas Exotérmicas Endotérmicas Por el sentido de la reacción Reversible Irreversible 4. VELOCIDAD DE REACCION Factores que la afectan	Dem 6.2: Tipos de Reac-ciones Act 6.2: LE 6.2: Grabaciones del Challenger Dem 6.3: Reacción Exo-térmica y Reacción Endo-térmica LE 6.3: Absorbiendo los rayos solares Act 6.3: Dem 6.4: Reacción Rever-sible e Irreversible Act 6.4:	6.3 ; Pag. 100-102 Guía: Pag. 140 6.5 ; Pag. 107 Guía: Pag. 141 23.1; Pag. 438 23.2, 23.3, 23.4, 23.5, 23.6 ; Pag. 439-445

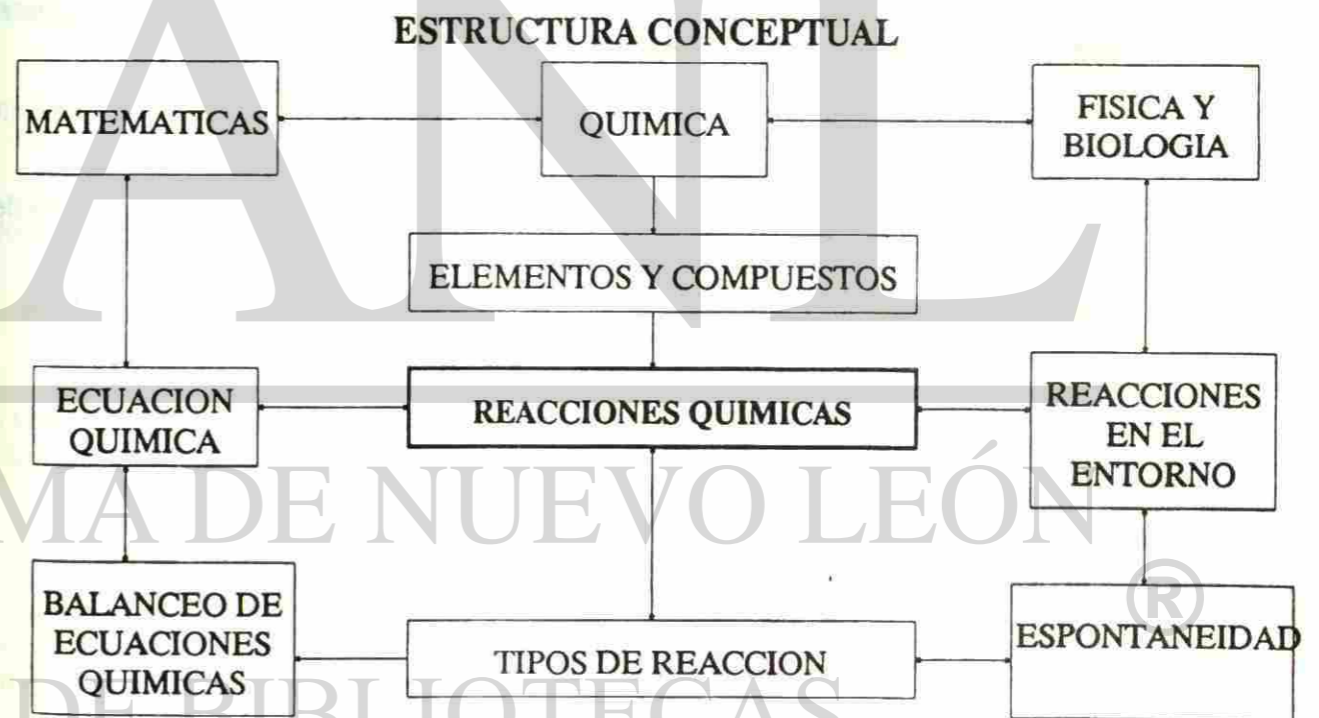
UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios químicos en la materia

OBJETIVO

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

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



VI REACCIONES QUÍMICAS. CAMBIOS QUÍMICOS EN LA MATERIA			
GUIA DE UNIDAD			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
1 Día - 2 Hrs.	5. PREDICCIÓN DE REACCIONES Reactividad de los elementos por su posición en la Tabla Periódica Actividad Química de los Elementos Serie de Actividad de Metales Serie de Actividad de Halógenos	Dem 6.5: Espontaneidad LC 6.2: Predicción de Reacciones Act 6.5:	11.1, 11.2, 11.4, 11.9 ; Pag. 197 Guía: Pag. 111
3 Día - 6 Hrs.	6. BALANCEO DE ECUACIONES Reacciones Redox <i>Oxidación, Reducción</i> <i>Agente Oxidante, Agente Reductor</i> Asignación de Números de Oxidación Identificación de Reacciones Redox Método de Tanteo Balanceo de Ecuaciones. Método del Número de Oxidación	Dem 6.6: Reacciones Redox Act 6.6: LE 6.4: Fotografía en blanco y negro LE 6.5: La Metalurgia de Extracción Act 6.7: Act 6.8: LC 6.3: Balanceo de Reacciones REDOX	26.1, 26.2, 26.3, 26.4, 26.5, 26.6, 26.7; Pag. 506-515 Guía: Pag. 142 26.13: Pag. 522-523 Guía: Pag. 112
1 Día - 2 Hrs.	7. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 6.1: Actividad química de metales Lab 6.2: Actividad de halógenos Lab 6.3: Factores que afectan la velocidad de reacción	Guía: Pag.

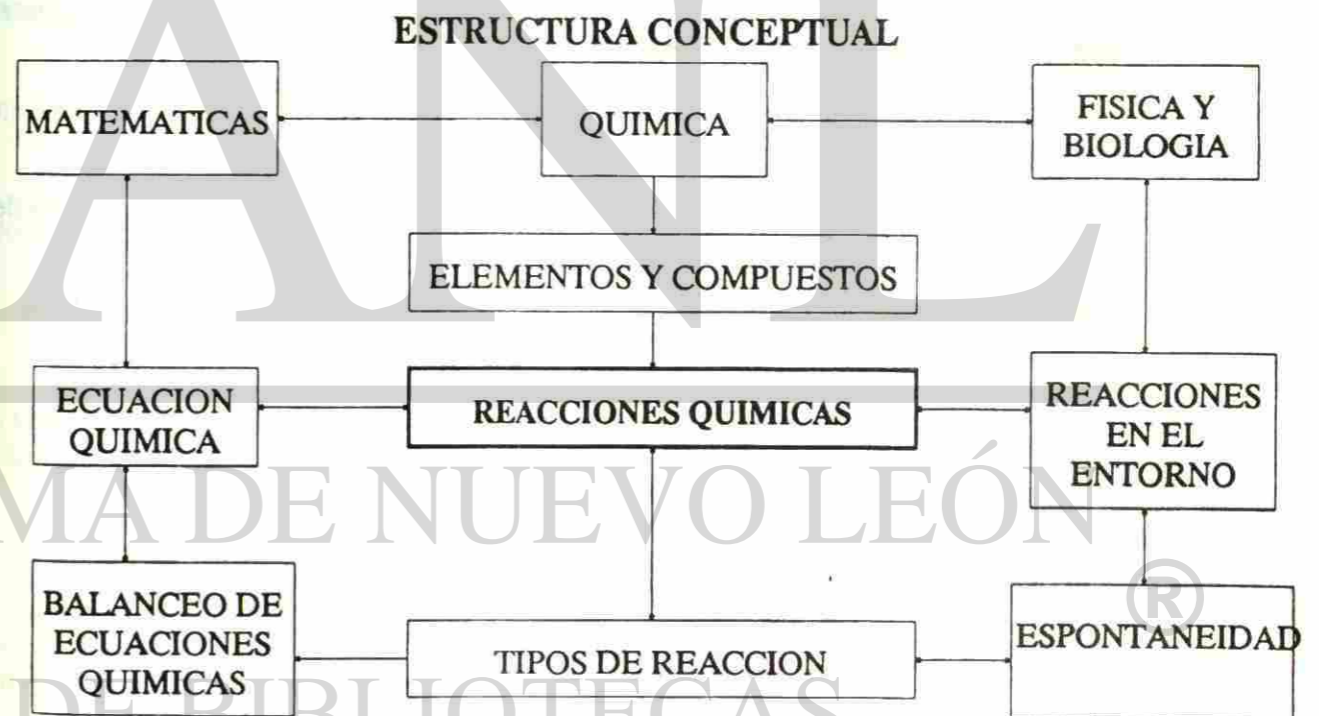
UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios químicos en la materia

OBJETIVO

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

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



VI REACCIONES QUÍMICAS. CAMBIOS QUÍMICOS EN LA MATERIA			
GUIA DE UNIDAD			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
1 Día - 2 Hrs.	5. PREDICCIÓN DE REACCIONES Reactividad de los elementos por su posición en la Tabla Periódica Actividad Química de los Elementos Serie de Actividad de Metales Serie de Actividad de Halógenos	Dem 6.5: Espontaneidad LC 6.2: Predicción de Reacciones Act 6.5:	11.1, 11.2, 11.4, 11.9 ; Pag. 197 Guía: Pag. 111
3 Día - 6 Hrs.	6. BALANCEO DE ECUACIONES Reacciones Redox <i>Oxidación, Reducción</i> <i>Agente Oxidante, Agente Reductor</i> Asignación de Números de Oxidación Identificación de Reacciones Redox Método de Tanteo Balanceo de Ecuaciones. Método del Número de Oxidación	Dem 6.6: Reacciones Redox Act 6.6: LE 6.4: Fotografía en blanco y negro LE 6.5: La Metalurgia de Extracción Act 6.7: Act 6.8: LC 6.3: Balanceo de Reacciones REDOX	26.1, 26.2, 26.3, 26.4, 26.5, 26.6, 26.7; Pag. 506-515 Guía: Pag. 142 26.13: Pag. 522-523 Guía: Pag. 112
1 Día - 2 Hrs.	7. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 6.1: Actividad química de metales Lab 6.2: Actividad de halógenos Lab 6.3: Factores que afectan la velocidad de reacción	Guía: Pag.

METAS DE UNIDAD

Al terminar las actividades de la unidad, el estudiante:

- 1.- Reconocerá un cambio químico a través de sus evidencias (T 6.1)
- 2.- Representará reacciones químicas mediante ecuaciones identificando sus participantes (T 6.2)
- 3.- Elaborará un esquema mostrando la clasificación de las reacciones, sus características y ejemplos (T 6.3)
- 4.- Predecirá los productos en reacciones sencillas dados los reactivos. (T 6.3) (T 6.5)
- 5.- Indicará el efecto que producen las variaciones de presión, temperatura, concentración y la presencia de catalizadores en una reacción química (T 6.4)
- 6.- Utilizará las propiedades de los elementos, series de actividad de metales y no-metales para predecir la espontaneidad de una reacción química (T. 6.5)
- 7.- Usará apropiadamente los términos: oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor en las reacciones químicas de transferencia de electrones (T. 6.6)
- 8.- Aplicará el método de tanteo y de cambio en el número de oxidación en el balanceo de ecuaciones (T. 6.6)
- 9.- Demostrará experimentalmente algunos tipos de reacciones utilizando sustancias de uso común. (T 6.3)
- 10.- Comprobará en el laboratorio la espontaneidad predicha teóricamente de algunas reacciones (T 6.5)

UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios Químicos en la Materia

Actividad 6.1 Ecuaciones Químicas

Al terminar la explicación del tema "Ecuaciones Químicas" refuerza tus conocimientos desarrollando la siguiente actividad.

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

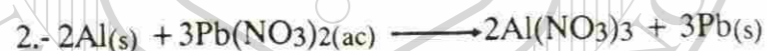
1. Litio metálico reacciona con agua para producir hidróxido de litio acuoso y gas hidrógeno.
2. Zinc metálico se añade a una solución acuosa de nitrato de plata y se forman plata metálica y nitrato de zinc acuoso.
3. Se mezclan soluciones acuosas de nitrato de plata y de cloruro de sodio y se producen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

7. Carbonato de plomo (II) sólido se combina con ácido nítrico acuoso produciendo nitrato de plomo (II) acuoso, agua y dióxido de carbono.

II. Completa las siguientes expresiones:

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

III. Convierte en palabras las siguientes ecuaciones químicas.



Actividad 6.2 Tipos de Reacción

I. Después de la presentación del tema "Clasificación General de Reacciones Químicas" se forman equipos de 4 personas para responder a las siguientes cuestiones:

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

II. Identificar el tipo de reacción al que pertenecen las reacciones planteadas en las Secciones I y III de la Actividad 6.1.

Pregunta 1

-
-
-
-
-
-
-
-

Pregunta 3

-
-
-
-

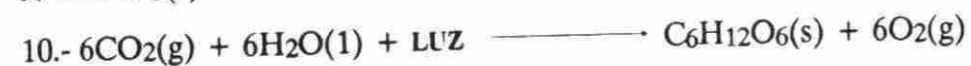
III. Utilizando modelos moleculares o gomitas de dulce y palillos comprueba la Ley de Conservación de la Materia construyendo las moléculas reaccionantes de algunas reacciones químicas y usando las mismas piezas representa las moléculas de los productos.

Actividad 6.3 Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas

I. Al terminar de explicar tu maestro el tema "Reacciones Energéticas" responde a lo siguiente:

- Clasifica las ecuaciones como exotérmicas o endotérmicas e identifica las que representen cambios químicos que se producen en el entorno.



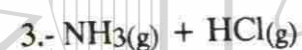


II. Discute brevemente lo siguiente:

¿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 predecir y nombrar los productos de las siguientes reacciones, así como establecer la posibilidad de que sean exotérmicas o endotérmicas.



IV. Establece ecuaciones balanceadas de las reacciones en las actividades 6.1 (I) y 6.3 (III).

Actividad 6.4 Velocidad de Reacción

I. Para probar tu comprensión acerca de como afectan la velocidad de una reacción química ciertos factores y los cambios que producen en los choques entre las partículas, desarrolla esta actividad.

Selecciona la respuesta correcta a las siguientes preguntas.

1. La energía de activación es:

- a) El calor desprendido en una reacción.
- b) Una barrera de energía entre reactivos y productos.
- c) La energía máxima que deben tener las moléculas que chocan para que ocurra la reacción.
- d) La energía liberada cuando los reactivos chocan.

2. ¿Cuál de los siguientes factores no afecta la velocidad de reacción?

- a) La energía liberada en la reacción.
- b) La temperatura.
- c) La concentración de los reactivos.
- d) La presencia de un catalizador.

3. La velocidad de una reacción generalmente:

- a) Disminuye con el aumento de la temperatura.
- b) Disminuye con la presencia de un catalizador.
- c) Incrementa con el aumento en la concentración de los reactivos.
- d) Disminuye al incrementar la concentración de los reactivos.

4. La razón principal de que un aumento en la temperatura incrementa la velocidad de reacción es que:

- a) Aumenta la frecuencia de choques entre las partículas.
- b) Aumenta la energía potencial de las partículas.
- c) Incrementa el número de partículas con la energía de activación requerida.
- d) Incrementa la fuerza de atracción entre partículas.

5. El proceso de aumentar la velocidad de reacción usando una sustancia que no cambia en la reacción se llama:

- a) catálisis
- b) equilibrio
- c) activación
- d) absorción

6. Una sustancia que previene la participación de algún reactivo en la reacción es llamada:

- a) catalizador
- b) complejo activado
- c) producto
- d) inhibidor

7. Si la velocidad de reacción se duplica por cada 10°C de aumento en la temperatura, ¿Cuánto más rápida será la reacción a 80°C que a 20°C ?

- a) 32
- b) 50
- c) 64
- d) 35

8. La presencia de catalizador en una reacción causa:

- a) Un incremento en la energía de activación
- b) La obtención de otros productos
- c) Un aumento en la velocidad de la reacción
- d) Que la velocidad de reacción no cambie

II. Responde claramente lo siguiente:

1. Define energía de activación y muestra una gráfica que la represente.

2. ¿Qué variables influyen en la velocidad de reacción?

3. Explica como las siguientes condiciones afectarán la velocidad de reacción.

a) Temperatura menor

b) Partículas más finas de reactivos

c) Sustancias reaccionantes con menor concentración

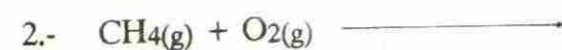
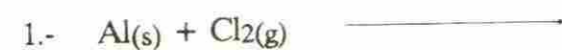
4. De acuerdo a la Teoría de Choques explica como se forman y rompen los enlaces.

5. Usando la Teoría de Choques explica como influyen en la velocidad de una reacción química la temperatura, la concentración, el tamaño de las partículas reaccionantes y la presencia de catalizadores.

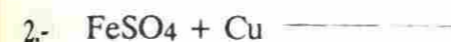
Actividad 6.5 Predicción de Reacciones

Conociendo los tipos de reacción y la reactividad de metales y halógenos contesta lo que se pide a continuación.

