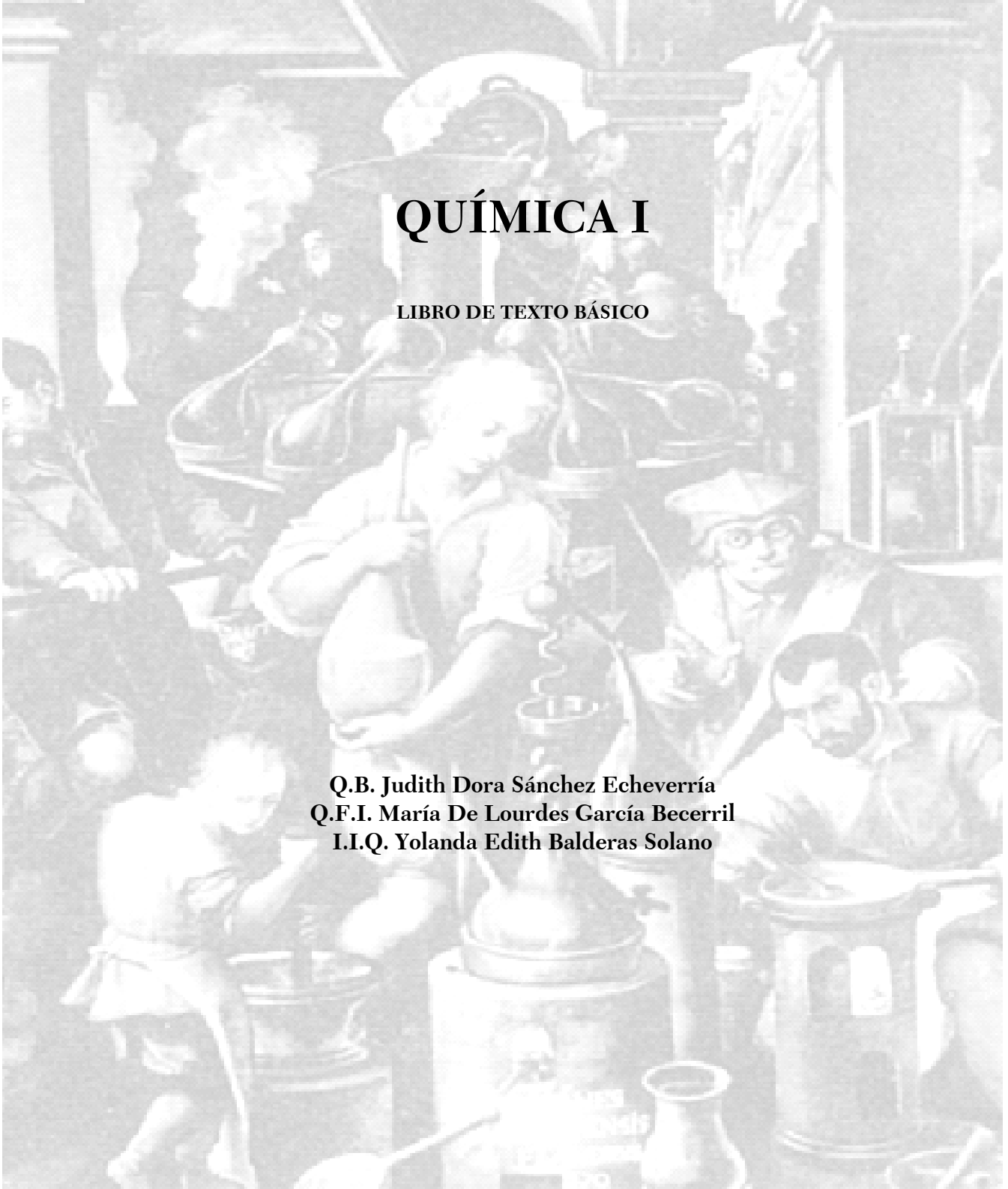


QUÍMICA I

LIBRO DE TEXTO BÁSICO

Q.B. Judith Dora Sánchez Echeverría
Q.F.I. María De Lourdes García Becerril
I.I.Q. Yolanda Edith Balderas Solano



ÍNDICE

Prólogo a la primera edición	
Introducción	7
Objetivos de aprendizaje	9
UNIDAD I La química y nuestro entorno	11
1.1 La Química, su importancia social	12
• La Química esta en todas partes	
• La Química como ciencia	
• Ejemplos del desarrollo de la Química en México	
1.2 Materia, Energía y Cambio	20
• Propiedades de la materia	
• Estados de agregación	
• Cambios de estado	
• Tipos de energía	
• Fuentes de energía	
• Leyes de la conservación	
• Cambios Físicos Químicos y Nucleares	
1.3 El lenguaje de la Química	32
• Clasificación de la materia	
• Elemento, mezcla, compuesto.	
• Métodos de separación de mezclas.	
• Fórmulas químicas	
1.4 Sistema Internacional de Unidades	44
• Mol.	
• Número de Avogadro	
• Razones básicas y unitarias.	
Resumen	51
Actividades de aprendizaje	53
Evaluación	55
Notas	62
UNIDAD 2 Estructuras atómicas	63
2.1 Antecedentes de la Teoría atómica de Dalton	64

• Reseña sobre la concepción y origen de la materia en la antigüedad.	
2.2 Teoría atómica de Dalton	66
• Postulados de la Teoría de Dalton	
2.3 Antecedentes de la Teoría atómica moderna	68
• Descubrimiento de los rayos X	
• Descubrimiento de la radiactividad	
• Experimento con tubos de descarga	
• Descubrimiento del electrón	
2.4 Modelos atómicos con estructura electrónica	76
• Modelos atómicos de Kelvin Thomson, Perrin, Rutherford, Bohr, Sommerfeld, Schrodinger.	
• Modelo de la mecánica cuántica.	
2.5 Números cuánticos	93
• Números cuánticos	
• Orbitales atómicos	
2.6 Configuraciones electrónicas	98
• Principios para representar	
• Formas de representación	
• Electrón diferencial	
Resumen	106
Actividades	108
Evaluación	109
Notas	114
UNIDAD 3 Tabla periódica y periodicidad	116
3.1 Antecedentes de la tabla periódica	117
• Tríadas de Dobereiner	
• Octavas de Newlands	
• Ley periódica de las masas atómicas	
• Ley periódica de los números atómicos	
3.2 Estructura de la tabla periódica moderna	121
• Periodos	
• Grupos	

<ul style="list-style-type: none"> • Propiedades de los metales, no metales y metaloides 	
3.3 Propiedades periódicas	138
<ul style="list-style-type: none"> • Radio atómico y radio iónico • Afinidad electrónica • Potencial o energía de ionización • Electronegatividad 	
Resumen	143
Actividades de aprendizaje	145
Evaluación	146
Notas	148
UNIDAD 4 Enlaces químicos	149
4.1 Teoría de los enlaces químicos	150
<ul style="list-style-type: none"> • Electrones enlazantes y regla del octeto • Estructura de Lewis • Clasificación de los enlaces químicos 	
4.2 Enlaces interatómicos	155
<ul style="list-style-type: none"> • Enlace iónico • Enlace covalente • Hibridación • Enlace metálico 	
4.3 Enlaces intermoleculares	174
<ul style="list-style-type: none"> • Enlaces por puente de Hidrógeno • Enlaces por fuerzas de Van der Waals 	
Resumen	177
Actividades de aprendizaje	179
Evaluación	180
Notas	182
UNIDAD 5 Nomenclaturas de los	
Compuestos químicos inorgánicos	183
5.1 Lectura y escritura de fórmulas químicas	184
<ul style="list-style-type: none"> • Valencia • Números de oxidación • Escrituras de fórmulas 	

5.2 Clasificación de los compuestos por su función química	192
5.3 Sistemas de nomenclatura	193
• Sistema de nomenclatura tradicional (Ginebra)	
• Sistema de nomenclatura del sistema Stock	
• Sistema de nomenclatura de la UIQPA	
5.4 Nomenclatura de los compuestos químicos inorgánicos	197
• Óxidos básicos y metálicos	
• Óxidos ácidos o anhídridos	
• Hidruros metálicos	
• Hidruros no metálicos	
• Hidróxidos o bases	
• Hidrácidos	
• Oxiácidos	
• Sales binarias	
• Oxisales	
Resumen	215
Actividades de aprendizaje	216
Evaluación	217
UNIDAD 6 Reacciones químicas inorgánicas	222
6.1 Conceptos básicos de reacciones y ecuaciones químicas	223
6.2 Balanceo de ecuaciones químicas	228
• Balanceo de ecuaciones por el método de tanteo	
6.3 Clasificación de las reacciones químicas inorgánicas	239
• Reacciones de síntesis o adición	
• Reacciones de descomposición	
• Reacciones de desplazamiento simple	
• Reacciones de desplazamiento doble	
• Reacciones químicas importantes por su impacto ecológico	
Resumen	253
Actividades de aprendizaje	255
Evaluación	257
Notas	260
Bibliografía	261

INTRODUCCIÓN

El hombre desde su inicio hasta nuestros días, ha sentido enorme curiosidad por conocer el origen de los fenómenos que transforman la naturaleza, y sobre todo sus repercusiones, debido a los cambios que estos han generado en las formas de vida de las sociedades de todos los tiempos. De esta forma se establece la relación sociedad-naturaleza, haciéndose necesaria una búsqueda constante de hechos y explicaciones científicas, que pudieran fundamentar y mejorar la existencia del ser humano.

En este contexto surge la química que es la ciencia que estudia la materia, su estructura, sus propiedades y transformaciones. Esta ciencia tiene una enorme relevancia tanto científica como social, ya que al estudiar la naturaleza aplicando el método científico, proporciona un conocimiento de la misma, para transformarla desarrollando la tecnología y teniendo como objetivo principal el beneficio de la misma sociedad.