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



II. De acuerdo a las Series de Actividad de metales y halógenos determina la posibilidad de que se efectúan las reacciones siguientes. Menciona los productos obtenidos en las reacciones que se llevan a cabo y NR (no reacción) en las que no ocurren.



Actividad 6.6 Números de Oxidación

Conociendo las reglas para asignar números de oxidación a los elementos, practícalas en los siguientes ejercicios:

I. Escoge la respuesta que complete mejor cada enunciado.

1. La carga aparente de un átomo al asignar electrones de acuerdo a ciertas reglas se llama:

a) Potencial de ionización

b) Número de oxidación

c) Electronegatividad

d) Afinidad electrónica

2. El número de oxidación del azufre en el H_2S es:

a) 4+

b) 6+

c) 2+

d) 2-

3. El número de oxidación del oxígeno en O_2 es:

a) 2-

b) 0

c) 1-

d) 1+

4. Elemento que siempre toma carga 2+ cuando se combina.

a) Fe

b) N

c) Mg

d) Cr

5. El cloro en HClO_3 tiene número de oxidación:

a) 1-

b) 1+

c) 3+

d) 5+

6. El número de oxidación de los metales alcalinos es siempre:

a) 1+

b) 1-

c) 2+

d) 2-

7. Sustancia en la cual el número de oxidación del oxígeno es diferente al de las otras sustancias.

a) OH^-

b) H_2O

c) H_2O_2

d) O^{2-}

8. Compuesto en el cual el número de oxidación del hidrógeno es negativo.

- a) NaH b) H₂ c) H₂O d) CH₄

9. El número de oxidación del cloro en Cl₂O₇ es el mismo que en:

- a) Cl₂ b) HClO₃ c) KClO₄ d) NaCl

10. En que par de compuestos difieren los números de oxidación del nitrógeno y del cloro.

- a) N₂O₃ y Ba(ClO₃)₂ b) N₂O₅ y KClO₃ c) N₂O y HClO d) NO₂ y KClO₄

11. Los números de oxidación del cromo en CrO₄²⁻ y Cr₂O₇²⁻ son respectivamente:

- a) 6+, 6+ b) 4+, 6+ c) 6+, 4+ d) 4+, 4+

II. Determina los números de oxidación de los elementos en cada compuesto.

- Al(NO₃)₃
- CaF₂
- Rb₃PO₄
- (NH₄)₂CO₃
- H₂O₂
- BeH₂

Actividad 6.7 Reacciones Redox

Para probar tu comprensión de los conceptos estudiados en el tema de Reacciones Redox responde lo siguiente:

I. Escribe la letra que complete la frase o que conteste la pregunta.

1. Una reacción química que involucra una transferencia de electrones entre los reactivos y productos es de

- a) desplazamiento doble b) oxidación - reducción c) neutralización d) hidrólisis

2. Oxidación es una:

- a) ganancia de electrones b) ganancia de hidrógeno
c) pérdida de electrones d) pérdida de oxígeno

3. Reducción es:

- a) ganancia de electrones b) pérdida de hidrógeno c) pérdida de oxígeno d) tanto a como b

4. Si en una reacción el cobre se oxida, su número de electrones:

- a) aumenta b) disminuye c) no cambia d) varía al azar

5. ¿Qué le pasa al azufre en la siguiente reacción?



- a) se oxida b) se neutraliza c) se reduce d) nada

6. Identifica el agente reductor en la reacción:



- a) NaOH b) H₂ c) Na d) H₂O

7. Identifica el agente oxidante en la reacción:



- a) CO₂ b) O₂ c) H₂O d) CH₄

8. La media reacción Zn²⁺ → Zn representa:

- a) reducción b) oxidación c) hidrólisis d) neutralización

9. La media reacción Sn²⁺ → Sn⁴⁺ representa:

- a) reducción b) hidrólisis c) oxidación d) neutralización

10. Determina que ocurre en esta reacción:



- a) El azufre se reduce a SCl₂ b) El cloro se reduce a SCl₂
c) El cloro se oxida a SCl₂ d) El azufre es el agente oxidante

II. Considera la siguiente ecuación química sin balancear para contestar las preguntas de esta sección.



1. ¿Cuántos electrones gana cada átomo de Mn?

- a) 0 b) 3 c) 7 d) 5

2. ¿Cuál es el agente reductor?

- a) KMnO₄ b) MnCl₂ c) HCl d) Cl₂

3. ¿Cuál es el agente oxidante?

- a) Cl₂ b) KCl c) KMnO₄ d) HCl

4. En el cambio de HCl a Cl₂ el cloro se:

- a) reduce b) oxida c) neutraliza d) no cambia

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

- $\text{KNO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{KNO}_2(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
- $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + \text{S}$

REACCIÓN	SUSTANCIA	SUSTANCIA	AGENTE	AGENTE
	OXIDADA	REDUCIDA	OXIDANTE	REDUCTOR
1				
2				
3				

Actividad 6.8 Balanceo de Ecuaciones

Ejercita las reglas de balanceo mediante los métodos de tanteo y de cambio en el número de oxidación en los siguientes problemas. En esta sección el objetivo es distinguir las reacciones redox por lo que no se establece el estado de cada sustancia en la reacción ni la energía involucrada.

I. Responde el siguiente cuestionario:

1. Define oxidación y reducción en términos de pérdida o ganancia de electrones.

2. Menciona las características de una reacción redox.

3. Identifica los agentes oxidante y reductor en las siguientes ecuaciones:

- $2\text{Na} + \text{F}_2 \longrightarrow 2\text{NaF}$
- $2\text{HNO}_3 + 6\text{HBr} \longrightarrow 2\text{NO} + 3\text{Br}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} \longrightarrow 2\text{HCl} + \text{Br}_2$

4. Define oxidación y reducción en términos de cambio en el número de oxidación.

5. Identifica los átomos que se oxidan y se reducen en la siguiente ecuación química:



6. Utilizando las reglas del método del cambio en el número de oxidación balancea las siguientes ecuaciones químicas:

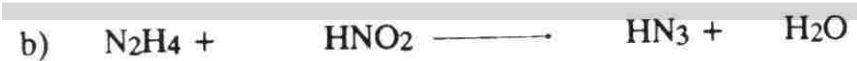




7. Identifica los agentes oxidante y reductor en cada una de las ecuaciones del Problema 6.

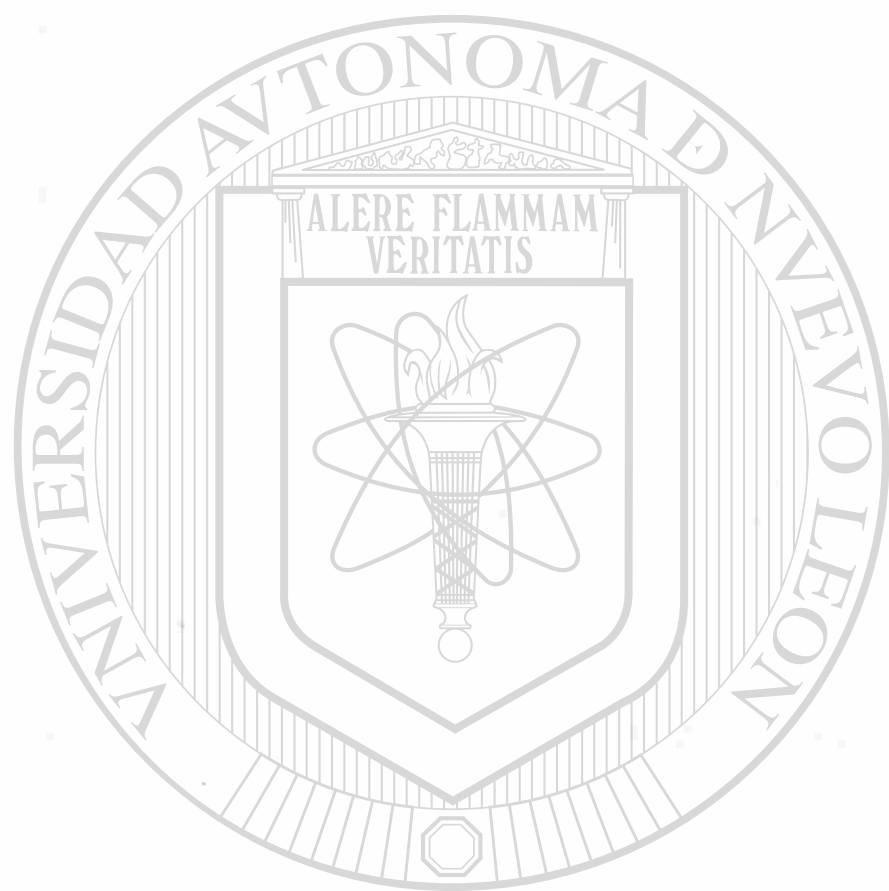
REACCION	AGENTE OXIDANTE	AGENTE REDUCTOR
a		
b		
c		
d		

8. Balancea las siguientes ecuaciones redox por el método del cambio en el número de oxidación:



LECTURAS

COMPLEMENTARIAS



UNIDAD I

Conceptos básicos. Herramientas para comprender la Química

LC 1.1 Química y otras ciencias

Además de ser una ciencia por derecho propio, la química sirve a otras ciencias y a la industria. Los principios químicos contribuyen al estudio de la física, biología, agricultura, ingeniería, medicina, investigación espacial, oceanografía y muchas otras ciencias. La química y la física son ciencias que se superponen, porque ambas se basan en las propiedades y el comportamiento de la materia. Los procesos biológicos son de naturaleza química. El metabolismo del alimento para dar energía a los organismos vivos es un proceso químico. El conocimiento de la estructura molecular de proteínas, hormonas, enzimas y ácidos nucleicos ayuda a los biólogos en sus investigaciones sobre la composición, desarrollo y reproducción de las células vivientes.

La química desempeña un papel importante en el combate de la creciente carestía de alimentos en el mundo. La producción agrícola ha aumentado con el uso de fertilizantes químicos, pesticidas y variedades mejoradas de semilla. Los refrigerantes hacen posible la industria de alimentos congelados, que preserva grandes cantidades de productos alimenticios que de otro modo se echarían a perder. La química también produce nutrientes sintéticos, pero queda mucho por hacer a medida que la población mundial aumenta en relación con el campo disponible para el cultivo. Las necesidades en aumento de energía han traído consigo problemas ambientales difíciles en forma de contaminación de aire y agua. Los químicos y demás científicos trabajan diligentemente para aliviar esos problemas.

Los avances en la medicina y la quimioterapia, a través del desarrollo de drogas nuevas, han contribuido a la prolongación de la vida y al alivio del sufrimiento humano. Más de 90% de los medicamentos que se usan hoy en Estados Unidos se han desarrollado comercialmente durante los últimos 50 años. Las industrias de plásticos y polímeros, desconocidas hace 60 años, han revolucionado las industrias del empaque y los textiles, y producen materiales de construcción durables y útiles. Energía derivada de los procesos químicos se emplea para calefacción, alumbrado y transporte. Virtualmente toda industria depende de productos químicos -por ejemplo, las industrias del petróleo, acero, farmacéutica, electrónica, del transporte, de cosméticos, espacial, del vestido, de la aviación y de la televisión. (Se podría prolongar esta lista).

Hein M., Química, Grupo Editorial Iberoamericana pág. 7, 1992.

LC 1.2 El Método Científico

La química, como ciencia del conocimiento, se ocupa de nociones y conceptos relacionados con el comportamiento de la materia. Aunque esos conceptos son abstractos, su aplicación tiene un impacto concreto sobre la cultura humana. Tal impacto se debe a la tecnología moderna, que puede decirse comenzó hace 200 años y que desde entonces ha crecido a ritmo acelerado.

Una diferencia importante entre la ciencia y la tecnología es que la ciencia representa un cuerpo abstracto de conocimientos, y la tecnología constituye la aplicación física de esos conocimientos en el mundo en que vivimos.

¿Por qué han florecido la ciencia de la química y su tecnología relacionada en los últimos dos siglos? ¿Es porque nos hacemos más inteligentes? No, no hay absolutamente razón alguna para creer que el nivel de la inteligencia humana sea hoy mayor que el que se tenía en la Edad Media. Al empleo del método científico se le acredita generalmente como el factor único más importante en el sorprendente desarrollo de la química y la tecnología. Aunque se carece de un acuerdo completo acerca del significado exacto de "emplear el método científico", la forma general es la siguiente:

1. Reunir hechos o datos relevantes para el problema o asunto que se esté tratando, lo cual generalmente se lleva a cabo mediante experimentación planeada.
2. Analizar los datos para encontrar tendencias (regularidades) que pertenezcan al problema. Formular una hipótesis que explique los datos que se han acumulado y que pueda probarse mediante experimentación posterior.
3. Planear y llevar a cabo experimentos adicionales para probar la hipótesis. Estos experimentos se extienden más allá del alcance que se cubre en el paso 1.
4. Modificar la hipótesis si es necesario para que sea compatible con todos los datos experimentales pertinentes.

A veces surgen confusiones respecto a los significados exactos de las palabras hipótesis, teoría y ley. Una hipótesis es una explicación tentativa de ciertos hechos que da una base para experimentación ulterior. Una hipótesis firme, o bien establecida, se llama a veces teoría. Así, una teoría es una explicación de los principios generales de ciertos fenómenos con hechos abundantes que la soportan o sustentan. Las hipótesis y las teorías explican los fenómenos naturales, mientras que las leyes científicas son afirmaciones sencillas de fenómenos naturales a las que no se les conoce excepción alguna bajo las condiciones dadas.

Aunque los cuatro pasos listados en el párrafo anterior son una descripción general del procedimiento que se sigue en mucho del trabajo científico, no son una receta para hacer química o cualquier otra ciencia. Pero la química es una ciencia experimental, y gran parte

de su progreso se debe a la aplicación del método científico a través de investigación sistemática. A veces se realiza un gran descubrimiento por accidente, pero la mayoría de los logros científicos se alcanzan con experimentos bien planeados.

Muchas son las teorías y leyes que se estudian en la química. Facilitan su estudio o el de cualquier ciencia, porque resumen los aspectos particulares de la ciencia. El estudiante notará que algunas de las teorías enunciadas por los grandes científicos del pasado se han alterado y modificado apreciablemente desde entonces. Esos cambios no quieren decir que los descubrimientos del pasado hayan sido menos significativos que los actuales. La modificación de las teorías existentes a la vista de nueva evidencia experimental es esencial para el crecimiento y evolución del conocimiento científico.

Hein M., Química, Grupo Editorial Iberoamericana, pág. 8, 1992

L.C 1.3 Principales Fuentes Energéticas en México

Aquí en México, las principales fuentes energéticas son: el petróleo, que proporciona hidrocarburos; la energía eléctrica, suministrada a través de enormes complejos hidroeléctricos y en un futuro se aprovechará la energía solar y la nuclear, así como la biomasa.

México cuenta con días soleados la mayor parte del año, actualmente se han desarrollado varios prototipos de equipos que utilizan esta energía, por lo que en un futuro cercano se podrá aprovechar más y mejor.

Tenemos yacimientos importantes de minerales de uranio, con cuya energía atómica o nuclear sería posible suministrar calor y electricidad. Actualmente se hacen planes y se estudian proyectos para desarrollar esta aplicación en nuestro país.

Por biomasa debemos entender que se trata de toda materia orgánica que existe en la naturaleza (árboles, arbustos, algas marinas, desechos agrícolas, animales, estiércol, etc.) que sean susceptibles de transformarse en energía por medio de una fermentación anaerobia o en ausencia de aire y en un recipiente cerrado llamado digestor. Con la biomasa pueden generarse combustibles sólidos, gaseosos y líquidos para producir vapor, electricidad y gases. Actualmente se desarrollan en México varios prototipos aplicando estos principios.

El uso de la energía debe ser debidamente canalizado y aprovechado, porque muchos materiales que ahora nos proporcionan energía, no son renovables, es decir, no se pueden producir de una manera artificial.

Con el consumo excesivo y el paso del tiempo, estos materiales se agotarán y si no se buscan y aplican otras fuentes alternas de energía, la humanidad podría verse paralizada y se retrocedería a tiempos muy antiguos, cuando no había productos elaborados, combustibles, etcétera.

Ocampo G. A. y otros, Fundamentos de química I. Publicaciones Culturales, pág. 12, 1993.

UNIDAD II

Estructura Atómica. Atomo: Ladrillo del mundo

LC 2.1 Efectos Biológicos de la Radiación

La radiación que tiene la suficiente energía para dislocar los electrones enlazados y crear iones al pasar a través de la materia se llama radiación ionizante. Los rayos alfa, beta y gamma, al igual que los rayos X, quedan en esta clasificación. La radiación ionizante puede destruir o dañar las células vivas. Este daño es especialmente devastador cuando se presenta en los núcleos de las células y afecta a las moléculas implicadas en la reproducción celular. Los efectos generales de la radiación sobre los organismos vivos caen en las siguientes categorías: (1) agudos, o a corto plazo; (2) a largo plazo, y (3) genéticos.