Algunos de los beneficios de que provee la aplicación de la química son:

- El vestido, mediante la fabricación de fibras sintéticas con mejores propiedades que las naturales
- La alimentación, por medio del empleo de productos que satisfacen las necesidades básicas del organismo.
- La evaluación y control de la contaminación del suelo, aire y agua, con el estudio analítico de muestras naturales, para proponer alternativas de solución.
- El abasto de energía, mediante el estudio de nuevas fuentes energéticas no contaminantes.
- La vivienda, con la producción de materiales estructurales más resistentes.
- Los productos para el hogar, a través de la multitud de objetos y sustancias como: cerillos, encendedores, desinfectantes, limpiadores, desodorantes, fotografías, ceras, polímeros en la elaboración de enseres domésticos y mucho más.
- La conservación de la salud, mediante la elaboración de gran número de medicamentos que protegen nuestro organismo, o bien, lo liberan los agentes patógenos.

Hay mucho por hacer todavía en esta ciencia, por ello, te ofrecemos en este texto básico la posibilidad de que conozcas y analices los cambios que sufre la materia y su interrelación con la energía, con base a sus principios y leyes fundamentales.

El texto está estructurado por seis unidades, básicas para iniciar el estudio de la QUÍMICA, mismas que son fundamentales para cursos posteriores.

La primera unidad te presenta un panorama general del lenguaje de la química y sus aplicaciones.

En la segunda unidad se analiza la estructura fundamental de la materia: el átomo y sus propiedades.

La tercera unidad hace un estudio de los elementos y sus propiedades periódicas y analiza cómo estas propiedades determinan el comportamiento de los elementos.

La cuarta unidad presenta y analiza las diferentes formas de unión entre los átomos y las moléculas, así como, las propiedades que adquieren las sustancias derivadas de estas uniones.

La quinta unidad aborda los diversos sistemas de nomenclatura de compuestos inorgánicos, haciendo hincapié en el sistema de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (U.I.Q.P.A), por ser reconocido a nivel mundial.

Por último, en la sexta unidad, se clasifican y analizan las reacciones químicas inorgánicas con la finalidad de tener control de ellas para beneficio del hombre.

Con el contenido del texto se pretende crear en ti, alumno o maestro, una actitud responsable ante el uso y abuso de las aplicaciones de la química tanto a nivel personal, como de tu comunidad y a nivel de todos los ecosistemas; de tal forma, que los riesgos sean los mismos y los beneficios de los máximos.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Conocer el universo de estudio de la química y los pilares que la sustentan: el análisis y la síntesis, apreciará la necesidad de la cuantificación en química, desarrollando aptitudes de medición y experimentación.
- Desarrollar capacidad para resolver problemas, generando su propia estrategia de solución y cálculo.
- Conocer los hallazgos que condujeron al conocimiento del átomo y al planteamiento de un modelo que pudiera explicar su comportamiento en las diferentes manifestaciones de la materia e interpretará la existencia del universo
- A partir del conocimiento de la estructura del átomo.
- Representar configuraciones electrónicas de los elementos químicos identificando su posición en la tabla periódica y reconocerá las propiedades periódicas de éstos.
- Conocer e interpretará la forma en que ocurren los enlaces químicos relacionándola con la estructura de los átomos y las propiedades derivadas del tipo de enlace.
- Conocer los diferentes sistemas de nomenclatura química en especial el sistema U.I.Q.P.A. y su aplicación.
- Interpretar el significado de una ecuación como la representación de un proceso químico, clasificar las reacciones químicas inorgánicas y analizar sus repercusiones ecológicas y sociales.



UNIDAD 1

LA QUÍMICA Y NUESTRO ENTORNO

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

Reconocer que la química está presente en nuestro entorno cotidianamente.

Reflexionar sobre los beneficios y riesgos del estudio y aplicación de la química.

Revisar su concepción de la ciencia y sus propósitos.

Repasar algunos conceptos fundamentales aprendidos en el nivel medio básico.

Emplear correctamente el Sistema Internacional de Unidades.

1.1 LA QUÍMICA, SU IMPORTANCIA SOCIAL.

La Química está en todas partes.

Seguramente una o varias veces te has preguntado por qué o para qué aprender química, sin embargo, observa a tu alrededor; recuerda cuántos cambios químicos



Fig. 1.1ª Productos químicos de uso cotidiano

has observado o bien cuántos materiales útiles has obtenido gracias a esta ciencia. La química está en todas partes. Por ejemplo: los automóviles se mueven gracias a sustancias químicas que son combustibles; el vestido que te protege del frío o el calor; el alimento que se asimila en tu organismo; la función de los aparatos eléctricos que facilitan la labor en el hogar o la fábrica; la medicina que resuelve problemas de salud; el proceso de fotosíntesis, todos estos beneficios los obtenemos gracias a la química. En las figuras 1.1a y 1.1b, te mostramos algunos productos químicos.

De hecho la mayoría de productos que empleas en tu vida diaria son obtenidos por medio de esta ciencia.



Fig. 1.1b Productos farmacéuticos

La química como ciencia.

La Química es una ciencia, como tal definiremos a la ciencia retomando el concepto de Albert Einstein quién dice:

“Es un intento de relacionar la caótica diversidad de nuestra experiencia sensorial con un sistema lógico y uniforme de pensamiento”

La ciencia puede dividirse en las siguientes áreas:

Ciencias abstractas: Matemáticas

Ciencias físicas: Astronomía, Geología, Física y **Química.**

Ciencias biológicas: Botánica, Microbiología y Fisiología.

Ciencias Sociales: Historia, Antropología y Economía

La química es una ciencia que estudia la interacción materia - energía, así como los cambios que se originan en la estructura interna de la materia acompañados de cambios en la energía.

Podemos mostrar esta estrecha relación con la figura 1.2

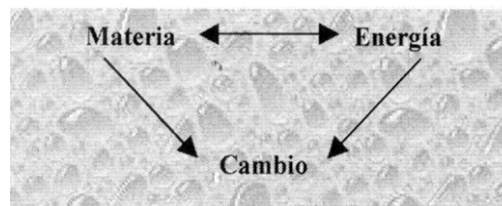


Fig. 1.2 Interrelación materia - energía

Además realiza estudios **cualitativos**, determina que componentes están presentes en una sustancia; pero también efectúa análisis **cuantitativos**, es decir cuantifica, para ello requieren de mediciones precisas de la materia y la energía que intervienen durante los fenómenos químicos que suceden en la naturaleza.

La química nos ayuda a conocer, interpretar y transformar nuestro ambiente. Para realizar estos estudios se basa en dos objetivos:

El análisis químico y la síntesis química

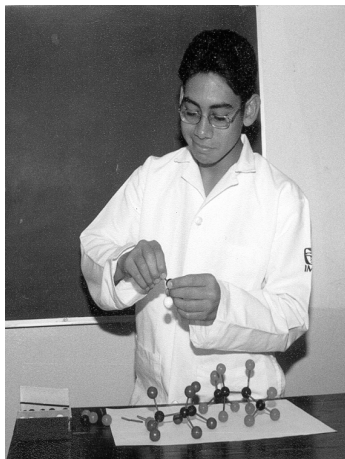
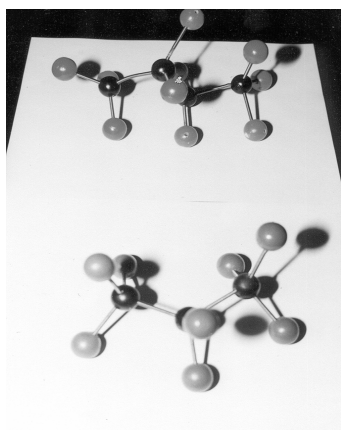


Fig. 1.3^a Alumno del colegio elaborando modelos de moléculas



El análisis químico, permite conocer la estructura interna de la materia para poder transformarla, investiga los componentes y materiales que la forman y los separa para su estudio; como resultado del análisis, el hombre realiza síntesis de nuevas sustancias semejantes o mejores a las naturales e incluso más baratas. A partir de los análisis se elaboran también **modelos científicos** que simulan un aspecto de la realidad y sirven para comprenderla mejor.

Las figuras 1.3a y

1.3b muestran la elaboración de modelos estructurales moleculares de hidrocarburos (modelo científico); como puedes observar nos proporcionan una idea clara de los átomos que participan, su disposición y los enlaces que forman.

Fig. 1.3b Ejemplos de modelos moleculares

De acuerdo al enfoque y tipo de materia que estudia la Química se divide en:

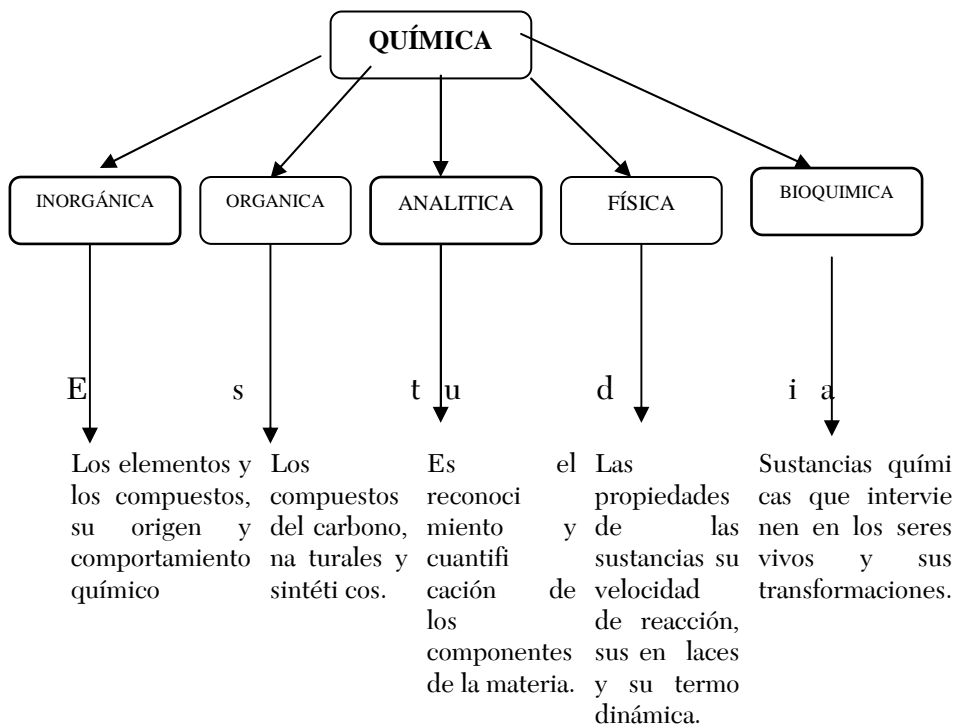




Fig. 1.4ª Máscara zapoteca. Caso. n. 84



Fig 1.5. Utensilios en los cuales se empleaban los colorantes. Caso, p. 42

Ejemplos del desarrollo de la Química

Al igual que todas las ciencias la Química ha evolucionado, en nuestro país desde la época de la colonia los indígenas empleaban diversos metales como: el oro, la plata y el cobre para hacer aleaciones; todos estos materiales eran ocupados para elaborar piezas de joyería, figuras 1.4a y 1.4b, elementos de construcción, diversos utensilios figura 1.5 y colorantes. También empleaban el carbón, y obtuvieron el negro de humo para hacer tinta negra, realizaban fermentaciones, extraían varias resinas que empleaban como pegamentos e identificaron gran número de vegetales curativos.