Daños agudos por radiación.

Los altos niveles de radiación, especialmente de rayos gamma o rayos X, producen náusea, vómito y diarrea. El efecto se ha comparado a una quemadura por exposición del cuerpo al Sol. Si la dosis es lo suficientemente alta, sobrevendrá la muerte en cuestión de días. Los efectos letales de la radiación parecen estar centrados en los núcleos de las células, y las células más susceptibles a los daños son las que se dividen rápidamente. Es por esta razón que con frecuencia se tratan los cánceres con radiación gamma de una fuente de ^{60}Co . Las células cancerosas se multiplican rápidamente y son destruidas con un nivel de radiación que no daña seriamente las células normales.

Daños a largo plazo por radiación.

La exposición prolongada a cualquier forma de radiación ionizante puede debilitar el organismo y conducir a la aparición de tumores malignos, aún después de haber pasado mucho tiempo. La mayor exposición a fuentes artificiales de radiación es por los rayos X. Los hechos sugieren que varios de los primeros hombres que trabajaron sobre la radiactividad y la tecnología de rayos X pueden haber acortado sus vidas por daños a largo plazo por radiación.

Varias mujeres que habían sido empleadas en los primeros años de la década de 1920 para pintar números luminosos (radiactivos) en carátulas de relojes, murieron algunos años después debido a los efectos de la radiación. Estas mujeres habían ingerido radio al usar sus labios para afilar los pinceles que usaban en su trabajo. El radio se retuvo en sus organismos, como emisor alfa con una semivida de unos 1620 años, continuó infligiendo daños por radiación.

Los isótopos del estroncio 90 se encuentran en la lluvia radiactiva que se produce al probar armas nucleares en la atmósfera. El estroncio está en el mismo grupo de la tabla periódica que el calcio, y su comportamiento químico es semejante al del calcio. Por lo tanto, cuando se ingieren alimentos contaminados con Sr 90, los iones de éste se depositan en el tejido óseo al igual que los iones ordinarios de calcio. Estroncio 90 es emisor beta con semivida de 28 años. Los glóbulos de la sangre que se produce en la médula ósea quedan afectados por la radiación del Sr 90. Por lo tanto, hay preocupación acerca de la acumulación de Sr 90 en el ambiente, que puede causar un aumento en la incidencia de leucemia y cánceres óseos. Afortunadamente, Estados Unidos y la Unión Soviética han acordado detener las pruebas atmosféricas de las armas nucleares, ya desde hace varios años. Sin embargo, algunos países siguen haciendo este tipo de ensayos.

Efectos Genéticos.

Toda la información necesaria para crear un individuo de una especie determinada, sea una célula bacteriana o un ser humano, está contenida en el núcleo de una célula. Esta información genética se haya codificada en la estructura de las moléculas de ADN (ácido desoxirribonucleico), las cuales constituyen los genes. Las moléculas de ADN forman duplicados exactos de sí mismas al dividirse la célula, pasando así la información genética de una generación a la siguiente. La radiación puede dañar a las moléculas de ADN. Si el daño no es lo suficientemente severo para evitar que se pueda reproducir el individuo, el resultado puede ser una mutación (una variación heredable al descendiente). La mayor parte de las características inducidas por mutación son indeseables. Desafortunadamente, si el portador de los genes alterados sobrevive y se reproduce, estas características pasan a las generaciones posteriores. En otras palabras, los efectos genéticos de la mayor exposición a la radiación se encontrarán en futuras generaciones, y no en la presente.

Como las emanaciones radiactivas son peligrosas para la salud y los tejidos vivientes, se deben tomar precauciones especiales en el diseño de laboratorios y reactores nucleares, al disponer de materiales de desecho y vigilar la exposición a la radiación del personal que trabaja en este campo. Por ejemplo, el que trabaja en zonas de peligro de radiación usa dosímetros de bolsillo para tener una indicación exacta de los efectos acumulativos de la exposición a la radiación.

Aplicación de la Química Nuclear.

Hasta la fecha, los mayores usos de los materiales radiactivos han sido para la fabricación de armas y la generación de electricidad en las plantas nucleares. Además de esos usos principales, los radionúclidos tienen innumerables aplicaciones. Se usan mucho en investigación química, física, biológica y médica. Los radionúclidos tienen hoy amplia variedad de aplicaciones tecnológicas casi de rutina en medicina y en diversas ramas de la industria, incluyendo la industria química, del petróleo y metalúrgica.

Radioterapia y Quimioterapia.

Durante muchos años se ha empleado al radio en el tratamiento del cáncer. Hoy se usan extensivamente el Co 60 y el Cs 137 en la radioterapia. La eficacia de esta terapia depende del hecho de que las células malignas, que crecen o se dividen rápidamente, son más susceptibles a los daños por radiación que las células normales. El cobalto 60 emite tanto partículas beta como rayos gamma. Se enfoca la radiación hacia la zona donde se localiza el tumor, pero es muy difícil limitar la exposición sólo a las células malignas. Muchos pacientes sufren malestares ocasionados por la radiación después de este tipo de tratamiento.

Hein M., Química. Grupo Editorial Iberoamérica, pag. 548, 1992.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD III

Tabla Periódica. Organización sistemática de los elementos

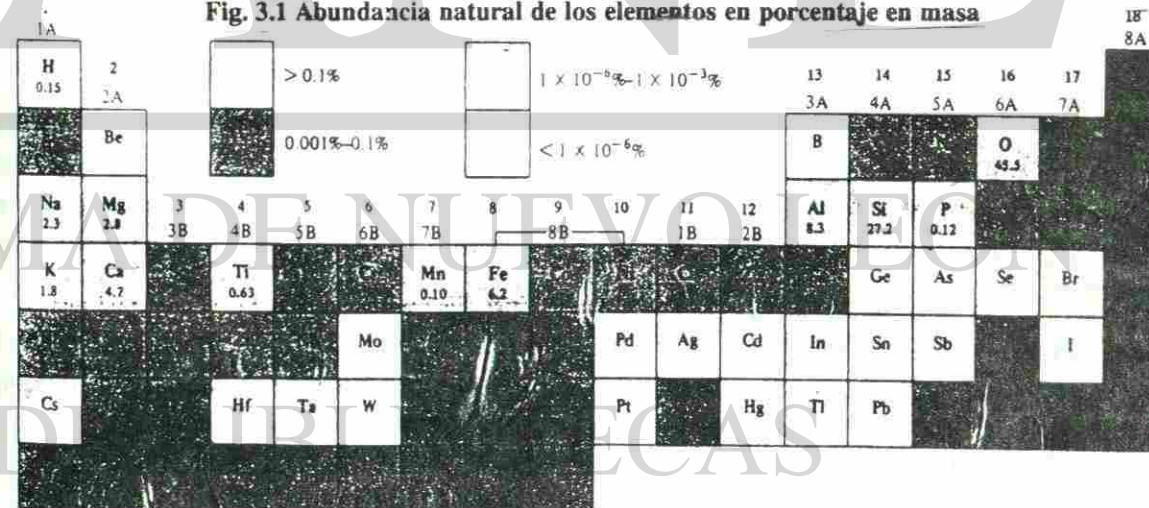
LC 3.1 Distribución de los elementos en la corteza terrestre y en sistemas vivos

En este capítulo se analizaron las propiedades físicas y químicas de los elementos, la mayoría de los cuales se encuentran en la naturaleza. ¿Cómo están distribuidos estos elementos 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 compuestos.

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



Pr	Sm	Eu	Gd	Tb	Ho	Er	Tm	Yb
Th	Pa	U						

Radioterapia y Quimioterapia.

Durante muchos años se ha empleado al radio en el tratamiento del cáncer. Hoy se usan extensivamente el Co 60 y el Cs 137 en la radioterapia. La eficacia de esta terapia depende del hecho de que las células malignas, que crecen o se dividen rápidamente, son más susceptibles a los daños por radiación que las células normales. El cobalto 60 emite tanto partículas beta como rayos gamma. Se enfoca la radiación hacia la zona donde se localiza el tumor, pero es muy difícil limitar la exposición sólo a las células malignas. Muchos pacientes sufren malestares ocasionados por la radiación después de este tipo de tratamiento.

Hein M., Química. Grupo Editorial Iberoamérica, pag. 548, 1992.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD III

Tabla Periódica. Organización sistemática de los elementos

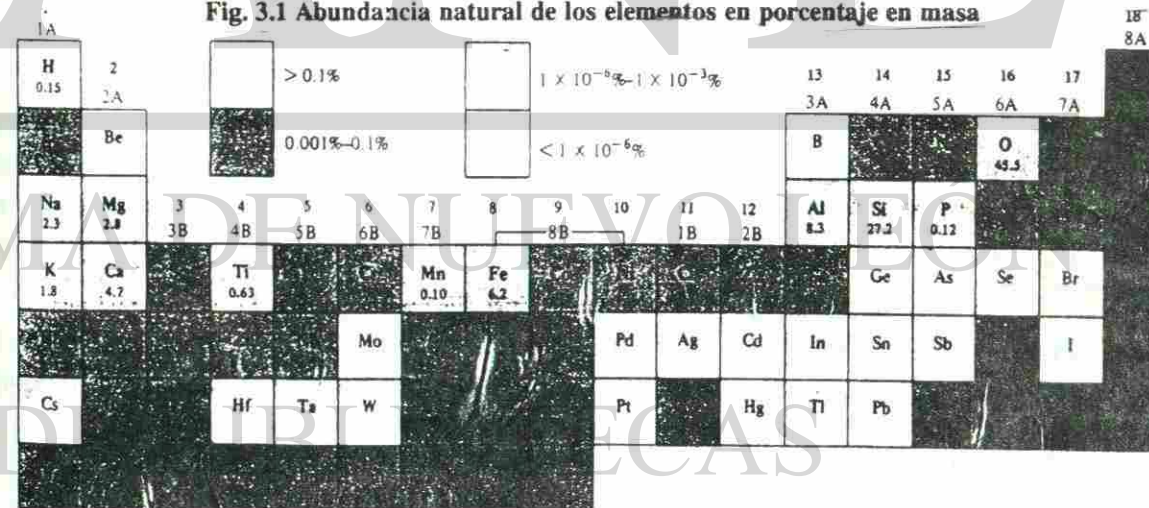
LC 3.1 Distribución de los elementos en la corteza terrestre y en sistemas vivos

En este capítulo se analizaron las propiedades físicas y químicas de los elementos, la mayoría de los cuales se encuentran en la naturaleza. ¿Cómo están distribuidos estos elementos 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 compuestos.

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



Pr	Sm	Eu	Gd	Tb	Ho	Er	Tm	Yb
Th	Pa	U						

La tabla (3.1) comprende los elementos esenciales en el cuerpo humano. Además, los siguientes elementos también se encuentran en sistemas vivos: aluminio (Al) bromo (Br), cromo (Cr), manganeso (Mn), molibdeno (Mo) y silicio (Si).

Tabla 3.1 Elementos esenciales en el cuerpo humano

Elemento	Porcentaje en masa*	Elemento	Porcentaje en masa*
Oxígeno	65	Sodio	0.10
Carbono	18	Magnesio	0.05
Hidrógeno	10	Hierro	<0.05
Nitrógeno	3	Cobalto	<0.05
Calcio	1.5	Cobre	<0.05
Fósforo	1.2	Zinc	<0.05
Potasio	0.2	Yodo	<0.05
Azufre	0.2	Selenio	<0.01
Cloro	0.2	Flúor	<0.01

* El porcentaje en masa de un elemento proporciona la masa del elemento en gramos en una muestra de 100g.

Chang R. Química. Mc. Graw Hill, pag 340, 1992

LC3.2 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 formando las minas como las de sal 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 , piritita FeS_2 , etc.

Grupo 4. Metales poco reactivos

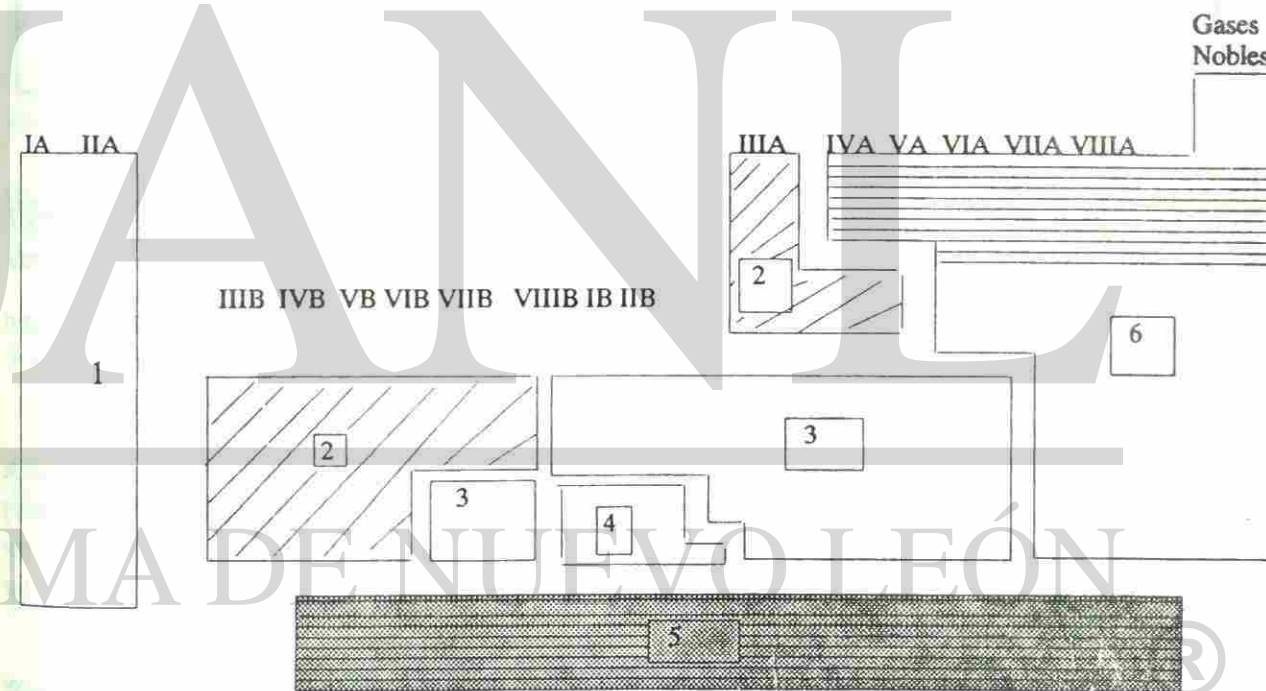
Son elementos químicamente poco activos que se encuentran por lo regular libres en la naturaleza. El oro y la plata pertenecen a este grupo.

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 | 4. Metales poco reactivos |
| 2. Metales que se presentan como óxidos | 5. Elementos Tierras raras |
| 3. Metales que se presentan como sulfuros | 6. Elementos no metálicos |

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

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, Bi, 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 ZnS ; galena, PbS ; pirita de hierro, FeS_2 ; cinabrio, HgS
Cloruro	Sal de roca, $NaCl$; silvita, KCl ; carnalita, $KCl \cdot MgCl_2$
Carbonatos	Piedra caliza, $CaCO_3$; magnetita, $MgCO_3$; dolomita, $MgCO_3 \cdot CaCO_3$.
Sulfato	Yeso, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; sales de epsom, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$; barita, $BaSO_4$
Silicato	Berilio, $Be_3Al_2Si_6O_{18}$; kaolinita, $Al_2(Si_2O_8)(OH)_4$; epodumeno $LiAl(SiO_3)_2$

Labardini et-al. Química. Public. Culturales, Pag 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 le 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 el 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 $Ca_3(PO_4)_2$. 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 de 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, piezas 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 I; Publicaciones Culturales Pag. 65 1993.

UNIDAD IV

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 ión 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 CS₂ tiene el esqueleto S C S.

b) Los átomos de oxígeno no se enlazan entre sí, con excepción de: i) moléculas de O₂ y O₃, ii) Los peróxidos que contienen el grupo O₂²⁻.

El ion sulfato SO₄²⁻ tiene el esqueleto

c) En los ácidos ternarios (oxiácidos) el hidrógeno suele enlazarse al átomo de oxígeno no al átomo central. Ejemplo: el ácido nitroso HNO₂ el esqueleto H O N O. Sin embargo, existen algunas excepciones a la regla, por ejemplo H₃PO₃ y H₃PO₂.