Estas bellas joyas, son una muestra de los trabajos que realizaron nuestros antepasados por medio de aleaciones.



Fig. 1.4b Pectoral, elaborado por medio de amalgamas. Caso, p. 172

Un colorante muy importante empleado por los zapotecos y otras culturas prehispánicas es la grana cochinilla. Actualmente es utilizada por nuestros artesanos, para teñir la lana; también se aprovecha en cosméticos y diversos alimentos procesados.



Fig. 1.6^a Colorantes naturales

La figura 1.6a muestra una planta con grana, la figura 1.6b exhibe grana procesada y lana teñida, finalmente tenemos lana teñida e hilada. Figura 1.6c.



Fig. 1.6b Lana teñida con colorantes naturales

En 1555 se inicia la primer industria en nuestro país, cuando Bartolomé de Medina pone en práctica su proceso de recuperación de la Plata por amalgamación con Mercurio.



Fig. 1.6c Lana hilada, preparada para tejer



Fig 1.7 Hoja de tabaco Alexander n 192.

En el siglo XIX, el mexicano Vicente Ortigosa fue el primero en aislar y analizar el alcaloide del tabaco, la nicotina, a la que dio la fórmula $C_{10}H_{16}N_2$ al mismo tiempo que determinó su composición porcentual. Figura 1.7

Entre 1849 y 1862 Leopoldo Río de la Loza, escribe el primer tratado de Química hecho en México. Estudió diversos productos de origen vegetal, entre los cuales encontró el ácido pipitzahoico, descubrimiento que lo hizo merecedor de un premio

internacional en Londres. Fundó la Sociedad Farmacéutica Mexicana, donde editó la Farmacopea Mexicana.

Posteriormente HYLSA, compañía de hojalata y lámina de Monterrey desarrolla el hierro esponja, obtenido por reducción directa del mineral de hierro. Siendo por más de treinta años el líder en la obtención de hierro por éste método.

En 1941, se crea el Instituto de Química de la UNAM, en 1943 se descubre un vegetal con alto contenido de diosgenina, y años más tarde se producen en México los primeros antiovulatorios orales, que obstaculizan la gestación. Cinco años después estos anticonceptivos eran utilizados por millones de mujeres.

Ahora se llevan acabo diferentes trabajos como: el estudio de la degradación del PVC, un nuevo método para producir antibióticos, obtención de un medicamento para combatir la cisticercosis, el empleo de los insectos como fuente de alimentación para el futuro, la obtención de proteína unicelular a partir del suero del queso y muchos proyectos más.

Actualmente el Instituto Mexicano del petróleo ha diseñado 100 plantas petroquímicas y cuenta con más de 150 patentes, hoy realizan investigaciones sobre la biodegradación microbiana de hidrocarburos, como una posibilidad de recuperación de suelos contaminados con crudo.

En el Instituto Politécnico Nacional también se realizan diversos trabajos como son: aislamiento de los principios activos de vegetales empleados para el tratamiento del cáncer, elaboración de una vacuna viva contra la tifoidea, deshidratación por secado de frutas y verduras; así como estudios de las transformaciones catalíticas de los hidrocarburos; son algunos ejemplos de las investigaciones que se realizan en nuestro país.

Como puedes ver, en México existen centros de Investigación de gran importancia para el desarrollo de las diferentes ramas de la Química, en los cuales se trabaja con responsabilidad y gran interés. **¡Tú puedes formar parte de ellos!**

1.2 MATERIA ENERGIA Y CAMBIO.

En forma general se identifica a la **materia** como todo aquello que tiene masa, energía, ocupa un lugar en el espacio, posee inercia y es susceptible a cambio; pero no puede ser destruida.

A toda porción limitada de materia se le denomina **cuerpo**. Todas las cosas que conocemos, ya sean seres vivos o inertes, están constituidos por materia.

Propiedades de la materia.

La materia presenta diferentes propiedades, éstas se clasifican con base a varios parámetros, por ejemplo:

“De acuerdo a las teorías de la física relativista, la materia tiene cuatro manifestaciones o propiedades fundamentales que son: la masa, energía, espacio y tiempo”.

Por su naturaleza las propiedades de la materia se clasifican en:

- Físicas
- Químicas
- Biológicas

Otro parámetro considerado para clasificar las propiedades de la materia, toma de referencia si éstas se presentan en cualquier tipo de materia o no, originando la siguiente clasificación:

Generales Intensivas
Extensivas

Específicas Intensivas
Extensivas

Propiedades generales. Son aquellas que se presentan en todo tipo de materia. Entre ellas tenemos:

Volumen	Peso
Masa	Porosidad
Inercia	Impenetrabilidad

Volumen. Es la cantidad de espacio tridimensional que ocupa un cuerpo. En el Sistema Internacional, su unidad fundamental es el m^3 y se basa en el volumen de un cubo que mide un metro en cada una de las tres dimensiones. Otras medidas empleadas son: el litro que equivale a 1 dm^3 ó 1000 cm^3 figura 1.8a. Un centímetro cúbico se denomina también mililitro; esta unidad es muy empleada en Química.

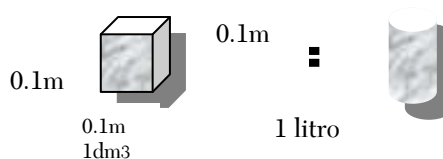


Fig. 1.8 a Representación de un cuerpo en tres dimensiones



Fig 1.8. Medición de volúmenes, empleando probetas, pipetas y matraces aforados

Masa. Se define como la cantidad de materia presente en un cuerpo. Su unidad fundamental es el kilogramo kg., en el laboratorio generalmente empleamos el gramo g.



Fig.1.9 En el laboratorio la masa se determina con balanzas: a) de un platillo b) de brazo triple c) granataria eléctrica

Inercia. Es la propiedad de los cuerpos para mantener su estado de reposo (Figura 1.10a) o movimiento (Figura 1.10b) a menos que intervenga una fuerza que modifique dicho estado. Esta propiedad está en relación directa con la masa, es decir, a mayor masa mayor inercia y viceversa.

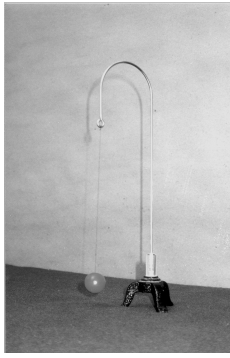


Fig. 1.10^a Péndulo en reposo

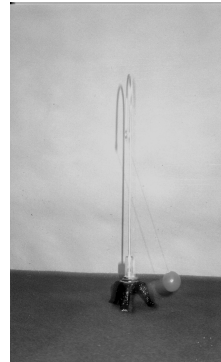
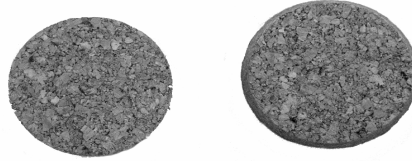


Fig. 1.10b Péndulo en movimientos

Peso. Es resultado de la relación entre la masa de un cuerpo y la fuerza gravitatoria. Es la medida de la fuerza con la que un cuerpo es atraído por la acción de la gravedad, varía con la fuerza del campo



gravitatorio.

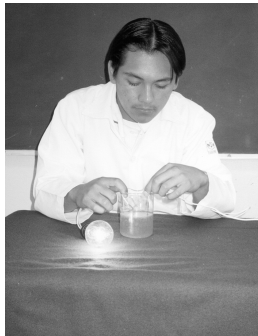
Fig. 1.11 En el corte de este corcho podemos observar a simple vista los espacios intermoleculares o poros.

Porosidad. La materia está formada por moléculas de mayor o menor tamaño, pero todas están separadas por espacios denominados poros ó espacios intermoleculares Fig. 1.11. Ello indica que la materia es discontinua.

Impenetrabilidad. Esta propiedad indica que dos cuerpos no pueden ocupar el mismo lugar al mismo tiempo.

Divisibilidad. Todo tipo de materia es susceptible a dividirse, esto como consecuencia de la porosidad.

Propiedades específicas. Son propiedades que sirven para identificar y diferenciar una sustancia de otra. Pueden ser físicas ó químicas. Como ejemplos tenemos:



Físicas
 Punto de fusión
 Punto de ebullición
 Color
 Dureza
 Maleabilidad
 Ductibilidad

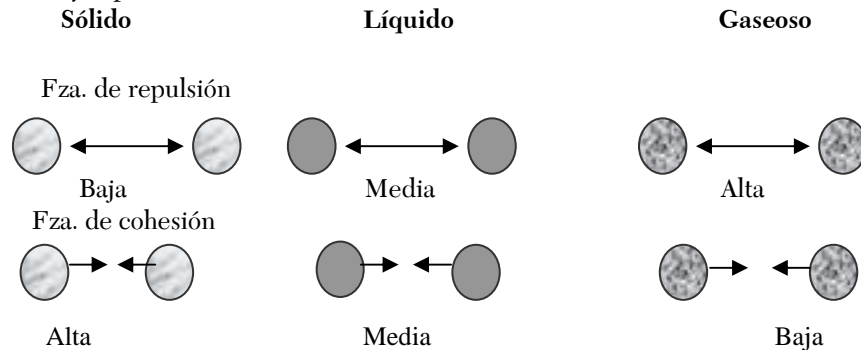
Químicas
 Poder oxidante
 Poder reductor
 Acidez
 Combustibilidad
 Comburencia
 Electronegatividad

Fig.1.12 Conductividad eléctrica en una disolución de sulfato de cobre

Una de las propiedades específicas más importantes es la conductividad eléctrica. En la figura 1.12 se muestra esta propiedad del sulfato de cobre, disuelto en agua.

Estados de agregación.

Observa todo lo que te rodea, seguramente encuentras materia con diferente estado de agregación o forma física, éstas dependen de la fuerza de atracción y repulsión entre sus moléculas.



fases de la materia gracias al modelo cinético-molecular, el cual determina que la materia está constituida por partículas extraordinariamente pequeñas, llamadas moléculas. Figura 1.13
 Pero ¿Qué es una **molécula**?

Es la parte más pequeña en la que puede ser dividida una sustancia, sin que forme una nueva.

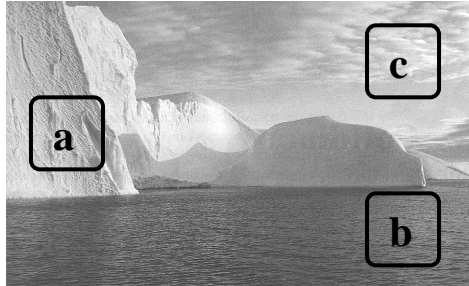


Fig. 1.13 Representación de los tres estados de agregación del agua a) sólido, b) líquido, c) gaseoso. Phillips, p 127.

Podemos apreciar en esta figura los tres estados de agregación: (a) sólido, sus moléculas están muy unidas, (b) líquido, cuyas moléculas están poco separadas y (c) gaseoso, con sus moléculas muy dispersas.

Ahora te presentamos las propiedades más representativas de los estados de agregación, analízalas y busca las similitudes y diferencias.

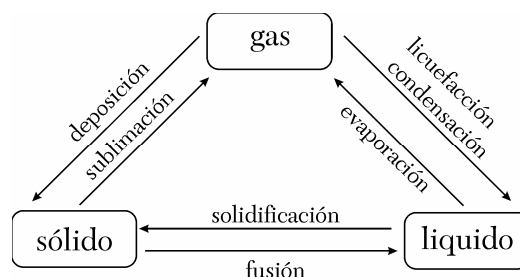
Características de los cuerpos en estado sólido	
.Sus partículas están muy próximas unas de otras, es decir sus espacios intermoleculares son muy pequeños. -La fuerza de cohesión entre sus moléculas es muy alta -Tienen un volumen y una forma definidos.	-Son más densos que los líquidos -Sus átomos o moléculas están ordenados en formas geométricas. -La fuerza de repulsión entre sus partículas es muy baja. -Sus partículas solo vibran. -No fluyen.

Características de los cuerpos en estado líquido	
<p>.-Poseen una membrana tensa en su superficie, esta característica es denominada tensión superficial.</p> <p>-Son incomprensibles si no varía la temperatura y a presión moderada.</p> <p>-Los átomos o moléculas que constituyen a los cuerpos líquidos tiene fuerza de cohesión menor que la de los sólidos, por ello adoptan la forma del recipiente que los contiene.</p>	<p>-Tienen volumen constante.</p> <p>-Sus moléculas se pueden desplazar o fluir progresivamente de un lugar a otro, son escurridizos.</p> <p>-No tienen forma fija.</p> <p>-Cuando dos o más líquidos son solubles entre sí, se presenta el fenómeno de difusión.</p>

Características de los cuerpos en estado gaseoso	
<p>-Sus moléculas están muy separadas unas de otras y se mueven a gran velocidad.</p> <p>-Al moverse sus moléculas generan gran cantidad de colisiones, aumentando así su energía cinética y con ello la fuerza de repulsión.</p>	<p>- Se expanden rápidamente.</p> <p>-Son compresibles.</p> <p>-La temperatura y la presión cambian su volumen.</p> <p>-No tienen forma ni volumen fijo.</p> <p>-Se mezclan y se difunden uno en otro.</p>

CAMBIOS DE ESTADO.

La materia puede cambiar su estado de agregación. Los cambios de estado solo modifican la apariencia externa de la materia, por lo que se consideran cambios físicos, ocurren por variación de temperatura o presión y requieren poca energía.



En las figuras 1.14 y 1.15 se observan algunos cambios de estado.



Fig. 1.14 Fusión de hierro. Phillips, p. 286.

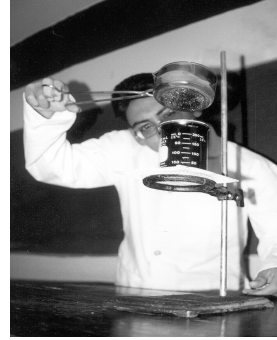


Fig. 1.15 Sublimación del Yodo, paso de sólido a gas.

TIPOS DE ENERGÍA.

Tradicionalmente la energía se define como la capacidad para producir un trabajo o para transferir calor, sin embargo no existe una definición exacta debido a que la energía tiene la peculiaridad de cambiar frecuentemente.

Energía: se considera el principio de la actividad interna de la masa.

Desde el punto de vista de la mecánica, se divide en dos tipos:

ENERGÍA

Potencial. Es la que posee un cuerpo por su composición. Está almacenada en sus partículas debido a su posición dentro de un campo de fuerzas eléctricas, magnéticas o gravitacionales.

$$E_p = m g$$

Donde: E_p = Energía potencia (ergios o joules)
 m = masa de la partícula (g o kg)
 g = aceleración de la gravedad (cm/s² o m/s²)
 Δh = diferencia de alturas (cm o m)

Cinética. Es la que poseen los cuerpos en movimiento, debido a su velocidad.

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

Donde: E_c = energía cinética (ergios o joules)
 m = masa (g o kg)
 v = velocidad (cm/s o m/s)

Cuando estos dos tipos de energía se transforman, pueden manifestarse como:

Energía mecánica	Energía térmica	Energía sonora
Energía eléctrica	Energía luminosa	Energía radiante

Por la fuente de donde proviene la energía puede ser:

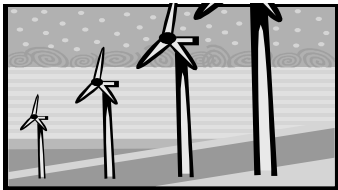
Energía hidráulica	Energía solar	Energía química
Energía eólica	Energía geotérmica	Energía nuclear

Energía geotérmica. Proviene de las capas internas de la tierra, específicamente del magma (rocas fundidas). El vapor que emite el magma se libera por las grietas de las capas superiores.

Energía hidráulica. Se manifiesta por medio del movimiento del agua, es trascendental para producir electricidad en las plantas hidroeléctricas.



Energía solar. Proviene como lo indica su nombre del sol, es de suma importancia para procesos vitales como la fotosíntesis: Actualmente se emplean celdas fotovoltaicas que almacenan la energía solar y la transforman en energía eléctrica.



Energía eólica. Se manifiesta por el movimiento del aire. El viento mueve turbinas convirtiendo la energía en mecánica y un generador la transforma en eléctrica. La energía eólica no emite contaminación.

Energía química. Es energía potencial que poseen los cuerpos de acuerdo a su estructura química. Esta energía se manifiesta en forma de calor o electricidad.

Energía nuclear. Es la energía que se libera en las reacciones nucleares. Se obtiene por desintegración de los núcleos de átomos pesados como el uranio.

Todos los tipos de energía pueden transformarse y manifestarse de diferentes formas; por ejemplo las que se muestran en la figura 1.16 que se inician con la energía solar.

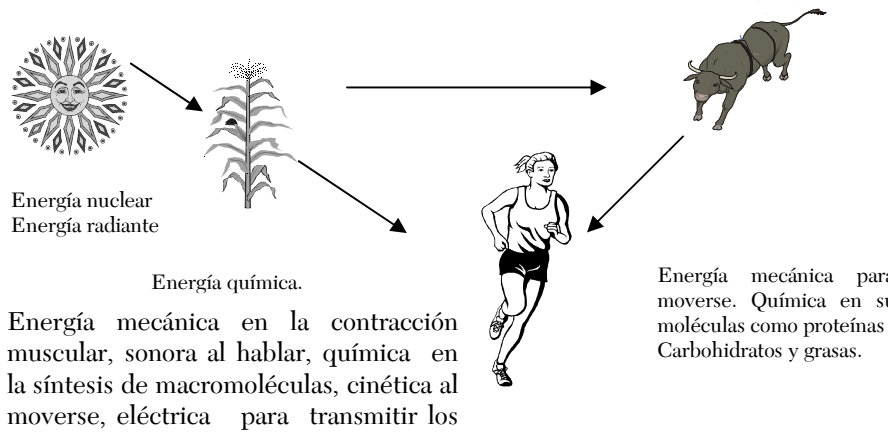


Fig. 1.16 Ejemplo de algunas transformaciones de energía, iniciando en el sol.

Ley de conservación: Existen relaciones entre energía y masa, las cuales se expresan por medio de las leyes de la conservación y son:

Ley de la conservación de la masa. Fue propuesta por Lavoisier y establece:

“La masa no se crea ni se destruye. solo se transforma”.

Ley de la conservación de la energía. Mayer establece:

“La energía del universo se mantiene constante, no puede ser creada ni destruida, solo puede cambiar de una forma a otra”.

Ley de la conservación de la materia. Albert Einstein (1879-1955), físico alemán, basándose en su teoría de la relatividad instituye esta ley que expresa:

“La cantidad de masa-energía que se manifiesta en un determinado espacio-tiempo es constante”. La materia puede transformarse en energía y viceversa.