Para iones o moléculas que tienen más de un átomo central, el esqueleto más simétrico posible. Por ejemplo, C₂H₄ y P₂O₇⁴⁻ 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 ión para adquirir configuraciones de gas noble. Por ejemplo:

Para H₂SO₄,

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

Para SO₄²⁻, N = 8 + 32 = 40e⁻ 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 del catión. Por ejemplo:

Para H₂SO₄

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

Para SO₄²⁻,

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

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

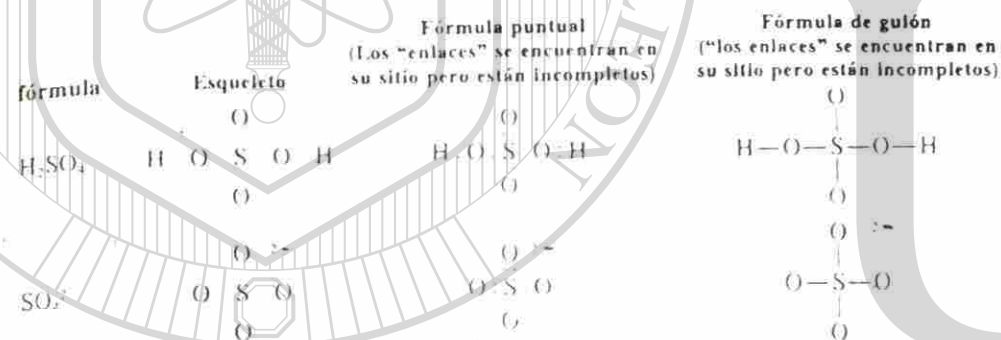
Para H_2SO_4

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

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.



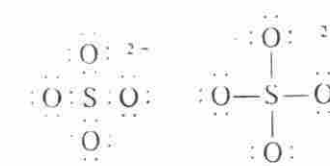
6. Se colocan los electrones adicionales en el esqueleto como pares no compartidos (solitarios) para llenar el octeto de cada elemento del grupo A (con excepción del H que sólo puede compartir 2 e^-). Se comprueba que el número total de electrones sea igual a A desde el paso tres. Por ejemplo:

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 Mc Graw Hill, pág. 157, 1992.

LC 4.2 Pasos para predecir la estructura molecular con el modelo de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia.

1. Dibujar la estructura de 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.

REPULSION 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 nombre del ordenamiento de pares electrónicos.

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

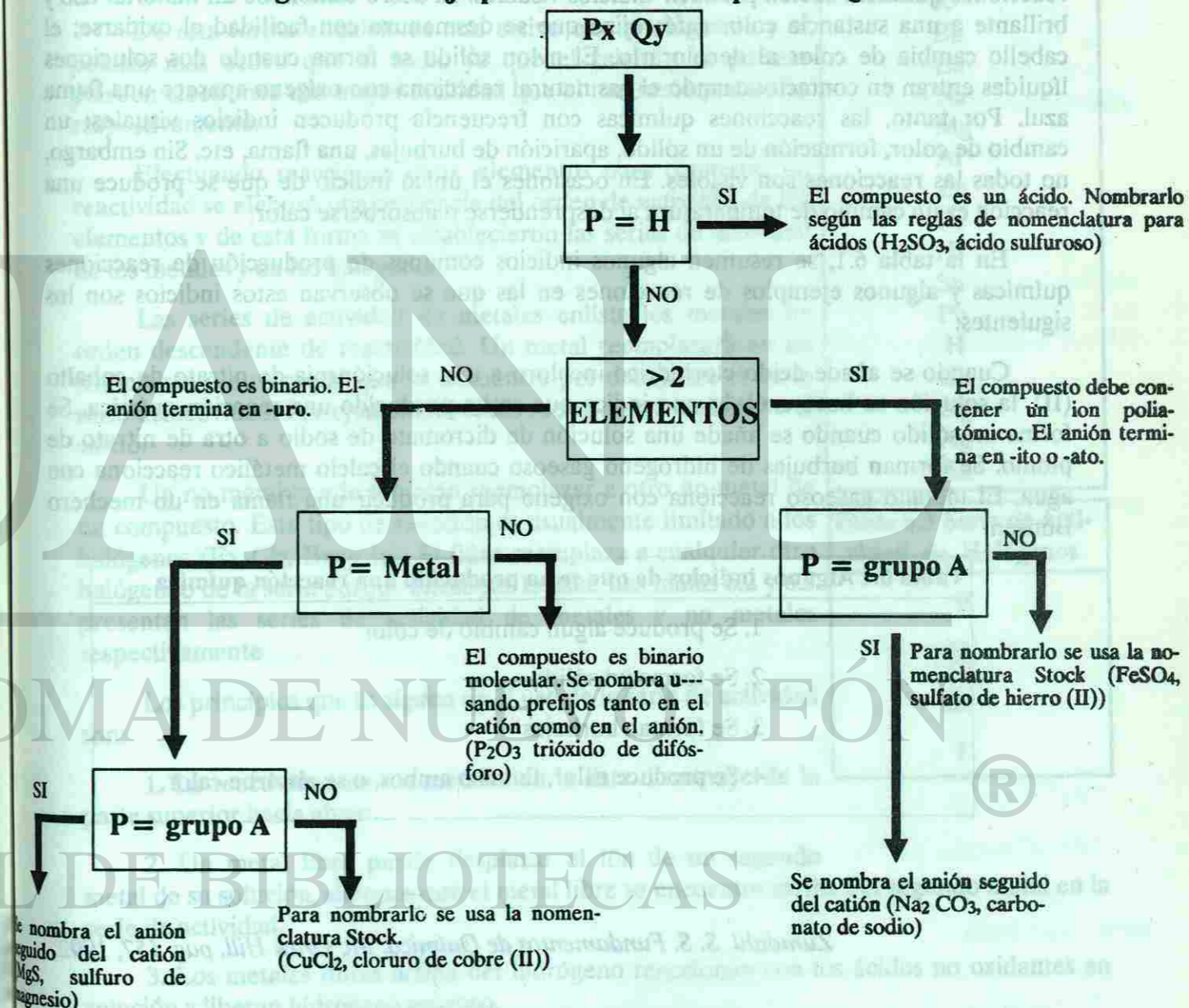
5. Cuando hay uno o más pares de electrones no compartidos alrededor del átomo central, el nombre de la estructura molecular es diferente al del ordenamiento de pares de electrones, como en los casos 4 y 5 de la tabla 1.

Caso	Núm. de pares de electrones	Enlace	Ordenamiento del par electrónico	Modelo de esferas y varillas	Ángulo entre los pares	Estructura molecular	Estructura parcial de Lewis	Modelo de esferas y varillas	Ejemplo
1	2	2	Lineal		180°	Lineal	A—B—A		BeF ₂
2	3	3	Planar trigonal (triangular)		120°	Planar trigonal (triangular)	A—B—A A		BF ₃
3	4	4	Tetraédrico		109.5°	Tetraédrica	A—B—A A		CH ₄
4	4	3	Tetraédrico		109.5°	Pirámide trigonal	A—B—A A		NH ₃
5	4	2	Tetraédrico		109.5°	Doblada o en forma de V	A—B—A A		H ₂ O

Zumdahl S.S., Mc Graw Hill, pag 375, 1992.

UNIDAD V Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

LC 5.1 Diagrama de Flujo para nombrar Compuestos Químicos



UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios Químicos en la Materia

LC 6.1 Evidencias de que existe una reacción química

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

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

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

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

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

Zumdahl, S. S. *Fundamentos de Química*. Mc Graw Hill, pag. 157, 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 en reactividad se elaboró una secuencia del orden de actividad de los elementos y de esta forma se establecieron las series de actividad de los metales y de los halógenos.

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

Un no metal puede también reemplazar a otro no metal de un compuesto. Este tipo de reacción es usualmente limitado a los halógenos (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 ión de un segundo metal de su solución, siempre que el metal libre se encuentre arriba del segundo metal en la serie de actividad.
3. Los metales libres arriba del hidrógeno reaccionan con los ácidos no oxidantes en solución y liberan hidrógeno gaseoso.

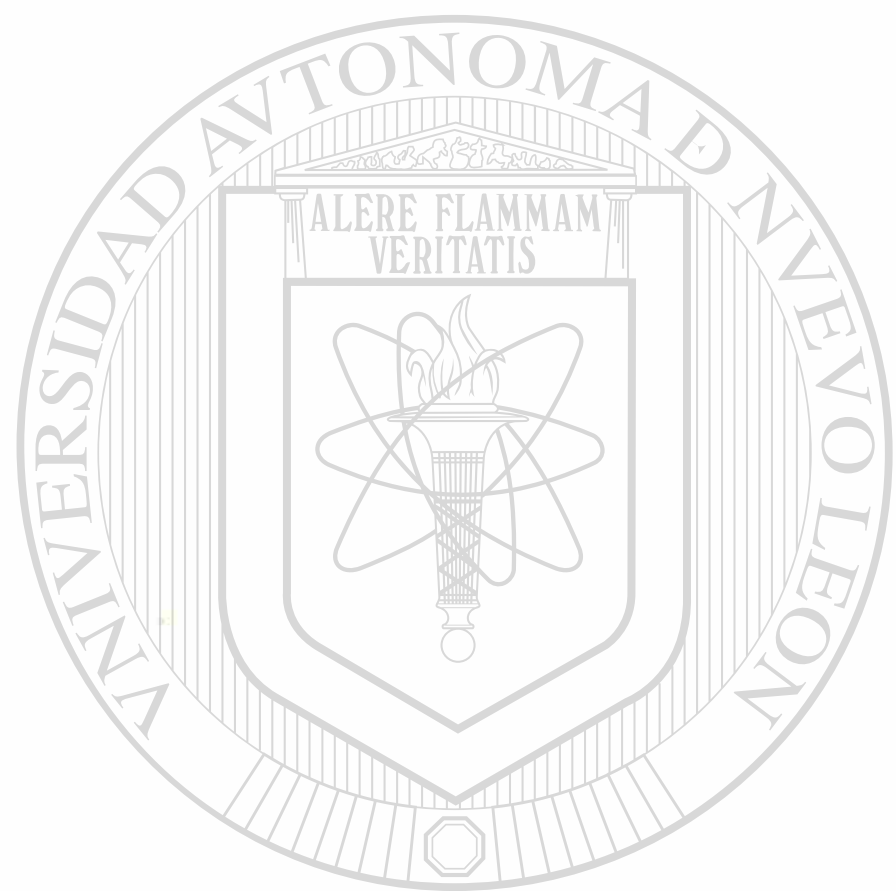
Tabla 6.2 Serie de Actividad de Metales

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

Tabla 6.3 Serie de Actividad de Halógenos

F
Cl
Br
I

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



U A N L

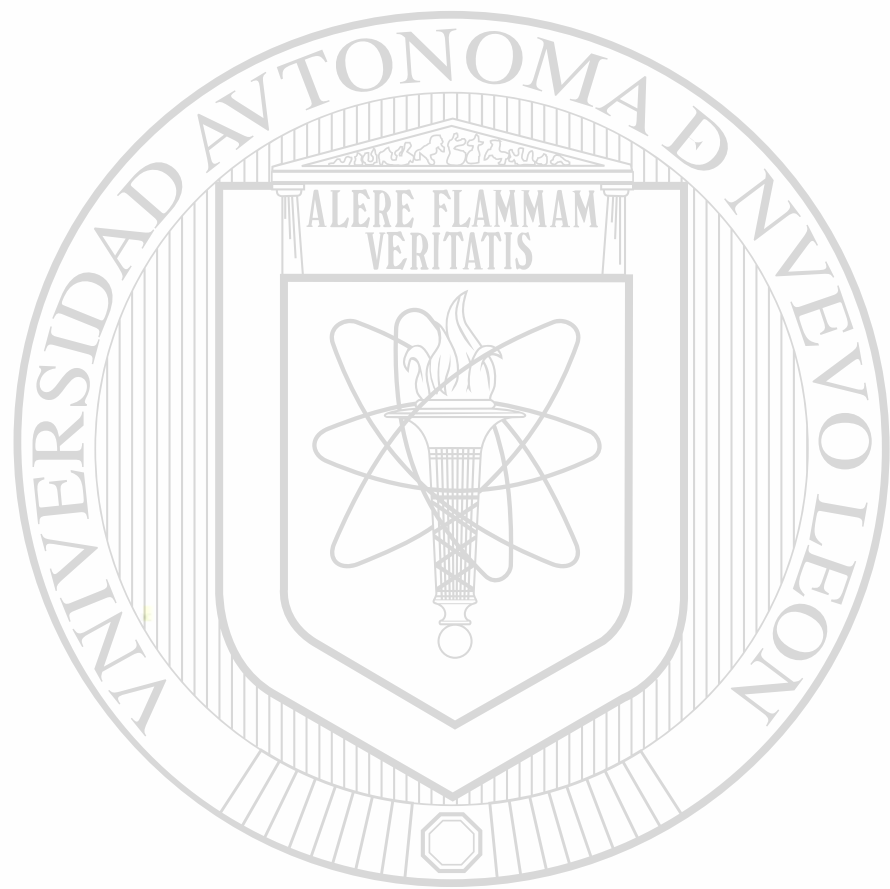
**LECTURAS
DE
ENRIQUECIMIENTO**

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

®

U. N. L.



UNIDAD I

Conceptos básicos. Herramientas para comprender la Química

LE 1.1 Un problema intrigante

Para ejemplificar de qué manera la ciencia nos ayuda a resolver problemas, se narrará una historia real acerca de dos personas, David y Susana. Hace 10 años, eran personas saludables de 40 años que vivían en California, en donde David trabajaba en la Fuerza Aérea. Gradualmente, Susana se enfermó y presentó síntomas similares a la gripe, que incluía náusea y dolores musculares graves. Inclusive su personalidad cambió: se hizo muy gruñona, cosa rara en ella. Se transformó en una persona totalmente distinta de la mujer saludable y feliz de pocos meses atrás. Siguiendo las órdenes del médico, reposo e ingirió gran cantidad de líquidos, incluyendo café y jugo de naranja en abundancia, en su tarro favorito, que formaba parte de una vajilla de 200 piezas de cerámica que habían adquirido recientemente en Italia. Sin embargo, se sintió cada vez más enferma y presentó fuertes calambres abdominales y anemia grave.

Durante ese tiempo David también se enfermó y presentó síntomas similares a los de Susana: pérdida de peso, dolor extremadamente fuerte en espalda y brazos y estallidos de ira poco característicos. La afección se hizo tan grave que pidió su jubilación temprana de la Fuerza Aérea, y la pareja se mudó a Seattle. Durante cierto tiempo su salud mejoró, pero cuando terminaron de desempacar sus pertenencias (incluyendo los platos de porcelana) su salud comenzó de nuevo a deteriorarse. El cuerpo de Susana se hizo tan sensible que no toleraba ni siquiera el peso de una frazada. Estaba a punto de morir. ¿Qué le ocurría? Los doctores lo ignoraban, pero uno de ellos sugirió la posibilidad de porfiria, una afección sanguínea poco frecuente.

Desesperado, David comenzó a investigar la bibliografía médica relacionada. Cierta día cuando estaba leyendo sobre la porfiria, se detuvo en una frase: "El envenenamiento con plomo en ocasiones puede confundirse con la porfiria". ¿Sería posible que tuviese envenenamiento con plomo?

Se ha descrito un problema muy grave que puede poner en peligro la vida. ¿Qué hizo David a continuación? Pasando por alto la respuesta inmediata de llamar al médico para discutir la posibilidad de envenenamiento con plomo, ¿podría resolver David el problema por el método científico? Se procederá a aplicar los pasos descritos para resolver el problema, una parte a la vez. Esto es muy importante: en general, hay que resolver los problemas complejos descomponiéndolos en partes manejables. A continuación puede obtenerse la solución general del problema empleando las respuestas de las diversas partes.

En este caso hay muchas partes del problema general.

¿De qué enfermedad se trata?

¿Qué la ocasiona?

¿Cómo se cura?

Primero se intentará saber de qué enfermedad se trata.

Observación: David y Susana se encuentran enfermos con los síntomas descritos. ¿Será posible que tengan envenenamiento con plomo?

Hipótesis: La enfermedad es envenenamiento con plomo.

Experimento: Si la enfermedad es envenenamiento con plomo los síntomas deben ser similares a los que caracterizan a dicha afección. Hay que localizar los síntomas de la misma. David hizo lo anterior y observó que eran similares y casi exactamente iguales a los síntomas que presentaban.

Este descubrimiento indica la probabilidad de que el problema sea envenenamiento con plomo, pero David necesita más evidencia.

Observación: El envenenamiento con plomo se debe a altos niveles de plomo en el torrente sanguíneo.

Hipótesis: La pareja tiene altos niveles de plomo en la sangre.

Experimento: Efectuar un análisis de sangre. Susana hizo una cita para un análisis de este tipo y en los resultados se observaron altos niveles de plomo tanto para David como para ella.

Esto confirma que el envenenamiento con plomo probablemente sea la causa del problema, aunque aún no se haya resuelto. Es probable que David y Susana mueran a menos que puedan saber de dónde procede el plomo.

Observación: Hay plomo en la sangre de la pareja.

Hipótesis: El plomo se encuentra en los alimentos o bebidas que consumen.

Experimento: Determinar si las demás personas que compran alimentos en la misma tienda se encuentran enfermas (ninguna presentó los síntomas). Observar además que el cambio a una nueva región no resolvió el problema.