Se expresa matemáticamente como:

donde:

$$E = mc^2$$

E= energía (ergios o joules)

m= masa (g o kg)

c= velocidad de la luz (3×10^{10} cm/s)



Fig. 1.17 El espectro de la luz blanca, comúnmente llamado arcoiris, es un fenómeno físico. Philips, p.71



Fig 1.18a. Combustión del potasio

Cambios físicos, químicos y nucleares.

Los cambios se manifiestan constantemente en la naturaleza, se pueden clasificar de varias formas, una de ellas es:

Físicos: Son todos aquellos en los cuales cambia la forma, el tamaño, el estado de movimiento o de reposo o bien el estado de agregación de la materia. Para efectuarlos, se requiere poca energía. No cambian las propiedades internas de la materia. Ejemplos: fusión de la cera, la lluvia, refracción de la luz, dilatación de un metal, arrugar una hoja, hervir agua y sublimar el yodo. Fig. 1.17.

Químicos: Originan sustancias nuevas, con propiedades distintas a las de la inicial; esto debido a que se modifica la naturaleza interna de la sustancia.

La energía absorbida o desprendida es mayor que en los cambios físicos. Ejemplos: combustión, oxidar un metal, combinar un ácido con agua, respirar, la digestión, la fotosíntesis, la fermentación y la putrefacción. Figuras 1.18 a ,b, c.



Fig. 1.18b La reacción entre el permanganato de potasio con glicerina, desprende gran cantidad de energía, dando origen a la combustión



Fig. 1.18c Oxidación de un clavo de hierro. Phillips. P. 483

En estas figuras puedes observar lo evidente que son los cambios químicos de la materia, éstos provocan modificaciones en sus propiedades físicas, pero sobre todo en su **estructura interna**.

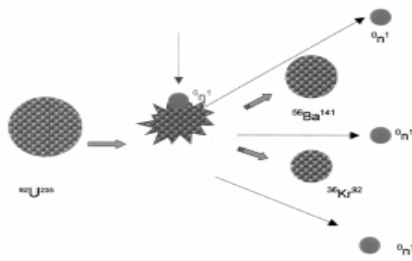


Fig. 1.19 Muestra como un núcleo de uranio se fracciona al chocar con un neutrón, formando dos núcleos más pequeños (Kr y Ba) y libera tres neutrones.

Nucleares: Modifican la constitución del núcleo atómico, estos cambios permiten la transmutación de un átomo en otro liberando neutrones, requieren gran cantidad de energía (Fig. 1.19). Éste es el principio de las bombas atómicas y de los cambios que se presentan en las estrellas.

“Los cambios se llevan a cabo en una dirección determinada. Sólo es factible que sucedan espontáneamente los cambios que en sistemas cerrados, implican el paso de un estado más ordenado a otro menos ordenado. Algunos cambios ocurren en ambas direcciones, cuando la velocidad en ambas es igual se dice que se alcanza un estado de equilibrio”

1.3 EL LENGUAJE DE LA QUÍMICA.

En los distintos contextos donde el hombre realiza sus actividades, debe emplear un lenguaje adecuado: cuando vas a un partido de fútbol, por ejemplo dices, gol, penalti, tiro de esquina, etc. Cuando estás en la cocina el lenguaje es diferente, expresas palabras como: sartén, freír, moler, sazonar, etc. Al igual que en cualquier ámbito de tu vida la química también tiene un lenguaje propio, que sirve para entender esta ciencia.

Para involucrarnos con el lenguaje de esta ciencia, iniciaremos con la clasificación de la materia y mencionaremos su utilidad.

Clasificación de la materia

La materia se puede clasificar en función de varios criterios, dos de los más utilizados son: por su composición y por su estado de agregación.

En el siguiente esquema se muestra la clasificación de la materia por su composición.

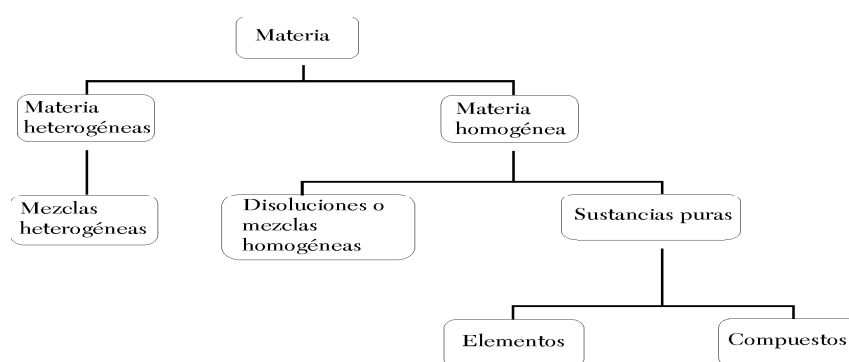


Fig. 1.20 Clasificación de la materia por su composición.

Materia heterogénea: Porción de materia que está formada por diversas fases, sus propiedades varían en diferentes puntos.

Materia homogénea: Formada por diferentes componentes, su apariencia es totalmente uniforme (poseen una sola fase). Pueden ser sustancias puras o mezclas homogéneas.

Sustancia pura: Está formada por un único componente, no pueden separarse por métodos físicos.

Elemento, mezcla y compuesto.

Elemento: Son sustancias simples que no pueden descomponerse en otra más simples por métodos químicos ordinarios. Figura 1.21 a, b.

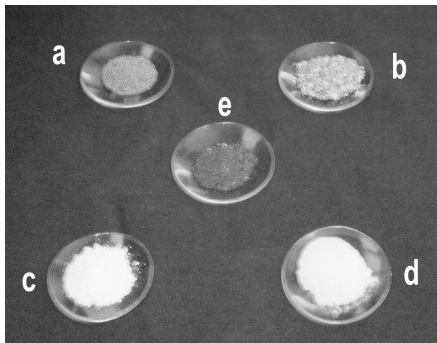


Fig. 1.21^a Muestra diferentes elementos: a) cobre metálico, b) magnesio en granalla, c) calcio en virutas, d) azufre en polvo y e) limaduras de hierro

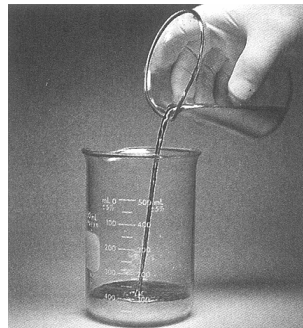


Fig. 1.21^b El mercurio, es un ejemplo de metal en estado líquido. Phillips, p. 25

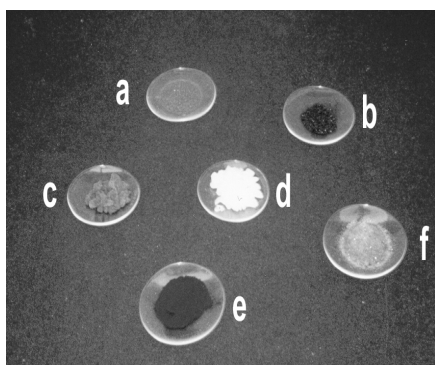


Fig. 1.21^a Muestra diferentes elementos: a) cobre metálico, b) magnesio en granalla, c) calcio en virutas, d) azufre en polvo y e) limaduras de hierro.

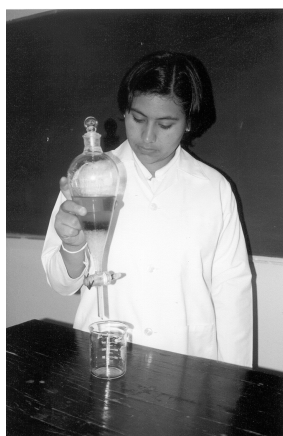
Mezcla y compuesto. En la siguiente tabla se mencionan las diferencias entre una mezcla y un compuesto.

Tabla 1.1 Diferencias entre mezclas y compuestos

MEZCLA	COMPUESTO
<ul style="list-style-type: none">• Son uniones físicas.	<ul style="list-style-type: none">• Son uniones químicas.
<ul style="list-style-type: none">• Sus componentes conservan sus propiedades individuales.	<ul style="list-style-type: none">• Sus componentes pierden sus propiedades individuales y adquieren nuevas.
<ul style="list-style-type: none">• Su composición es variable.	<ul style="list-style-type: none">• Tienen composición definida y constante. Poseen una fórmula química.
<ul style="list-style-type: none">• Se pueden separar sus componentes por métodos físicos o mecánicos.	<ul style="list-style-type: none">• No se separan fácilmente.

Métodos de separación de mezclas.

La materia en el universo se encuentra en forma de mezclas, las cuales muchas veces se requieren separar para poder emplear algún componente de las mismas. Los métodos de separación de mezclas son procedimientos físicos ó fisicoquímicos que no alteran la composición química de las sustancias, la mayoría requieren de muy poca energía para efectuarse, entre los más comunes tenemos:



Decantación: Se utiliza para separar un sólido de grano grueso e insoluble, de un líquido. Consiste en verter el líquido después que se ha sedimentado el sólido. Este método también se emplea para separar dos líquidos no miscibles, utilizando un embudo de separación. Figura 1.23.

Fig. 1.23 Decantación de una mezcla que contiene agua, aceite y gasolina.

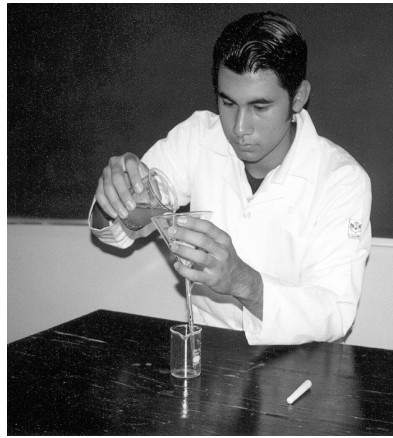


Fig. 1.24 Podemos observar en la imagen la filtración de una mezcla que contienen agua y tierra.



Fig. 1.25. Muestra una centrifuga de tubos capilares, empleada para análisis clínicos.

Filtración: Este método es mecánico y permite separar un sólido insoluble en un líquido; la separación se logra al hacer pasar el líquido a través de un material poroso denominado filtro y retener el sólido. Los filtros más comunes son: papel filtro, fibra de asbesto, algodón, fibra de vidrio, redes metálicas o de cerámica, fibras vegetales los cuales poseen perforaciones o poros de diferentes magnitudes. Figura 1.24.

Centrifugación: Método empleado para separar un sólido (insoluble de grano muy fino y de difícil sedimentación) de un líquido. Se realiza en un aparato llamado centrífuga, en el que por medio de un movimiento de traslación acelerado se eleva la fuerza gravitatoria provocando la sedimentación del sólido. Figura 1.25

Cristalización: Consiste en realizar la separación de un sólido que se encuentra disuelto en una disolución, por medio de la evaporación del líquido; el sólido forma cristales. También se puede lograr la cristalización en una mezcla sólido-líquido que contiene un solvente o líquido volátil. La operación se efectúa en un cristalizador. Este método se basa en la diferente solubilidad que presentan los sólidos cuando están en solución a distintas temperaturas. La temperatura tiene efecto sobre la solubilidad de la mayoría de las sustancias; para la mayor parte de los sólidos disueltos en un líquido, a mayor temperatura mayor

solubilidad.

Destilación: Este método separa los componentes de una solución homogénea, formada por dos líquidos miscibles. El proceso se efectúa en dos etapas: en la primera, la mezcla se calienta, el líquido que tiene el menor punto de ebullición se desprende; en la segunda etapa los vapores se condensan. También existe la destilación fraccionada, por medio de la cual separamos varios líquidos con diferente punto de evaporación, como el petróleo crudo. Figura 1.26

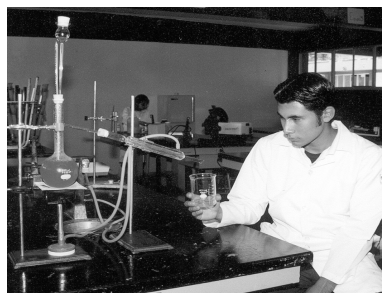


Fig. 1.26 Destilación de gasolina.

Cromatografía: Permite analizar, identificar y separar los componentes de mezclas homogéneas y heterogéneas de gases ó líquidos al hacerlas pasar a través de un medio poroso con un disolvente adecuado. Se basa en el fenómeno físico llamado adsorción, el cual ocurre cuando las partículas de un líquido o un gas se adhieren a la superficie de un sólido, recibe el nombre de adsorbente. Existen varias técnicas para efectuar la cromatografía, las más usuales son: en columna de vapor o gas, en columna líquida y cromatografía en papel. Figura 1.27 a,b.

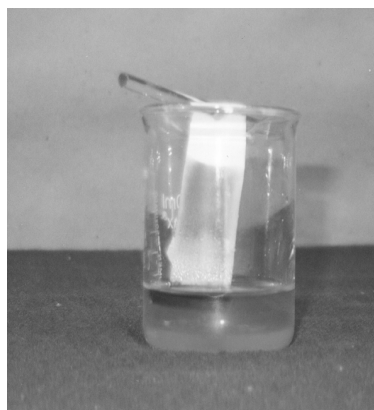
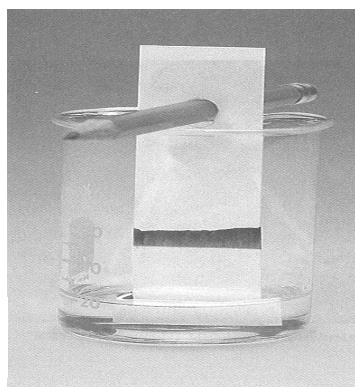


Fig. 1.27a Cromatografía de tinta en papel filtro con alcohol etílico como solvente.

Fig. 1.27a Cromatografía de tinta en papel filtro con alcohol etílico como solvente.



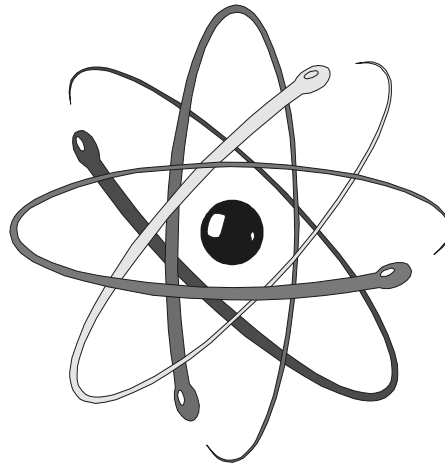
Sublimación: Separa mezclas heterogéneas que contienen un componente que pasa de sólido a gas sin pasar por líquido.

Diferencia de solubilidad: Permite separar sólidos de líquidos o líquidos de líquidos al contacto con un solvente que atrae a uno de los componentes de la mezcla, posteriormente se separa por decantación, filtración, vaporización o destilación, y se obtiene en estado puro.

En el lenguaje de la Química se emplean otros términos que debido a su importancia se presentan a continuación:

Átomo: Esta palabra se empleó para definir a la parte más

pequeña en la que puede dividirse la materia, sin embargo actualmente se sabe que es divisible y está integrado por diversas partículas subatómicas como son: electrones, protones, neutrones, etc.



La definición moderna de átomo es:

“La partícula más pequeña que puede participar en un cambio químico”

Electrón (e⁻): Partícula subatómica de cuya masa se considera despreciable (9.1×10^{-28}) gramos. Su radio es de 2.82×10^{-15} nm, se encuentra en los niveles y subniveles de energía. Su carga eléctrica es -1.6×10^{-19} ó -1, por lo que se denomina carga elemental de electricidad negativa. De acuerdo a su posición se clasifican en internos y de valencia; estos últimos son los que van a determinar la actividad química de cada elemento, es decir, su capacidad de combinación; se encuentran en el último nivel de energía.

Protón (p⁺): Se encuentra en el núcleo del átomo y su masa es igual a 1.67×10^{-24} gramos, posee carga eléctrica igual a $+1.6 \times 10^{-19}$ ó $+1$.

Neutrón (n⁰): Partícula sin carga eléctrica, su masa es de 1.68×10^{-24} gramos se encuentra en el núcleo.

Existen otras partículas subatómicas como son: el mesón, los leptones, y los positrones.

Número atómico: Es igual al número de electrones o protones de un átomo. Se representa con la letra **Z**.

$$Z = e^{-}$$

$$Z = p^{+}$$

Número másico: Actualmente podemos definir la masa atómica relativa de un elemento en relación con la masa del átomo del carbono 12. Se representa con la letra **A** y es igual a:

$$A = p^{+} + n^{0}$$

Masa atómica: Es el promedio ponderado de los números de masa de los distintos isótopos de un elemento químico.

Isótopo. Son átomos de un elemento con igual número atómico pero diferente número de neutrones, es decir, distinto número másico.

Todos los elementos tienen isótopos, se conocen aproximadamente 300, de ellos, algunos son radiactivos, éstos tienen amplio campo de aplicación en la medicina: en el tratamiento de tumores, en la esterilización de material y equipo quirúrgico. En la industria del petróleo y en la petroquímica para separar fracciones; también es posible utilizarlos en análisis, trazos y seguimiento de ríos, minerales y detergentes; elaboración de polímeros, producción de energía, etcétera. La radiación que producen los isótopos puede dañar los tejidos de los seres vivos, y a partir de ciertas dosis, causar tumores malignos y mutaciones genéticas.

Desafortunadamente se han empleado en la fabricación de bombas y con otros fines bélicos.

A continuación te presentamos algunas aplicaciones útiles:

En la agricultura los radioisótopos se emplean como trazadores, para conocer la acción de fertilizantes en el suelo y el aprovechamiento de las plantas. Como fuentes de energía radiante, los radioisótopos se están utilizando para mejorar las plantas productoras de alimentos, por ejemplo: trigo, maíz, frijol, avena, también se emplean para destruir gérmenes e insectos.

Algunos isótopos radiactivos se emplean en medicina e instrumentación nuclear, por ejemplo:

$^{11}\text{Na}_{24}$ Radiosodio: En forma de cloruro de sodio, se usa para estudiar problemas circulatorios.

$^{53}\text{I}_{31}$ Radioiodo: En forma de yoduro de sodio, se emplea para estudiar la glándula tiroides.

$^{14}\text{C}_{14}$ Radiocarbono: Es empleado en la determinación de carbono o para establecer la antigüedad de objetos de origen orgánico. Usado en arqueología para la determinación de edades.

$^{92}\text{U}_{235}$ Radiouranio: Usado en reacciones nucleares.

Símbolo: Es la representación gráfica de un elemento, fueron propuestos por Berzelius en 1814. Se forman por la primer letra del nombre del elemento la cual se escribe con mayúscula; para diferenciar a los elementos que inician con la misma letra, se emplea una segunda letra representativa del elemento la cual deberá ser minúscula. Algunos símbolos no corresponden al nombre en español de los elementos debido a que estos provienen de palabras latinas o griegas. Por ejemplo, Fe proviene de Ferrum, palabra latina con la que se designa al hierro; S proviene del latín Sulphur; otros elementos tienen nombres de planetas como el Mercurio, Hg que proviene del latín hydrargirum (plata líquida); Uranio, U por el planeta Urano.

Símbolos más comunes.

Tabla 1.2 Símbolos químicos

Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Aluminio	Al	Magnesio	Mg
Argón	Ar	Mercurio	Hg
Azufre	S	Níquel	Ni
Bario	Ba	Nitrógeno	N
Bromo	Br	Oro	Au
Calcio	Ca	Oxígeno	O
Carbono	C	Plata	Ag
Cloro	Cl	Plomo	Pb
Cobre	Cu	Potasio	K
Cromo	Cr	Silicio	Si
Flúor	F	Sodio	Na
Fósforo	P	Uranio	U
Hidrógeno	H	Yodo	I
Hierro	Fe	Zinc	Zn

Ión: Es un átomo o molécula con carga eléctrica que ha perdido o ganado electrones. Cuando ceden electrones se convierten en iones positivos llamados **cationes (+)**, cuando ganan electrones se convierten en **aniones (-)**. Los elementos metálicos son menos electronegativos por lo cual pierden electrones convirtiéndose en cationes y los elementos no metálicos son más electronegativos por ello ganan electrones y adquieren carga negativa.