Observación: Los alimentos que compran se encuentran libres de plomo.

Hipótesis: Los platos que usan son la fuente del envenenamiento con plomo.

Experimento: Determinar si los platos contienen plomo. David y Susana encontraron que con frecuencia se usan compuesto de plomo para dar un acabado brillante a los objetos de cerámica. Un análisis de laboratorio de los platos italianos de cerámica, demostró que el esmalte contenía plomo.

Observación: Hay plomo en los platos, por tanto éstos son una fuente probable de envenenamiento.

Hipótesis: El plomo se trasmite a los alimentos.

Experimento: Colocar alguna bebida como jugo de naranja en una de las tazas, y después analizarla para determinar su contenido de plomo. Los resultados demostraron altos niveles de plomo en las bebidas que entraban en contacto con las tazas de porcelana.

Después de aplicar el método científico varias veces, se resolvió el problema. Se puede resumir la respuesta al mismo como sigue (la enfermedad de David y Susana): la cerámica italiana que emplearon para comer a diario contenía barniz con plomo que contaminó sus alimentos y bebidas. Este plomo se acumuló en sus cuerpos hasta que interfirió de manera grave con el funcionamiento normal y les produjo síntomas graves. Esta explicación general, que resume las hipótesis que concuerdan con los resultados experimentales, se llama teoría en el campo científico. En ella se explican los resultados de todos los experimentos que se llevaron a cabo*

Se puede continuar aplicando el método científico para estudiar otros aspectos del problema, como los siguientes:

¿Qué tipos de alimentos o bebidas adquieren mayor cantidad de plomo al entrar en contacto con los platos?

¿Producen todos los platos de cerámica barnizados con plomo envenenamiento con este metal?

Naturalmente, al responder a las preguntas aplicando el método científico surgen otras interrogantes. Se puede repetir los tres pasos una y otra vez hasta llegar a comprender perfectamente determinado fenómeno.

Zumdahl S.S. Fundamentos de Química. McGraw-Hill, pag 4, 1992.

LE 1.2 Latas de refrescos

En los años pasados más del 90% de las latas para refresco 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, la facilidad de reciclaje y su baja densidad redujeron los costos de envío e hicieron posible su transportación hacia cualquier lugar.

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

**David* y *Susana* se recuperaron del envenenamiento con plomo y en la actualidad se dedican a difundir el peligro de emplear cerámica barnizada con plomo. Este final feliz responde a la tercera parte de su problema "¿Se puede curar la enfermedad?" ¡Simplemente dejaron de emplear esa vajilla para comer!

Las compañías de acero han mejorado ahora las facilidades de producción y se cree que cambiarán el uso de las latas de aluminio. Las latas de acero son ahora más delgadas y como el precio del aluminio se ha incrementado, la lata de acero es menos costosa 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 más allá.

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.

Suponiendo que se use este mismo volumen en la fabricación de una lata de acero, ¿qué masa tendría la lata de acero? Considera que la densidad del acero es igual a la de hierro.

Smoot, et al. Chemistry. Mcmillan/McGraw-Hill, pag 157, 1993.

UNIDAD II

Estructura Atómica. Atomo: ladrillo del mundo

LE 2.1 Tubos luminosos para anuncios, televisores y computadoras

J.J. Thomson descubrió que los átomos contienen electrones mediante un dispositivo llamado tubo de rayos catódicos (en la actualidad se abrevia TRC). Al efectuar sus experimentos nunca imaginó que estaba haciendo posible la construcción de televisores y monitores de computadora. El tubo de rayos catódicos es un tubo de vidrio, sellado que contiene un gas y placas metálicas separadas conectadas a alambres externos. Cuando se aplica una fuente de energía eléctrica a las placas se produce un haz luminoso. Thomson se convenció de que el haz luminoso era ocasionado por una corriente de partículas con carga negativa que procedían de la placa metálica. Además, como siempre obtuvo el mismo tipo de partículas negativas sin importar el metal empleado, llegó a la conclusión de que todos los átomos contenían partículas negativas (que en la actualidad se llaman electrones).

El tubo de rayos catódicos de Thomson tiene muchas aplicaciones en la actualidad. Por ejemplo, los anuncios de "neón" constan de tubos de rayos catódicos de diámetro pequeño que contienen distintos tipos de gases para producir colores diferentes.

Cuando el gas del tubo es neón el tubo brilla con un color rojo-anaranjado; si se trata de argón, adquiere luminosidad azulosa. La presencia de kriptón produce una luz blanca intensa.

La pantalla del televisor o del monitor de computadora también es fundamentalmente un tubo de rayos catódicos. En este caso los electrones chocan contra una pantalla que contiene compuestos químicos que brillan al ser golpeados por los electrones de movimiento rápido.

Con diversos compuestos que emiten colores distintos al ser golpeados por los electrones, se pueden obtener imágenes de color en las pantallas de los TRC.

Zumdahl S. Fundamentos de Química. McGraw-Hill, pág. 91, 1992.

LE 2.2 Efectos Atmosféricos

La atmósfera gaseosa de la Tierra es vital para la vida de distintas formas. Una de sus características más importantes es la forma en que sus moléculas absorben la radiación solar.

Si no fuese por la naturaleza protectora de la atmósfera la radiación de alta energía del Sol "freiría" a los seres vivos. El ozono atmosférico sirve de protección, y es una forma de

oxígeno con moléculas O₃ que absorbe la radiación de alta energía y evita así que llegue a la Tierra. Esto explica la preocupación actual con respecto a los productos químicos que se liberan a la atmósfera y destruyen el ozono de las regiones superiores.

La atmósfera también desempeña un papel central en el control de la temperatura de la Tierra, fenómeno que recibe el nombre de efecto de invernadero. Los gases atmosféricos CO₂, H₂O, CH₄, N₂O y otros no absorben la luz de la región visible. Por tanto la luz visible del Sol atraviesa la atmósfera y calienta la Tierra. A su vez, la Tierra refleja esta energía hacia el espacio en forma de radiación infrarroja (por ejemplo, el calor que irradia el asfalto negro en un día cálido de verano). Pero los gases mencionados son fuertes absorbentes de ondas infrarrojas y reflejan parte de esta energía de regreso a la Tierra. De esta forma dichos gases actúan como capa aislante y mantienen a la Tierra mucho más caliente que si no estuviesen presentes (en ausencia de estos gases todo el calor que la Tierra irradia se perdería hacia el espacio).

Sin embargo existe un problema. Al quemar combustibles fósiles (carbón, petróleo y gas natural) se produce CO₂. Debido a las enormes cantidades de combustibles fósiles que se emplean, el contenido de CO₂ de la atmósfera está aumentando gradualmente en forma significativa. Esto provocará que la Tierra se caliente más y tarde o temprano variarán los patrones climáticos en su superficie, se derretirá el hielo de las zonas polares, y se inundarán muchas regiones que se encuentran al nivel del mar.

Como aún no se comprenden a la perfección las fuerzas naturales que controlan la temperatura terrestre, es difícil decidir si el efecto de invernadero ya se ha iniciado, aunque muchos científicos dicen que así es. Por ejemplo, la década de 1980 fue de las más calurosas en la Tierra desde que se comenzó a llevar registros, y el año 1988 ha sido el más caliente de todos.

El efecto de invernadero es algo que se debe vigilar con cuidado. Para controlarlo probablemente haya que reducir la dependencia de combustibles fósiles y usar más la potencia nuclear o solar. Recientemente, se han observado tendencias en dirección opuesta.

Zumdahl S. *Fundamentos de Química*. McGraw-Hill, pág 314, 1992.

LE 2.3 Fuegos Artificiales

Los fuegos artificiales que disfrutamos en muchas ocasiones son el resultado de los espectros de emisión de ciertos átomos metálicos. Durante la explosión de los fuegos artificiales, se desprende una gran cantidad de energía. Cuando esta energía es absorbida por los átomos del metal, los electrones en esos átomos aumentan su energía y alcanzan niveles superiores. Los electrones en estos niveles superiores no son estables y rápidamente regresan a niveles de más baja energía lo cual se manifiesta como una luz de más baja energía lo cual se manifiesta como una luz brillante. Las luces rojas son producidas por los

compuestos que contienen estroncio en la forma de nitrato de estroncio. Las luces verdes son producidas por los compuestos de bario tales como cloruro de bario. Las luces amarillas son debidas al sodio que se encuentra en la forma de oxalato de sodio y las luces azul-verdoso son producidas por el cobre contenido en compuestos tales como sulfato de cobre.

Explorando más allá.

1.- ¿Son las luces de los fuegos artificiales espectros de absorción o de emisión? Explica tu respuesta.

2.- Algunos juegos artificiales producen dos diferentes explosiones de diferente color. Explica como puede suceder esto.

Smoot R.C., et al. *Chemistry*. Macmillan/McGraw-Hill, pag 118, 1993.

LE 2.4 La Radiactividad en el tabaco

"La advertencia general de los doctores: Fumar es dañino para su salud". Esta advertencia aparece en todos los paquetes de cigarrillos que se venden en Estados Unidos. La relación entre el humo del cigarro y el cáncer está bien establecida desde tiempo atrás. Existe, sin embargo, otro mecanismo causante del cáncer en los fumadores. El culpable en este caso es el contaminante ambiental radiactivo presente en las hojas del tabaco con las que están hechos los cigarrillos.

La tierra en la que crece el tabaco se trata con fertilizantes fosfatados, que son ricos en uranio y sus productos de decaimiento. Considérese un paso muy importante en la serie de decaimiento del uranio.



El producto formado, el radón-222, es un gas no reactivo (el radón es el único producto gaseoso en la serie de decaimiento del uranio). El radón-222 emana del radio-226 y está presente en altas concentraciones en los gases del suelo y en la capa de aire superficial bajo la capa de vegetación que provee el campo donde crece el tabaco. En esta capa, algunos de los descendientes del radón-222 como el polonio-218 o el plomo-214, se unen firmemente a la superficie y en el interior de las hojas del tabaco.

Durante la combustión de un cigarro, las pequeñas partículas de humo insoluble son inhaladas y depositadas en el tracto respiratorio del fumador y, por último, son transportadas y almacenadas en el hígado, bazo y médula ósea. Algunas mediciones han demostrado que existe un alto contenido de plomo-210 en esas partículas. (Nótese que el contenido de

con las letras A o B. En Estados Unidos, la práctica convencional ha utilizado la A para designar a los elementos representativos y la B para designar a los elementos transicionales Fig. 3.1. En Europa, la tradición ha sido usar B para los elementos representativos (después de los metales alcalinos y alcalinotérreos) y A para los elementos transicionales. Con el propósito de eliminar la confusión mantenida durante tantos años sobre las subdivisiones de los grupos A y B, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha recomendado adoptar una tabla en la cual las columnas se designan con números arábigos del 1 al 18, como lo muestra la figura 3.1. La proposición ha traído muchas controversias en la comunidad química internacional, y sus méritos y limitaciones serán deliberadas por algún tiempo todavía.

R. Chang, *Química*. McGraw-Hill, pág. 314, 1992.

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 las casas es de cobre. El cobre es un 10% menos eficiente al conducir la corriente eléctrica que la plata, sin embargo es mas 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 enlistalos 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-Mc Graw Hill, pag 197, 1992.

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 elemento 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 llevados 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 nombras 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	<i>nil</i>	2	<i>bi</i>	4	<i>quad</i>	6	<i>hex</i>	8	<i>oct</i>
1	<i>un</i>	3	<i>tri</i>	5	<i>pent</i>	7	<i>sept</i>	9	<i>enn</i>

Las raíces son arregladas en orden de los digitos del número atómico con el sufijo-lo 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, pag 149, 1992.

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 podrían 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.

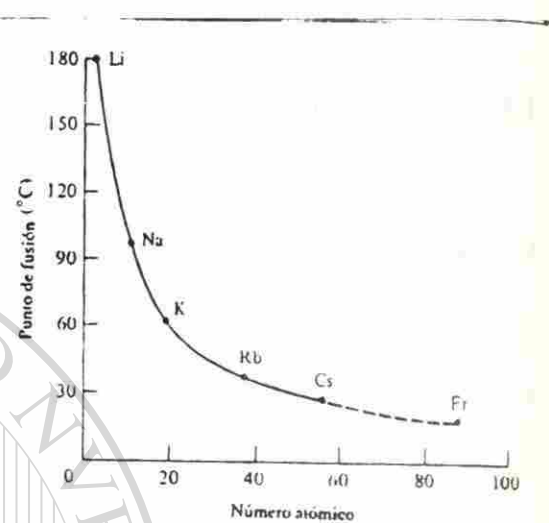


Fig. 3.2 Gráfica de los puntos de fusión de los metales alcalinos contra sus números atómicos. Por extrapolación, se predice que el francio tiene un punto de fusión de 23°C.

R. Chang. Química. McGraw-Hill, pag 322, 1992.

LE 3.5 Los elementos y la vida

Los metales son muy empleados con fines estructurales en edificios, trenes, barcos, automóviles y camiones. Sirven también como conductores del 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 gramos de V.

En 1681, el físico inglés Thomas Sedenham; remojó "limaduras de hierro y acero" en vino frío del Rin. 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, unas 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 a 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 triyodotironina, 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 3.6 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 producen 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 le 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 le 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 por el 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, pag 62, 1993.

UNIDAD IV

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, pag 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 ó 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 el 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 cigüeñales 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, pag 310, 1993.

UNIDAD V

Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

LE 5.1 Materiales peligrosos en el hogar.

Algunos de los materiales más peligrosos, así como los más contaminantes del ambiente, son encontrados en tu hogar. Los materiales peligrosos se consideran aquellos que son venenosos, corrosivos o inflamables.

Algunas sustancias venenosas típicas pueden ser los insecticidas, algunas medicinas, el anticongelante y el alcohol para frotar. Los compuestos corrosivos destruyen los tejidos, los metales y otros materiales.

Algunos corrosivos son los limpiadores de los baños, los blanqueadores, el ácido de las baterías y los limpiadores para horno. Los compuestos inflamables, son aquellos que se queman fácilmente como la gasolina, fluidos ligeros 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 contaminar los suministros de agua, los agentes propulsores de los aerosoles de las latas contaminan la atmósfera y contribuyen a la destrucción de la capa de ozono.

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

Muchas comunidades han comenzado a recoger regularmente los materiales tóxicos de las casas para asegurarse de su deshecho apropiado. La eliminación completa de los materiales peligrosos de los hogares probablemente no se lleve a cabo, pero los cambios deben ser hechos donde puedan hacerse.

Explorando más allá.

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

Smoot R.C., et-al. Chemistry. Mcmillan/McGraw-Hill, pag 172, 1993.

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 el 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 cigüeñales 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, pag 310, 1993.

UNIDAD V

Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

LE 5.1 Materiales peligrosos en el hogar.

Algunos de los materiales más peligrosos, así como los más contaminantes del ambiente, son encontrados en tu hogar. Los materiales peligrosos se consideran aquellos que son venenosos, corrosivos o inflamables.

Algunas sustancias venenosas típicas pueden ser los insecticidas, algunas medicinas, el anticongelante y el alcohol para frotar. Los compuestos corrosivos destruyen los tejidos, los metales y otros materiales.

Algunos corrosivos son los limpiadores de los baños, los blanqueadores, el ácido de las baterías y los limpiadores para horno. Los compuestos inflamables, son aquellos que se queman fácilmente como la gasolina, fluidos ligeros 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 contaminar los suministros de agua, los agentes propulsores de los aerosoles de las latas contaminan la atmósfera y contribuyen a la destrucción de la capa de ozono.

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

Muchas comunidades han comenzado a recoger regularmente los materiales tóxicos de las casas para asegurarse de su deshecho apropiado. La eliminación completa de los materiales peligrosos de los hogares probablemente no se lleve a cabo, pero los cambios deben ser hechos donde puedan hacerse.

Explorando más allá.

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

Smoot R.C., et-al. Chemistry. Mcmillan/McGraw-Hill, pag 172, 1993.

LE 5.2 Polvo de hornear

Los microorganismos de la levadura proporcionan dióxido de carbono que eleva el pan o lo hace ligero. En los pasteles el agente elevador puede ser el aire. Este se atrapa a través del uso de claras de huevo batidas o por medio de lo que se llama "acremar" -revolver azúcar y mantequilla juntas. Más a menudo el gas en pasteles se obtiene por medio de una reacción química en la masa. En este caso se usa polvo de 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 de hornear. Un buen ejemplo es un polvo de hornear de fosfato que puede usar fosfato ácido de calcio $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Un polvo de hornear de tartrato puede contener $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, cremor tártaro, 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 por la reacción del ion hidrógeno con el bicarbonato.



La belleza de las fórmulas de los polvos de hornear es que todas ellas usan fórmulas sólidas de ácidos. Estos no dan iones de hidrógeno hasta que el polvo seco se mezcla con agua en la masa.

Carbonato para hornear (o soda 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, los cuales proporcionan los iones de hidrógeno ácido necesarios para la reacción con el carbonato de hornear. Este último se usa también como un remedio para la indigestión y como un calmante untado sobre mordeduras 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: $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{NaCl}$. Este es el origen del eructo que sigue después de tomar un alcalinizador.

Hughes, Tom. Chemistry: Ideas to interpret your changing environment.

Dickenson Publishing Co. Inc., 1975.

LE 5.3 Diversos limpiadores del hogar

Hay muchos otros trabajos de limpieza en el hogar además de lavar la ropa. Para ellos, se han diseñado productos especiales con aplicaciones particulares. Nosotros sabemos que se pueden usar fracciones de petróleo ligero para disolver manchas de aceite. Muchos productos para el hogar usan ahora solventes orgánicos en diversas formulaciones para este propósito. 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 de cocina y baño.

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 remover 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, constructores y perfumes. Por añadidura, muchos de estos limpiadores en polvo contienen agentes blanqueadores.

Los blanqueadores se usan para remover 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. Ellos son esencialmente agentes oxidantes. El blanqueador más común en uso en el hogar actualmente es el hipoclorito de sodio (NaOCl) que se vende en una solución de agua al 5%, como Clorox. Es interesante que esta solución tan diluída 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 y que debe ser diluído 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 es el polvo blanqueador. La fórmula se escribe usualmente CaOCl_2 o $\text{CaCl}(\text{OCl})$. La parte oxidante activa es el ion OCl^- el cual está presente también en el líquido blanqueador. El polvo blanqueador se usa también para matar gérmenes y algas en albercas. Se ha producido un polvo blanqueador especial con la fórmula $\text{Ca}(\text{OCl})_2$.

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, los álcalis son útiles para removerlos.

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

La alta alcalinidad necesaria para remover las manchas en hornos enfatiza el cuidado especial que se requiere. 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 descuidadamente sobre la estufa caliente o en el horno. Tales accidentes no son poco comunes.

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

UNIDAD VI

Reacciones Químicas. Cambios químicos en la materia

LE 6.1 Preparación 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

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

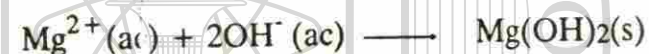
2.- Coloca una pequeña cantidad de bicarbonato de sodio en un recipiente plano y agrega unas gotas de vinagre. Observa que ocurre. Compara esta reacción con la que ocurre al hornear el pan.

Smoot, R.C. Chemistry. Mcmillan/McGraw-Hill, pag 16, 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 aeroplanos. Así, cuando las cintas se encontraron seis semanas después a 30 metros bajo el agua, estaban considerablemente dañadas por la exposición al agua del mar y las reacciones químicas que ocurrieron en consecuencia. Las cintas se describieron como "una masa espumosa parecida al concreto, toda pegada".

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



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



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

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

Chang, R. Química. McGraw-Hill, pag 105, 1992.

LE 6.3 Absorbiendo los rayos solares

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

Los organismos tales como las plantas verdes que pueden generar su propio alimento son llamados autotrofos y los que no la pueden producir y deben, por lo tanto, alimentarse de los autotrofos se llaman heterotrofos. Los animales son heterotrofos, por lo tanto, toda su vida depende de la habilidad de los autotrofos para producir comida. Los autotrofos 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.)

Los autotrofos convierten aproximadamente 10^{17} toneladas de carbón del CO_2 en alimentos cada año.

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

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



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

Explorando más allá.

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

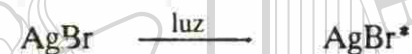
2.- La luz del sol llega a nosotros en forma de cuantos de energía igual que cualquier otra radiación electromagnética lo hace. Investiga que parte de la molécula de clorofila absorbe los cuantos de luz y que longitudes de onda de luz son usados en la fotosíntesis.

Smoot, R.C., et-al. Chemistry. Mcmillan/McGraw-Hill, pag 242, 1993.

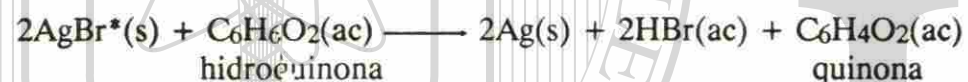
LE 6.4 Fotografía en blanco y negro

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

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



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



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

Oxidación



Reducción



La suma de estas semirreacciones es



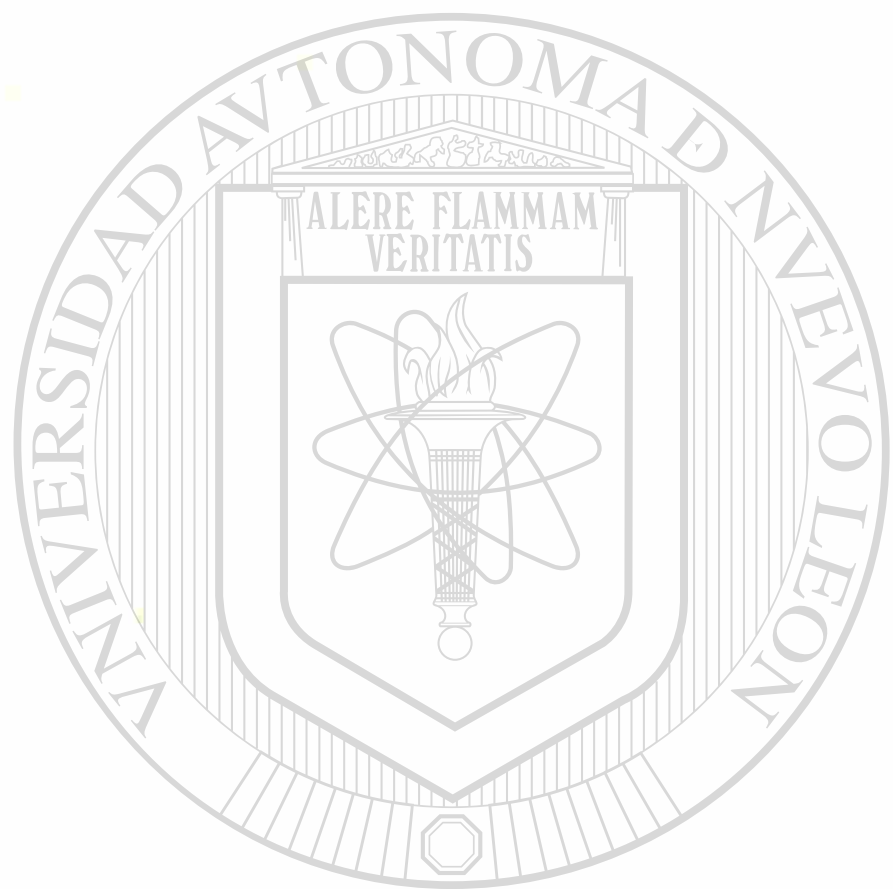
que es la ecuación iónica neta para el proceso redox. La cantidad de partículas de la plata metálica negra formada en la película es directamente proporcional a la cantidad o intensidad de la luz que recibió la película originalmente. El AgBr que no reaccionó (esto es, el que no fue excitado) debe ser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



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

Chang R. Química. Mc Graw Hill, pág. 118, 1992

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
U.A.N.L.



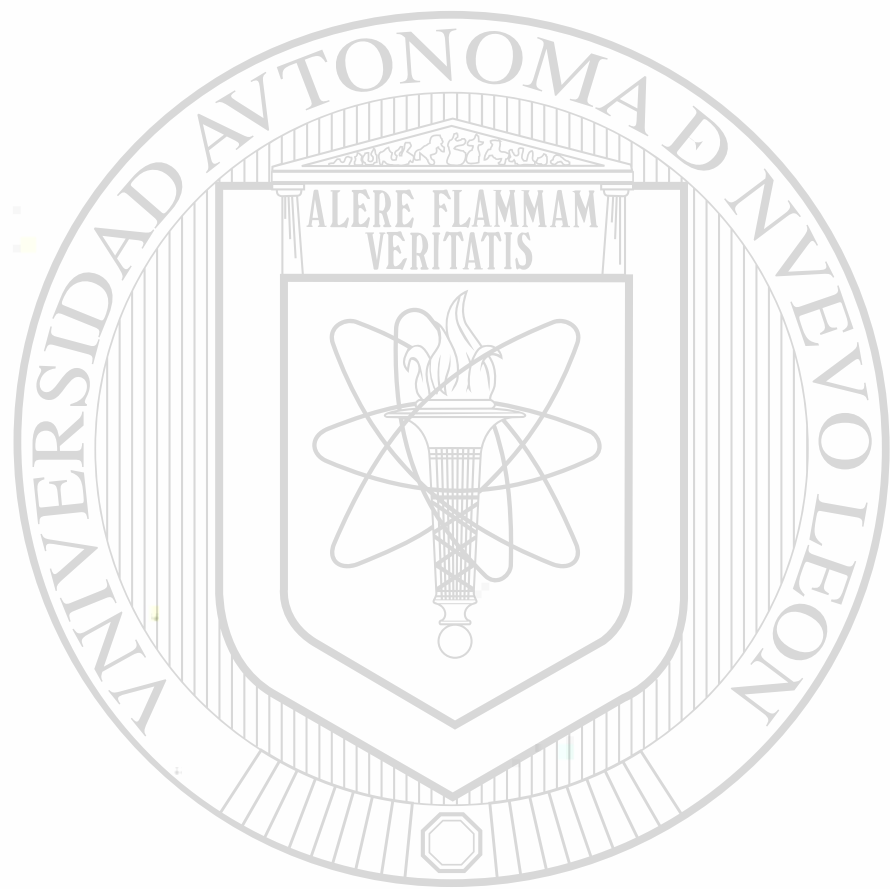
U A N L

**PRACTICAS
DE
LABORATORIO**

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

®



Experimento 1 Material y Técnicas de Laboratorio

INTRODUCCION

El material usado en el laboratorio es muy variado y su conocimiento es importante en la realización de los experimentos para demostrar los diferentes procesos químicos.

El éxito de los experimentos posteriores en el curso dependerá mucho del uso adecuado del material del laboratorio y del conocimiento de las técnicas más comunes utilizadas en la realización de los mismos. En esta práctica se aprenderá el nombre de cada material y equipo así como su uso, además se desarrollan las técnicas para pesar sólidos y líquidos y para medir longitudes y volúmenes.

OBJETIVOS

1. Nombrar, explicar y manejar adecuadamente el material del laboratorio.
2. Aprender a trabajar con seguridad y precisión e interpretar los resultados del trabajo experimental.
3. Adquirir destrezas en el manejo de la balanza y mechero Bunsen.

MATERIALES

Cloruro de sodio	Azúcar	Cobre (alambre)
Agitador	Cápsula de porcelana	Pinzas para tubo de ensayo
Bureta	Crisol	Pinzas para crisol
Vaso de precipitado	Espátula	Pinzas para vaso de precipitado
Embudo de filtración	Mechero Bunsen	Termómetro
Embudo de separación	Mortero	Vidrio de reloj
Pipeta	Soporte universal	Balanza granataria
Probeta	Gradilla	Papel filtro
Matraz Erlenmeyer	Tripié	Tapón de hule
Tubos de ensayo	Tela de asbesto	Frascos de reactivo
Matraz bola	Anillo	Frascos gotero
Piseta	Lupa	Cucharilla de combustión
Cerillos		

PRECAUCIONES

1. Mantener la cara alejada del mechero cuando esté prendido.
2. No tocar el material de vidrio caliente con las manos, usar las pinzas adecuadas.

3. Leer todas las reglas de seguridad enumeradas en este manual y las que están en los salones de laboratorio.

4. No mover la balanza de un lugar a otro.

5. Manejar el material de vidrio con cuidado.

PROCEDIMIENTO

PARTE I: CONOCIMIENTO DEL MATERIAL DE LABORATORIO

1. El maestro irá mostrando el material que se usa en el laboratorio, indicando el nombre de cada uno y explicando su manejo y la forma de usarlos. Además mencionará las precauciones que cada pieza requiera.

PARTE II: EL USO DE LA BALANZA

El alumno practicará el manejo de la balanza, de acuerdo a las siguientes indicaciones:

A. Es necesario tarar la balanza para que las mediciones de la masa sean hechas correctamente y no presenten errores de exceso o deficiencia. Esto consiste en que el fiel señale cero en la escala respectiva y se logra mediante los pasos siguientes:

1. Correr las pesas móviles de las escalas hasta la posición cero.

2. Observar que el fiel indique en su escala, "cero", lo cual señala que la balanza puede ser usada sin incurrir en equivocaciones de procedimiento.

3. Si el fiel no indica la posición cero, debe moverse el contrapeso (tornillo) que está debajo del platillo, introduciendo o extrayéndolo según se requiera para lograr el equilibrio.

B. Efectuado el procedimiento para tarar la balanza, podemos realizar los siguientes pasos para medir la masa de los diferentes materiales.

1. Colocar el vaso de precipitado de 100 mL. en el platillo.

2. Correr las pesas móviles, tratando que el fiel indique cero en su escala correspondiente, para lograr esto, se mueven las pesas de la escala empezando con la de menor magnitud que mide de cero gramos hasta diez, con una precisión de una décima de gramo; se continúa con la segunda y tercera escala que mide de cero a quinientos gramos con precisión de diez y cien gramos respectivamente.

3. Cuando el fiel indique cero, se suman las cantidades que indican las tres escalas obteniendo la masa del vaso de precipitado.

4. Agregar una pequeña cantidad de cloruro de sodio al vaso de precipitado. Reajustar las pesas para que el fiel (apuntador) registre cero. Este nuevo valor de peso es el total del vaso de precipitado y la sustancia de cloruro de sodio. Reporta los valores obtenidos en las mediciones de los Pasos 3 y 4 en la tabla de resultados. Para obtener el peso de la sustancia de cloruro de sodio, efectúa la resta entre los pesos del vaso de precipitado vacío y del vaso

de precipitado con cloruro de sodio.

5. Repite este procedimiento una vez más y anota la información en la tabla correspondiente. Nunca coloques ninguna sustancia química directamente en el platillo de la balanza, usa papel o un objeto del material de laboratorio al pesar.

C. Efectúa la determinación de masa de azúcar (4.50 g), elaborando o diseñando tu propia técnica para realizar este experimento.

PARTE III. EL MECHERO BUNSEN

El alumno conocerá las partes del mechero Bunsen y las zonas de calentamiento, mediante las siguientes indicaciones.

A. El mechero Bunsen está constituido de:

1. Una válvula reguladora (collarín) que sirve para graduar la entrada del gas combustible que puede ser metano, propano o butano.

2. Orificios laterales (anillo) que regulan según su apertura la entrada de aire.

3. Un tubo separable (cañón o barril) de 10 a 12 cm de longitud, del que sale una llama cónica.

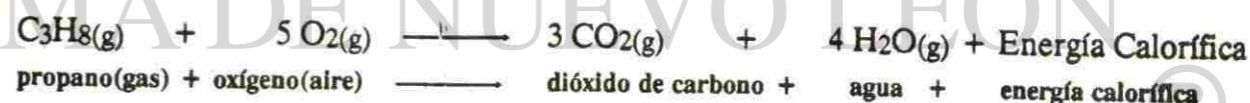
4. En esta llama cuando es bien regulada, se distinguen las tres zonas siguientes:

a) La externa (O) llamada zona de oxidación, de color violeta pálido.

b) La interna (R) llamada zona de reducción, de color azul pálido.

c) La intermedia (P) llamada zona de combustión, es la parte más caliente de la llama es de color azul brillante y es la zona donde se deben colocar los objetos que se deseen calentar.

B. Para obtener una buena llama, se deja penetrar aire, pues el gas es una mezcla de hidrocarburos que al quemarse se combinan en el oxígeno del aire, formando agua, monóxido y dióxido de carbono, y desprendiendo energía calorífica, como se muestra en la siguiente reacción:



C. Para encender el mechero se siguen los siguientes pasos:

1. Se enciende un cerillo. Se abre la llave del gas y se acerca al cilindro del mechero. Se ajusta la entrada de aire hasta obtener una llama azulada. La llama roja debe evitarse ya que es señal de una combustión incompleta del gas y desprendimiento de monóxido de carbono que es un gas letal.

2. Para confirmar lo anterior, abre gradualmente la válvula de gas del mechero, hasta

obtener una llama de unos 10 cm de alto de color rojo.

3. Con la ayuda de las pinzas para crisol coloca una cápsula de porcelana sobre la llama por unos segundos. Examina el depósito de hollín que se forma en la parte inferior y externa de la cápsula.

4. Limpia la cápsula de porcelana y repite la operación con una llama azul, observa que no hay formación de hollín.

5. Sujeta sobre la flama un alambre de cobre sostenido con las pinzas e identifica el sitio de las partes más calientes y más frías de la llama por la intensidad de la luz desprendida.

6. Introduce un palillo de fósforo en la boca del tubo del mechero Bunsen sosteniéndolo con un alfiler. Observa que no se quema.