Tabla 1.3 Tabla de cationes y aniones

Cationes	Nombre	Aniones	Nombre	Aniones	Nombre
Monovalentes		Monovalentes		Divalentes	
Hg ¹⁺	Mercurio(I)	At ¹⁻	Astaturo	SiO ₃ ²⁻	Silicato
Na ¹⁺	Sodio	I ¹⁻	Yoduro	CO ₃ ²⁻	Carbonato
Cu ¹⁺	Cobre (I)	Cl ¹⁻	Cloruro	SO ₃ ²⁻	Sulfito
K ¹⁺	Potasio	Br ¹⁻	Bromuro	SO ₄ ²⁻	Sulfato
NH ₄ ¹⁺	Amonio	F ¹⁻	Fluoruro	S ₂ O ₃ ²⁻	Tiosulfato
Divalentes		MnO ₄ ¹⁻	Permanganato	CrO ₄ ²⁻	Cromato
Pb ²⁺	Plomo (II)	CN ¹⁻	Cianuro	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dicromato
Mg ²⁺	Magnesio	OH ¹⁻	Hidróxido	MnO ₄ ²⁻	Manganato
Ni ²⁺	Níquel (II)	ClO ₂ ¹⁻	Clorito	S ²⁻	Sulfuro
Zn ²⁺	Zinc	ClO ₃ ¹⁻	Clorato	Se ²⁻	Selenuro
Ca ²⁺	Calcio	ClO ₄ ¹⁻	Perclorato	Trivalentes	
Fe ²⁺	Hierro (II)	HS ¹⁻	Sulfuro ácido	P ³⁻	Fosfuro
Trivalentes		BO ₃ ¹⁻	Borato	AsO ₄ ³⁻	Arseniato
Cr ³⁺	Cromo (III)	NO ₂ ¹⁻	Nitrito	PO ₄ ³⁻	Fosfato
Ni ³⁺	Níquel (III)	NO ₃ ¹⁻	Nitrato	Fe(CN) ₆ ³⁻	Ferricianuro

Fórmulas químicas

Fórmula: Representación gráfica de un compuesto. Muestra el tipo y la cantidad de átomos que lo constituyen. Existen diferentes tipos de fórmulas, los compuestos inorgánicos tienen fórmula condensada y desarrollada; los compuestos orgánicos presentan fórmula condensada, semidesarrollada y desarrollada.

Fórmula molecular o condensada. Es la forma más simple de representar un compuesto, se compone de símbolos y subíndices.

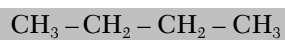
H₂SO₄ → Subíndices: denotan el número de átomos de cada elemento.



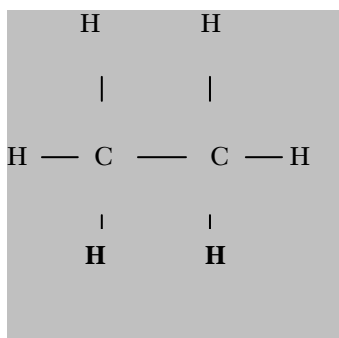
↓ Símbolos: Indican que elementos forman el compuesto.

Como observas la fórmula molecular nos proporciona información cualitativa, porque nos indica que elementos están presentes, pero también nos ofrece información cuantitativa al indicar cuántos átomos de cada elemento hay.

Fórmula semidesarrollada. Además de la información que nos proporciona la fórmula condensada, indica como se agrupan los átomos en la molécula.

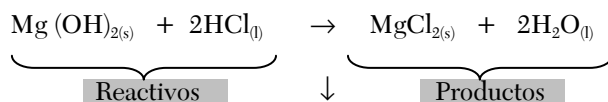


Fórmula desarrollada. Representa el tipo de enlaces entre los átomos, aunado a los datos proporcionados por la fórmula condensada y semidesarrollada.



Reacción química. Es un proceso por medio del cual, una o más sustancias (reactivos), interactúan y se transforman en otras (productos), como resultado de la ruptura y/o formación de enlaces.

Ecuación química. Es la representación abreviada y simbólica de una reacción química. Debe cumplir con la ley de la conservación de la materia, es decir, debe estar balanceada.



Origina, produce.

Al observar atento la ecuación; seguramente te has dado cuenta de la información que nos proporciona y lo valiosa que es para comprender este proceso químico.

La ecuación muestra que los reactivos son el hidróxido de magnesio y ácido clorhídrico, formándose cloruro de magnesio y agua como productos. También indica el estado de agregación de todas las sustancias participantes (s),(l),(g), (ac); así mismo, señala que reacciona una molécula de hidróxido de magnesio con dos moléculas de ácido clorhídrico, produciendo una molécula de cloruro de magnesio y dos de agua.

Todos los conceptos revisados en esta unidad son fundamentales para comprender la **QUÍMICA**, y conforme avances en su estudio, el lenguaje será más amplio.

Recuerda la Química está en todas partes.

1.4 SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES.

Desde tiempos muy antiguos, el hombre ha tenido la necesidad de medir, para saber cual es la magnitud de un cuerpo, por ejemplo los egipcios empleaban la brazada como patrón, pero otras civilizaciones empleaban distintos patrones, lo que provocaba que no existiera uniformidad.

La Química como ciencia cuantitativa mide las propiedades de la materia, por ello es indispensable que exista un sistema de medidas general. En 1960, en Ginebra, se reunieron científicos de todo el mundo para establecer un sistema de unidades que se empleara por todos los países, acordándose adoptar el Sistema Internacional de Unidades. Este sistema se compone de 7 unidades fundamentales que son:

Tabla 1.4 medidas fundamentales del sistema internacional

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	S
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Intensidad de corriente	Ampere	A
Intensidad luminosa	Candela	cd

MOL

Es la unidad fundamental empleada en química, la cual se define como:

Cantidad de una sustancia que contiene 6.02×10^{23} unidades fundamentales.

O bien como:

Cantidad de sustancia que contiene tantas unidades fórmula como átomos hay exactamente en 12 g de carbono.

La masa de un mol de cualquier sustancia expresada en gramos se llama **masa molar**;

1 mol = masa molar en gr

1 mol = 6.02×10^{23} unidades fundamentales.

Para calcular la masa molar de un compuesto se suman las masas atómicas de los elementos que la forman, expresándola en gramos.

Ejemplo:

Calcular la masa molecular de los siguientes compuestos:

H₂O Agua.

Elementos	No. de átomos	Masa atómica
H =	2	x 1 = 2
O =	1	x 16 = <u>16</u>
		Masa molecular = 18 uma

1 mol de H₂O = 18 g

H₂SO₄ Ácido sulfúrico.

Elementos	No. De átomos	Masa atómica
H =	2	x 1 = 2
S =	1	x 32 = 32
O =	4	x 16 = <u>64</u>
		Masa molecular 98 uma

1 mol de H₂SO₄ = 98 gr

NaHCO₃ Carbonato ácido de sodio.

$$\text{Na} = 1 \times 23 = 23$$

$$\text{H} = 1 \times 1 = 1$$

$$\text{C} = 1 \times 12 = 12$$

$$\text{O} = 3 \times 16 = 48$$

84 uma

1 mol de NaHCO₃ = 84 g

Número de avogadro.

Es el número de partículas que contiene un mol de cualquier sustancia. Este número es igual a 6.02×10^{23} átomos de un elemento y equivale a la masa de un átomo en umas.

$$1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23} \text{ partículas.}$$

Existen múltiplos o submúltiplos de estas unidades, los cuales se indican con prefijos. Solo el kilogramo es una unidad fundamental y contiene un prefijo; esto debido a que anteriormente en el sistema métrico se empleaba el gramo como unidad fundamental. Un kg equivale a 1000 g (10^3 g). Los prefijos empleados son:

Tabla 1.5 Prefijos del Sistema Internacional

Prefijo	Símbolo	Valor 10^x	Equivalencia
exa	E	1×10^{18}	trillón
peta	P	1×10^{15}	millar de billón
tera	T	1×10^{12}	billón
giga	G	1×10^9	mil millones
mega	M	1×10^6	millón
kilo	k	1×10^3	mil
hecto	H	1×10^2	cien
deca	Da	1×10	diez
unidad		1	uno
deci	d	1×10^{-1}	décima
centi	c	1×10^{-2}	centésima
mili	m	1×10^{-3}	milésima
micro	μ	1×10^{-6}	millonésima
nano	n	1×10^{-9}	mil millonésima
pico	p	1×10^{-12}	billonésima
femto	f	1×10^{-15}	mil billonésima
atto	a	1×10^{-18}	trillonésima

Las unidades fundamentales se combinan y forman unidades derivadas, como:

Magnitud	Unidad	Símbolo
Área o superficie	metro cuadrado	m ²
Volumen	metro cúbico	m ³
Velocidad	metro por segundo	m/s
Aceleración	metro por segundo cuadrado	m/s ²
Densidad	gramo por centímetro cúbico	g/cm ³
Fuerza	newton	kg.m/s ²
Trabajo y energía	joule	N.m
Presión	pascal	N/m ²
Potencia	watt	Joule/s
Calor de fusión	Joule por kilogramo	J/kg
Calor de evaporación	Joule por kilogramo	J/kg
Calor específico	Joule por kilogramo-kelvin	J/kg.K
Potencial eléctrico	volt	V
Cantidad de radiación	gray	Gy
Dosis de radiación absorbida	sievert	Sv

RAZONES BÁSICAS Y UNITARIAS.

Razón básica: es cualquier razón en la que el numerador y el denominador se relacionan de alguna forma. Ejemplos:

1 bicicleta	1 persona
-----	-----
2 llantas	2 ojos
2 átomos de hidrógeno	1 átomo de cloro
-----	-----
1 molécula de agua	1 molécula de sal (cloruro de sodio)

Razón unitaria: son aquellas en las que el numerador y el denominador son equivalentes. Ejemplos:

$$\left(\frac{1 \text{ metro}}{100 \text{ cm}} \right) \quad \left(\frac{24 \text{ hr}}{1 \text{ día}} \right) \quad \left(\frac{1 \text{ hora}}{60 \text{ min}} \right)$$

$$\left(\frac{1\,000\,000 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}^3} \right) \quad \left(\frac{1 \text{ año}}{365 \text{ días}} \right) \quad \left(\frac{760 \text{ mm de Hg}}{1 \text{ atmósfera}} \right)$$

Las razones unitarias se emplean para convertir unidades, el procedimiento consta de los siguientes pasos.

Establecer la relación de equivalencia entre las unidades que se desean convertir.
Escribir los factores unitarios para la conversión.
Seleccionar el factor que nos pueda cancelar las unidades no deseadas.
Plantear la igualdad.
Efectuar las operaciones.
Obtener resultado.

Ejemplos de la conversión de unidades por medio de razones unitarias.

1.- Convertir 300m a cm.

Primero establecemos la relación de equivalencias.

$$1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$$

Posteriormente escribimos los factores unitarios para conversión.

$$\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \quad \text{o} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

Seleccionar ahora el factor que cancele las unidades no desead

$$300 \text{ m} \left(\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \right)$$

Observa que elegimos el factor que tiene como denominador la unidad a eliminar.

Una vez planteada la igualdad, efectuamos operaciones.

$$300 \text{ m} = \left(\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \right) = 30000 \text{ cm} = 3 \times 10^4 \text{ cm}$$

2.- Convertir 70 km /h a m/s

$$1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$$

$$1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$$

$$\left(\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \right) \text{ ó } \left(\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \right)$$

$$\left(\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \right) \text{ ó } \left(\frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \right)$$

Como km está como numerador, elegimos el factor que tiene como denominador

$$\left(\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \right)$$

Seleccionamos ahora el factor $\left(\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \right)$

Procedemos a escribir las dos razones y efectuar operaciones

$$70 \frac{\text{km}}{\text{h}} = \left(\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \right) \left(\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \right) = 19.44 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

3.- Convertir 135 g de H_2SO_4 a mol.

En estos problemas primero calculamos la masa molar.

$$H = 2 \times 1 = 2$$

$$S = 1 \times 32 = 32$$

$$O = 4 \times 16 = \underline{64}$$

$$98$$

$$1 \text{ mol de } H_2SO_4 = 98 \text{ g}$$

Obtenemos así los factores de conversión.

$$\left(\frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g}} \right) \text{ ó } \left(\frac{98 \text{ g}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \right)$$

Elegimos la razón y efectuamos operaciones.

$$135 \text{ g } H_2SO_4 \left(\frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g } H_2SO_4} \right) = 1.37 \text{ mol } H_2SO_4$$

4.- Convertir 250 m a gigametros.

$$1 \text{ gigmetro} = 1\,000\,000\,000 \text{ m} = 1 \times 10^9 \text{ m}$$

$$1G = 1 \times 10^9 \text{ m}$$

$$250 \text{ m} \left(\frac{1G}{1 \times 10^9 \text{ m}} \right) = 2.5 \times 10^{-7} G = 0.00000025G$$

RESUMEN

La química es una ciencia que efectúa estudios cualitativos y cuantitativos de la materia y la energía así como su interrelación. Para ello realiza **análisis y síntesis**. A partir de estos procesos el hombre obtiene un gran número de productos que mejoran su vida. Con base en el tipo de estudio que realiza, la Química se divide en: **Inorgánica, Orgánica, Analítica, Física y Bioquímica**.

En nuestro país esta ciencia se desarrolla desde la época prehispánica y actualmente se realizan trabajos de gran importancia. Esta ciencia estudia la materia definiéndola como todo aquello que tiene masa, energía, ocupa un lugar en el espacio, posee inercia y es susceptible a cambio, pero no puede ser destruida. Posee propiedades generales, esto significa que las tiene todo tipo de materia (masa, peso, volumen, inercia, impenetrabilidad, etc.) y propiedades específicas, las cuales sirven para clasificarla (punto de fusión, maleabilidad, color, ductibilidad, etc.). La materia está formada por **moléculas** que son la parte más pequeña en que se puede dividir, sin formar otra sustancia. Dependiendo de la fuerza de atracción o repulsión entre moléculas, la materia puede presentar **tres estados de agregación**, con propiedades físicas diferentes, por variaciones de temperatura o presión puede cambiar de estado.

Otro campo de estudio de la Química lo ocupa la **energía**, considerada como el principio de la actividad de la masa. Desde el punto de vista de la mecánica se clasifica en potencial y cinética. La energía puede transformarse constantemente.

La química, al igual que cualquier ciencia, posee un lenguaje propio por medio del cual podemos comprenderla. Entre los términos más comunes tenemos:

Elemento: Son sustancias puras que no pueden descomponerse en otra más simples por métodos químicos ordinarios.

Mezclas: Son uniones físicas, sus componentes conservan sus propiedades individuales, pueden separarse por métodos físicos o mecánicos.

Compuestos: Son uniones químicas, sus componentes pierden sus propiedades individuales y adquieren nuevas, tienen composición definida y constante, poseen una fórmula química, no se separan fácilmente.

Átomo: Esta palabra se empleó para definir a la parte más pequeña en la que puede dividirse la materia, sin embargo actualmente se sabe que es divisible y está integrada por diversas partículas subatómicas como “La partícula más pequeña que puede participar en un cambio químico”¹

Número atómico: Es igual al número de electrones o protones de un átomo. Se representa con la letra **Z**.

Masa atómica Es el promedio ponderado de los números de masa de los distintos isótopos de un elemento químico.

Ion: Es un átomo o molécula con carga eléctrica que ha perdido o ganado electrones. Cuando ceden electrones se convierten en iones positivos llamados **cationes (+)**, cuando ganan electrones se convierten en **aniones (-)**.

Fórmula: Representación gráfica de un compuesto. Muestra el tipo y la cantidad de átomos que lo constituyen.

Reacción química. Es un proceso por medio del cual, una o más sustancias (reactivos), interactúan y se transforman en otras (productos), como resultado de la ruptura y/o formación de enlaces.

Ecuación química. Es la representación abreviada y simbólica de una reacción química. Debe cumplir con la ley de la conservación de la materia, es decir, debe estar balanceada.

¹ *Ibidem.* p. 32.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

- Realiza una lista de productos químicos que empleas en los diferentes ámbitos de tu vida. Analizando lo beneficiosa y/o perjudicial que es la química.
- Elabora un cuadro sinóptico o mapa conceptual donde clasifiques las propiedades de la materia, con sus respectivos ejemplos.
- Lleva a cabo una práctica para conocer el material del laboratorio y clasificarlo.
- Realiza un cuadro de doble entrada donde compares las propiedades de los estados de agregación de la materia.
- En una práctica de laboratorio separa mezclas empleando diferentes métodos.
- Desarrolla problemas para determinar la energía potencial ó cinética.
- Enlista las diferencias entre una mezcla y un compuesto.
- El profesor proporcionará una lista de elementos, mezclas y compuestos y los estudiantes basándose en sus propiedades los clasificarán.
- Emplea el SI de unidades y sus prefijos en la cuantificación de las propiedades de la materia
- Efectúa conversiones de unidades por medio de razones unitarias.
- Realiza lecturas en el aula y extractase, sobre los diferentes temas tratados, con la finalidad de elaborar fichas de trabajo estudio.
- Escribe un ensayo donde analices el desarrollo de la Química en nuestro país.
- A partir de los números atómicos y números de masa de diferentes elementos determina su número de electrones, protones y neutrones.
- Escribe una lista de fenómenos físicos y químicos, explicando porque se clasifican en un determinado grupo.
- En equipos elabora cuestionarios sobre las propiedades generales y específicas de la materia; posteriormente intercámbialas con otros equipos.
- Identifica los cambios de estado, por medio de una práctica de laboratorio.

EVALUACIÓN

Relaciona correctamente las siguientes columnas

- | | |
|--|-----------------------------|
| () La química estudia la | A Cation |
| () Es una mezcla homogénea. | B Elemento |
| () Son ejemplos de cambios químicos: | C Líquido |
| () Objeto de la química que consiste en conocer la estructura interna de la materia para poder transformarla. | D Lluvia y sublimación |
| () Estado de la materia que tiene viscosidad, tensión superficial, puede fluir, su fuerza de cohesión y repulsión es media. | E Ecuación química |
| () Sustancia pura que no puede descomponerse en otras más simples. | F Fotosíntesis y digestión |
| () Nombre que reciben los iones positivos. | G Síntesis química |
| () Como se denomina la representación gráfica de un cambio químico. | H Compuesto y mezcla |
| () Las sustancias puras se subdividen en: | I Gaseoso |
| () Son ejemplos de fenómenos físicos | J Petróleo |
| () Partículas subatómicas con carga eléctrica negativa. | K Materia, energía y cambio |
| () Es la parte más pequeña que puede participar en un cambio químico. | L Anión |
| () Es la representación química de una molécula mediante símbolos y subíndices. | M Análisis químico |
| () Un átomo que al combinarse pierde electrones adquiere carga | N Electrones de valencia |
| () Para que la materia cambie, requiere | O Protones |
| | P Positiva |
| | Q Agua, sodio |
| | R Fórmula química |
| | S Elementos y compuestos |
| | T Energía |
| | U Óxidos básicos |
| | V Molécula |
| | W Electrones |
| | Z Átomo |
| | Ñ Negativa |

Instrucciones: Lee atentamente cada planteamiento y subraya la respuesta correcta.

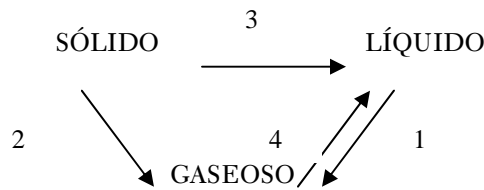
1.- Son ejemplos de fenómenos químicos

- a) Lluvia y fermentación b) Respiración y digestión
c) Sublimación y digestión d) Congelar agua y refracción de la luz.

2.- Es una propiedad general de la materia

- a) Ductibilidad b) Maleabilidad c) Conductividad eléctrica d