OBSERVACIONES

PARTE I

Responde con claridad lo siguiente:

1. Escribe los nombres de los materiales usados para:

a) Medir volúmenes _____

b) Pesar sustancias _____

c) Calentar _____

d) Medir temperatura _____

2. ¿Qué uso tiene una pipeta? _____

3. ¿Cuáles de los materiales mostrados pueden someterse al calor y cuáles no? _____

4. ¿Cuál es la forma correcta de usar la tela de asbesto? _____

PARTE II

1. Completa los siguientes datos:

a) Masa del vaso de precipitado vacío _____

b) Masa del vaso de precipitado con el cloruro de sodio _____

c) Masa del cloruro de sodio _____

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? _____

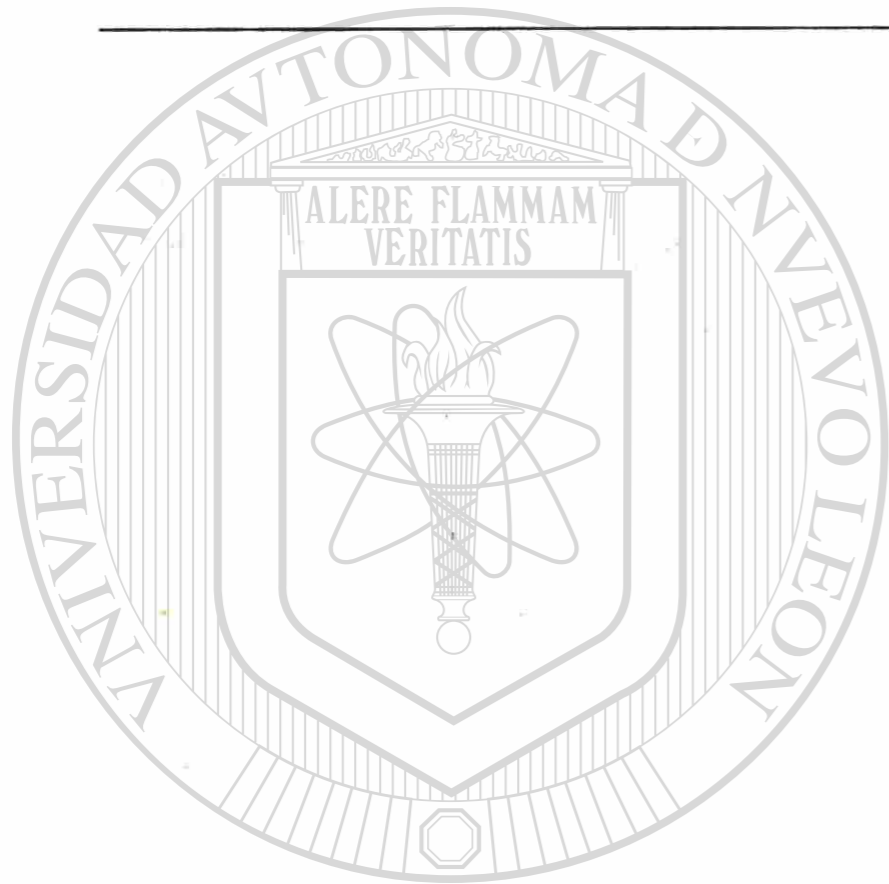
RESULTADOS Y CONCLUSIONES

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

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

3. ¿Porqué la llama tiene forma cónica?

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



Experimento 2 Cambios Físicos y Químicos

INTRODUCCION

La materia presenta propiedades físicas y químicas las cuales son útiles para clasificarla. Ejemplo de propiedades físicas son: el color, olor, densidad, dureza, solubilidad, punto de fusión, punto de ebullición, etc. Las propiedades químicas son determinadas por la capacidad de una sustancia para reaccionar con ácidos, bases, con el oxígeno, y con otros compuestos.

Cuando en una sustancia estas propiedades físicas y químicas se alteran decimos que ocurrieron cambios físicos y químicos. A veces, existe dificultad para distinguir la diferencia entre ambos cambios. La manera de conocer la diferencia de éstos es observando la naturaleza de la sustancia, así por ejemplo, si una sustancia cambia de tamaño o de estado físico pero conserva su composición química se produce un cambio físico, pero si se forma una nueva sustancia con composición diferente a la original, el cambio es químico. A los cambios químicos frecuentemente se les llama reacciones químicas.

En esta práctica de laboratorio, se determina el tipo de cambios que ocurren en la materia.

OBJETIVOS

1. Observar y analizar cambios ocurridos en la materia.
2. Clasificar cambios físicos y químicos en la materia.

MATERIALES

Tubos de ensayo 12 x 150	Gotero	Agua destilada
Tubos de ensayo 18 x 250	Gradilla para tubos	NaCl(s)
Palillo de madera	Crisol	CoCl ₂ ·6H ₂ O(s)
Mechero	NH ₃ (6M)	Zn (granalla)
Agitador de vidrio	AgNO ₃ (0.1M)	HCl (1:4)
Pinza para tubo		

PRECAUCIONES

1. Usar la técnica correcta al calentar tubos de ensayo.
2. El ácido clorhídrico es corrosivo, debe lavarse de inmediato con agua si existe contacto. Si se derrama sobre la mesa o el piso debe aplicarse bicarbonato de sodio sólido, NaHCO₃, para neutralizarlo.

3. El nitrato de plata, AgNO_3 , debe manejarse con precaución por su alto costo y porque mancha de negro la piel.

PROCEDIMIENTO:

Completa la tabla que aparece al final de esta sección con las observaciones de las pruebas siguientes:

1. Rompe cinco palillos de madera en pedazos pequeños y deposítalos en un tubo de ensayo de 18 x 250. Calienta fuertemente el tubo por varios minutos. Registra tus observaciones.

2. Deposita 3g de cloruro de sodio en un tubo de ensayo pequeño 12 x 150, añádele 2 mL de agua destilada y agita la solución del tubo con un agitador de vidrio. Registra tus observaciones.

3. Cambia la solución a un crisol y calienta hasta lograr la evaporación del agua. Registra tus observaciones.

4. Utilizando unas pinzas mueve el crisol a un sitio menos caliente, deja que se enfrie y añádele 2 mL de agua destilada. Mediante un gotero deja caer 10 gotas de nitrato de plata en la solución del crisol, observa el resultado utilizando una lupa.

5. Calienta de nuevo la solución hasta evaporar el agua y observa de nuevo utilizando la lupa.

6. Añade 15 mL de la solución amoniacal al sólido presente en el crisol y registra tus observaciones.

7. Pesa en la balanza granataria una tirilla de cobre y registra el dato.

Introduce el cobre en un tubo de ensayo pequeño de 12 x 150 y con cuidado agrega nitrato de plata hasta cubrir la tirilla completamente. Observa lo que ocurre.

Al finalizar la reacción, determina de nuevo la masa de la tirilla de cobre y registra el dato.

8. Lava y seca el crisol y deposita en éste 1 g de cloruro de cobalto hidratado, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Calienta suavemente al principio y después fuertemente. Registra tus observaciones.

9. Deja enfriar el crisol y agrega 10 gotas de agua al sólido depositado en éste. Registra de nuevo tus observaciones.

Tabla de Observaciones

Procedimiento	Observaciones	Tipo de cambio
1.- Palillos calentados		
2.- Cloruro de sodio en agua		
3.- Calentar solución de cloruro de sodio		
4.- Cloruro de sodio + nitrato de plata en solución		
5.- Cloruro de sodio + nitrato de plata calentados		
6.- Solución amoniacal y el sólido		
7.- Cobre y nitrato de plata Masa del cobre Antes Después		
8.- $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ Calentado		
9.- CoCl_2 + agua		

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS:

Analiza cada cambio de la tabla de datos y determina si el cambio es físico o químico.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1. Utilizando tus observaciones de esta práctica, explica la diferencia entre un cambio físico y un cambio químico.

Experimento 3 Ensayos a la flama



INTRODUCCION

Cuando los elementos son calentados a temperaturas altas, algunos de sus electrones son excitados moviéndose a niveles de energía mayor. Estos electrones excitados al caer a niveles de energía más bajos, producen un exceso de energía en paquetes de luz llamados "fotones" o quantum de energía. El color de la luz emitida depende de su energía, así, por ejemplo, la luz azul es más energética que la luz roja. Cuando un elemento es calentado emite un color característico de luz el cual es útil para identificarlo. A este fenómeno se le llama comúnmente espectro de emisión.

En este experimento se efectúan pruebas a la flama para varios elementos con propiedades metálicas.

OBJETIVOS

- 1.- Observar los colores emitidos por varios elementos metálicos.
- 2.- Identificar los elementos por sus espectros de emisión.

MATERIALES

Asa de níquel-platino (nicromel)	Gradilla	Mechero
Vaso de precipitado de 50 ml	Espátula	Vidrio de cobalto
8 tubos de ensayo de 12 x 150	Acido Clorhídrico, HCl 6M	Nitrato de Sodio, NaNO_3
Nitrato de Calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato de Potasio, KNO_3	Nitrato de Litio, LiNO_3
Nitrato de Estroncio, $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato de Cobre(II), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	
Nitrato de Bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$		

PRECAUCIONES

- 1.- Usar anteojos de seguridad.
- 2.- El Acido Clorhídrico es corrosivo y puede causar lesiones graves. Si se derrama ácido sobre tí, inmediatamente enjuaga el área afectada por 2 a 3 minutos con agua y notifícalo al maestro. Si el ácido cae a tus ojos enjuágalos inmediatamente por 20 minutos. Si el ácido se derrama sobre la mesa del laboratorio o en el piso, neutralízalo con bicarbonato de sodio antes de limpiarlo con papel o esponja. Observa que el ácido ha sido neutralizado cuando las burbujas de gas ya no se forman. Antes de tirar el ácido que sobra por el drenaje neutralízalo con bicarbonato de sodio.
- 3.- No toques en ningún momento el extremo de la asa de nicromel usado en la práctica. El alambre de la asa se pone extremadamente caliente y puede causarte quemaduras severas.

Acuérdate que una asa caliente no muestra diferencia de una asa fría.

PROCEDIMIENTO

Al realizar el experimento registra las observaciones en la tabla 3.1.

1.- Limpia el alambre del asa de nicromel con ácido clorhídrico 6M y después calentándolo en la parte superior de la flama (zona de oxidación) hasta que no muestre color. Se puede repetir varias veces para lograrlo.

2.- Introduce el asa de nicromel limpia en la solución de nitrato de sodio, cuidando que en el anillo se forme una película de la solución (gotas). Acércalo a la flama y observa a simple vista y a través de un vidrio de cobalto el color de la flama. Registra tus observaciones.

3.- Repite la prueba anterior con el resto de las soluciones, teniendo cuidado de lavar previamente el asa con la solución de ácido clorhídrico entre cada prueba. Registra tus observaciones.

4.- Observa los colores de las flamas producidas al calentar nitrato de sodio y nitrato de potasio, a través del vidrio de cobalto. Registra tus observaciones.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS

- 1.- Enumera los elementos de las soluciones que dieron los colores más fáciles de identificar y escribe el nombre de los elementos más difíciles de identificar.

- 2.- ¿Cuál es el elemento que da el color a la flama más intenso?

- 3.- ¿Cuáles elementos son difíciles de distinguir en una mezcla? Explica el porqué. ®

- 4.- Suponiendo que hiciera una prueba a la flama en un compuesto desconocido y se produjera una flama roja. ¿De qué elemento se trata?

5.- Menciona ejemplos donde se utiliza la propiedad de los metales de dar color al ser sometidos a altas temperaturas.

4.- Completa la siguiente tabla.

Tabla 3.1 Observaciones del experimento

Elemento	Color a la flama
Sodio	
Potasio	
Calcio	
Bario	
Estroncio	
Litio	
Cobre	
Sodio (vidrio de cobalto)	
Potasio (vidrio de cobalto)	

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1.- ¿Cuál es el propósito de utilizar el vidrio de cobalto en la identificación del sodio y del potasio?

2.- Enumera los elementos usados en la prueba de flama en orden creciente de la energía de luz emitida (rojo, amarillo, verde, azul, violeta).

Experimento 4 Metales y no metales

INTRODUCCION

Los elementos se clasifican de acuerdo a sus propiedades en metales y no-metales. Los elementos metálicos, en general, 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 el 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 | Martillo |
| Mechero | Cajas Petri |
| Acido clorhídrico, HCl, 0.5M | Cloruro de cobre(II) dihidratado, $CuCl_2 \cdot 2H_2O$, 0.1M |
| 8 tubos de ensayo de 12 x 150 | Aluminio (lámina) |
| Zinc | Magnesio (cintilla) |
| Hierro | Fósforo rojo |
| Yodo | Azufre |

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) Reclassifica 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

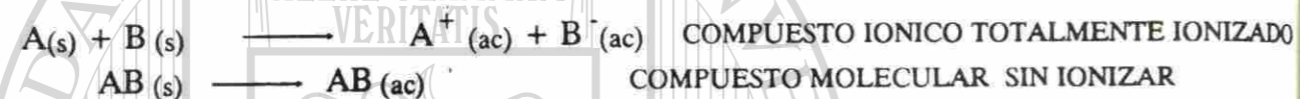
- 2.- Investiga el nombre de los elementos que muestran propiedades de ambos grupos.

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

Experimento 5 Predicción de Enlace Mediante Conductividad

INTRODUCCION

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



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

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

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

OBJETIVO

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

MATERIALES

1 Probador de conductividad eléctrica 1 Batería de 9V
1 popote 1 microplato de 96 hoyos

1 pipeta de tallo delgado

Soluciones de : NaCl, KNO₃, Co(OH)₂, NH₄Cl, Na₂ C₂ O₄, Al (NO₃),
Ba(OH)₂. 8H₂O, alcohol etílico, glicerina, H₂SO₄ 0.05M
NH₃(ac), ácido cítrico, ácido acético, almidón, ácido láctico
agua destilada.

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 siguiente código : C= Conducción; NC= No conducción; PC= Conducción Parcial

- 5.- Transfiere la solución del H₂SO₄ en el hoyo del Ba(OH)₂ y registra la conductividad de la nueva solución.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS

- 1.- Usa el código indicado en el paso 4 de la Parte II para registrar tus observaciones.

- 2.- Elabora una tabla agrupando las soluciones como conductores, no conductores y parcialmente conductores basándote en tus observaciones y establece su relación con su tipo de enlace.

- 3.- ¿Qué le ocurrió a la conductividad de la solución de Ba(OH)₂ al agregarle el H₂SO₄? Explica tu respuesta.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

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

Experimento 6 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) son llamados elementos de transición y presentan propiedades diferentes a los elementos representativos del mismo período.

Una de las características de algunos elementos de transición es que pueden presentar múltiples estados 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 las 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 representativos en solución acuosa.
- 2.- Comparar reacciones químicas de iones metálicos de transición con las de iones metálicos representativos.

MATERIALES

1 microplato de 96 hoyos 1 forma de datos de microplato
micropipetas plásticas palillos
Soluciones 0.1M de: KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4VO_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$,
 $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$,
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 de cuales iones en solución tendrán propiedades similares entre sí y diferentes a las de los otros iones. Consulta la tabla periódica para hacer ésto.
- 2.- En la hoja cuadriculada adjunta que representa un dibujo del microplato enumera las columnas del 1 al 10 y las hileras de la A a la D.
- 3.- Coloca en la:
 - a) **Columna 1** : 5 gotas de KNO_3 en los hoyos A_1 a D_1

- b) **Columna 2** : 5 gotas de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_2 a D_2
- c) **Columna 3** : 5 gotas de NH_4VO_3 en los hoyos A_3 a D_3
- d) **Columna 4** : 5 gotas de $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_4 a D_4
- e) **Columna 5** : 5 gotas de $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_5 a D_5
- f) **Columna 6** : 5 gotas de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_6 a D_6
- g) **Columna 7** : 5 gotas de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ en los hoyos A_7 a D_7
- h) **Columna 8** : 5 gotas de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_8 a D_8
- i) **Columna 9** : 5 gotas de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_9 a D_9
- j) **Columna 10** : 5 gotas de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ en los hoyos A_{10} a D_{10}

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 la 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 la hoja cuadriculada registra tus observaciones anotando a la izquierda arriba la información inicial y a la derecha abajo la información después de la reacción referente a:

- 1.- Las propiedades físicas (color) de las soluciones iniciales colocadas en la hilera A.
- 2.- Los cambios observados en las soluciones de los hoyos B_1 a D_{10} al combinarse con los reactivos.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

- 1.- Señala:
 - A) Las observaciones iniciales y finales en las soluciones de las columnas 1, 2 y 10.

B) Las observaciones iniciales y finales en las soluciones de las columnas 3 a 9.

2.- Deduce y Concluye:

a) La relación entre el comportamiento de los iones metálicos (1 al 10) y su posición en la tabla periódica.

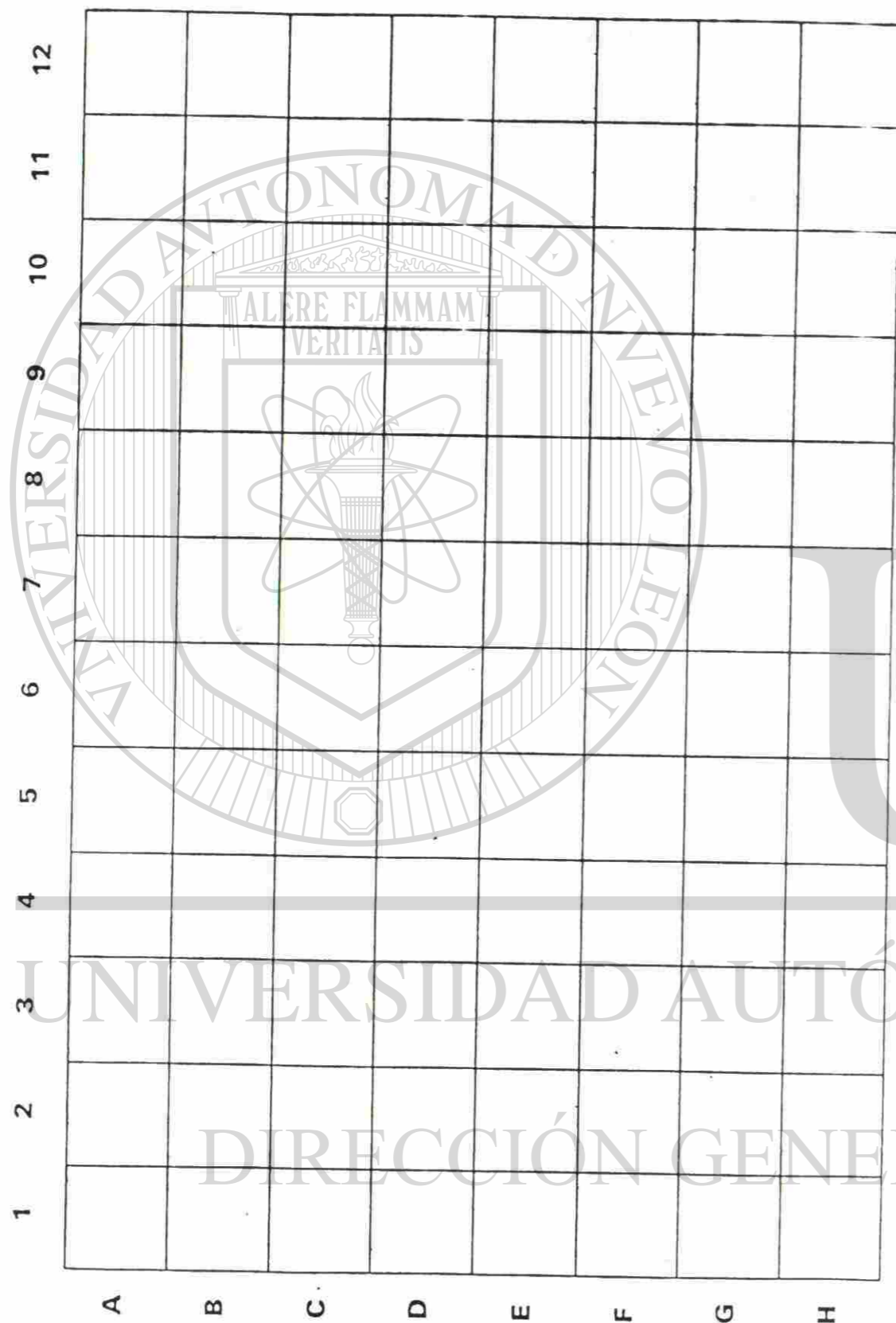
b) Si la hipótesis establecida antes de llevar a cabo el experimento es correcta Fundamenta tu respuesta.

EXTENSION Y APLICACION

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

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

3.- Describe el comportamiento del zinc en base a esta explicación



Experimento 7 Actividad Química de Metales

Los metales son elementos que tienden a ceder electrones y formar iones en solución. Además, generalmente tienen estado de oxidación positivo y se enlazan en forma iónica con los no-metales. Algunos metales, por ejemplo, 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.

OBJETIVOS

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

MATERIALES

1 microplato de 96 hoyos
 metales: Cu, Pb, Ni, Fe, Mg, Al, Zn, Ag.
 Soluciones 0.1M de : Cu (NO₃)₂, Pb (NO₃)₂, Fe (NO₃)₂, Mg (NO₃)₂, Al(NO₃)₃, Zn (NO₃)₂, Ag NO₃

micropipetas

pinzas pequeñas

PROCEDIMIENTO:

PARTE I.

- 1.- Consulta la tabla periódica y elabora una hipótesis acerca del orden de reactividad de Cu, Pb, Ni, Mg, Al, Zn y Ag. ¿Cuál de estos metales crees que es el más activo?
- 2.- En la hoja cuadrículada adjunta numera las columnas de 1 a 8 comenzando por la izquierda y las hileras de A a H de arriba a abajo.
- 3.- Coloca 10 gotas de la solución de Cu(NO₃)₂ en los hoyos A₁ a A₈, Enjuaga la pipeta con agua destilada.
- 4.- Continúa colocando 10 gotas de cada solución de Pb(NO₃)₂, Ni(NO₃)₂ y Fe(NO₃)₂ en los hoyos B₁ a B₈, C₁ a C₈ y D₁ a D₈ respectivamente.
- 5.- Añade un pequeño trozo de metal Cu a cada hoyo A a D de la columna 1.
- 6.- Continúa añadiendo pequeños trozos de metal Pb, Ni, Fe, Mg, Al, Zn, y Ag a cada hoyo A a D de las columnas 2 a 8 respectivamente.

7.- Mientras esperas 10 minutos para que las reacciones se lleven a cabo, escribe en la hoja de datos, los símbolos de los metales en cada columna y las fórmulas de las soluciones en cada hilera para que registres correctamente tus observaciones.

8.- Después de 10 minutos con la ayuda de las pinzas remueve el metal de cada hoyo. Registra cualquier cambio en la hoja de datos. Usa un signo "+" para indicar que la reacción ocurrió y un "0" para indicar que la reacción no ocurrió, esto considerando las evidencias de los cambios químicos como son: la formación y disolución de precipitados, el desprendimiento de un gas o el cambio de color.

9.- Descarta las soluciones del microplato en la forma indicada por tu maestro y enjuaga el microplato.

PARTE II.

Repite los pasos 2 a 9 de la Parte I usando soluciones de $Mg(NO_3)_2$, $Al(NO_3)_3$, $Zn(NO_3)_2$ y $Ag(NO_3)$ en las hileras E a F. Añade los mismos metales en el mismo orden que en la Parte I y señala en la hoja de datos los nombres de las soluciones.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS.

Hipótesis:

Registra todas las observaciones en la forma del microplato

1.- Explica si reaccionaron todos los metales en la misma forma.

2.- Explica si hubo metales que no reaccionaron.

3.- Determina el número de reacciones de cada metal y regístralo en la tabla siguiente:

Metal	Cu	Pb	Ni	Fe	Mg	Al	Zn	Ag
No. de Reacciones								

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1.- Ordena los metales en orden descendente de reactividad y establece cual es el más activo y cual es el menos activo.

2.- Compara tu hipótesis con estos resultados y determina si concuerdan y explica.

3.- Compara si tus resultados concuerdan con la serie de actividad de los elementos que estudiastes en la clase.

EXTENSION Y APLICACION.

1.- Escribe las ecuaciones químicas para cada reacción observada señalando "NR" para las que no ocurrieron y el tipo de reacción al que todas ellas pertenecen.

2.- Para llevar un registro de los cambios que ocurren representa en una hoja de papel mediante un dibujo los 24 círculos del microplato numerando las columnas del 1 al 6 en la parte superior y las hileras de A a D a la izquierda.

3.- Coloca un 1/2 de pipeta 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 las hileras B a D.

6.- A los hoyos 1 a 4 de la hilera B se les añade Cl₂ producido al añadirles 10 gotas de HCl y un 1/2 de pipeta de la solución de NaClO.

7.- A los hoyos 1 a 4 de la hilera C se les añade un 1/2 de pipeta del agua de bromo.

8.- A los hoyos 1 a 4 de la hilera D se les añade un 1/2 de pipeta de la solución de I₂/KI.

9.- Compara las soluciones de la columna 1 a la del hoyo A₁, las soluciones de la columna 2 a la del hoyo A₂, las soluciones de la columna 3 a la del hoyo A₃ y las soluciones de la columna 4 a la del hoyo A₄. Se registran las observaciones en el formato de datos del microplato.

10.- Añade un 1/4 de pipeta 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 todas las observaciones en el dibujo que hiciste de tu microplato en la hoja de papel.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS.

Marca de manera similar los hoyos del microplato y del dibujo que lo representa en la hoja que usarás para registrar tus observaciones anotando a la izquierda arriba la información final.

REGISTRA:

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

2.- Los cambios observados por las soluciones al combinarse.

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

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.



Experimento 9 Factores que afectan la Velocidad de Reacción

INTRODUCCION

Las reacciones químicas se llevan a cabo a diferentes velocidades. Por ejemplo, la combustión del metano es una reacción relativamente rápida, mientras la corrosión del hierro es bastante lenta. La rapidez con que se producen ciertas reacciones requiere ser controlada de acuerdo a ciertos propósitos y para esto es necesario entender la teoría de choques en 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 deben tener las moléculas que chocan 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 y cualquier factor que los disminuya, disminuirá 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 | 1 probeta de 100 mL |
| 16 tubos de ensayo | 1 gradilla |
| 1 agitador de vidrio | 2 vasos de precipitado de 250 mL |
| 1 balanza (precisión centigram.) | 2 vidrios de reloj |
| 1 pinzas | 1 termómetro |
| 1 soporte | 1 mechero |
| 1 tela de asbesto | 1 navaja |
- Soluciones 0.1 M de: Cloruro de hierro (III), FeCl₃, Nitrato de hierro (III), Fe(NO₃), Cloruro de sodio, NaCl, Cloruro de calcio, CaCl₂, Nitrato de potasio, KNO₃, Cloruro de manganeso (II), MnCl₂, Acido Clorhídrico, HCl 1M, 3M y 6M, Peróxido de hidrógeno al 3% H₂O₂, Zinc en tiras, 0.25 mm x 0.5 mm x 2 cm, Zinc en polvo, Hierro en granalla, Hierro en polvo, Papel aluminio, Toallas de papel, Agua destilada, Hielo.

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, o hasta que se dejen de formar burbujas de gas al añadir el NaHCO_3 .

2.- El cloruro de hierro (II) es irritable. 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 muy tóxico evita el contacto con esta sustancia.

PROCEDIMIENTO

Utiliza las tablas 9.1 a 9.4 para registrar los datos y observaciones necesarias del experimento.

PARTE I. Efecto de la Temperatura en la Velocidad de Reacción.

La reacción de zinc metálico con ácido clorhídrico se llevará a cabo 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 minutos para que alcancen las temperaturas en los baños.

3.- Limpia el zinc con una fibra de acero usando guantes y corta 3 piezas pequeñas del metal del mismo tamaño ($0.5\text{ cm} \times 2\text{ cm}$) y con un peso aproximado de 0.2 g cada una.

4.- Anota la hora en la Tabla 9.1 y 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 de gas producido colocando un palillo encendido cerca de la boca de cada tubo. Anota la hora cuando la reacción termina, es decir, cuando ya no hay burbujas y el zinc se acabó.

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

PARTE II. Efecto de la Concentración en la Velocidad de Reacción a Temperatura Constante.

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

1.- Coloca en cada uno de los 4 tubos de ensayo soluciones 0.1M, 1M, 3M y 6M de HCl .

2.- Corta pequeños trozos ($1\text{ cm} \times 1\text{ cm}$) del zinc limpio de la parte I y añádelo a cada tubo. Registra la hora al comienzo y al final de la reacción en la Tabla 9.2.

3.- Desecha las sustancias que quedan como en el paso 5 de la parte I.

PARTE III. Efecto del Tamaño de Partícula en la Velocidad de Reacción.

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

1.- Corta una pieza de zinc ($0.5\text{ cm} \times 2\text{ cm}$) de la tira limpia del metal. Pesala con 0.01 g de exactitud y registra la masa y colócala en un tubo de ensayo limpio y seco.

2.- Pesa una cantidad similar de zinc en polvo y colócala en otro tubo de ensayo.

3.- Coloca estos tubos de ensayo en la gradilla y añade 5 mL de HCl 1M a cada uno. Observa las reacciones por varios minutos y anota tus observaciones en la Tabla 9.3.

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 agregándole 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 siete tubos de ensayo y una probeta de 10 mL con 2 mL de la solución de H_2O_2 al 0.3% desechando la solución cada vez. Coloca 5 mL de H_2O_2 al 0.3% en cada tubo y colócalos en la gradilla.

3.- Para observar la acción catalítica añade una de las siguientes soluciones a cada tubo: HCl 6M, FeCl_3 0.1M, NaCl 0.1M, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0.1M, CaCl_2 0.1M, KNO_3 0.1M, MnCl_2 0.1M. Mezcla los contenidos en cada tubo agitando o usando un agitador que debe ser lavado con agua destilada al agitar cada solución. Observa lo que ocurre y reporta el desprendimiento de gas en cada uno utilizando los términos "rápida", "lento", "muy lento", o "NR" para describir la velocidad de desprendimiento. Describe la actividad catalítica como "alta", "baja" o "ninguna". Registra estas observaciones en la Tabla 9.4.

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 reacción 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 de 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 9.1 Efecto de la Temperatura en la Velocidad de Reacción

Condiciones de Reacción	Tiempo de la Reacción		Duración	Pruebas
	Inicio	Final		
Agua de hielo 0°C				®
Temperatura Ambiente				
Agua Caliente 50 °C				

Tabla 9.2 Efecto de la Concentración en la Velocidad de Reacción

Condiciones de Reacción	Tiempo de la Reacción		Duración	Observaciones
	Inicio	Final		
0.1 M HCl				
1 M HCl				
3 M HCl				
6 M HCl				

Tabla 9.3 Efecto del tamaño de partícula en la Velocidad de Reacción

Sustancia Probada	Observaciones
Zinc en lámina	
Zinc en polvo	

Tabla 9.4 Efecto de un Catalizador en la Velocidad de Reacción

Prueba	HCl	FeCl ₃	NaCl	Fe(NO ₃) ₃	CaCl ₂	KNO ₃	MnCl ₂
	6M	0.1M	0.1M	0.1M	0.1M	0.1M	0.1M
Desprendimiento de oxígeno							
Actividad Catalítica							

AGRADECIMIENTOS

El Comité de Química, agradece al Ing. Rafael Villarreal Guajardo, Director de la Esc. Preparatoria No. 8 por el apoyo brindado en la captura, y edición del presente manual.

Nuestro aprecio sincero a la QFB Ma. Isabel Castillo Arévalo, a la Sra. Ma. del Carmen Gutiérrez de Mantilla y Sra. Ma. Antonieta Muñoz de Garay del Departamento Editorial de la Preparatoria No. 8, por su invaluable colaboración.

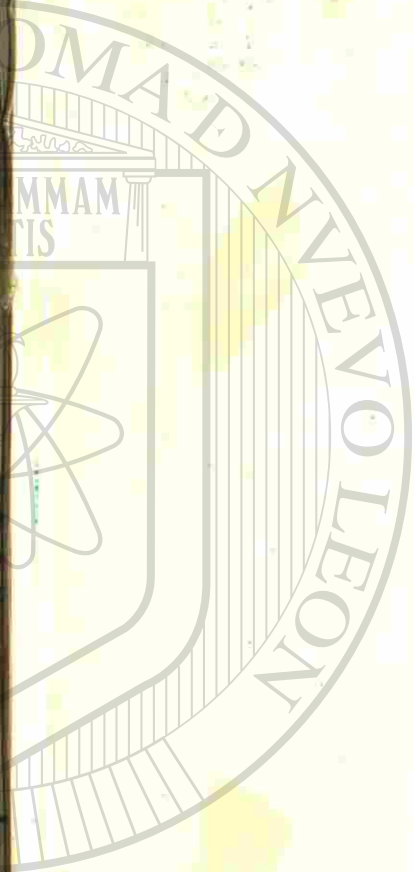
COMITE DE QUIMICA

MC Blanca Esmeralda Villarreal de Salinas

LQI Silvia Magda Sánchez Martínez

LCB y Lic. Fany Cantú Cantú

QFB Raquel H. Collins Treviño.



U A N L

SIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO



QUIMICA / Guía del alumno
Módulo I, Primera Edición 1993

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON

LIC. MANUEL SILOS MARTINEZ
Rector
DR. REYES S. TAMEZ GUERRA
Secretario General
DR. RAMON G. GUAJARDO QUIROGA
Secretario Académico

CCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA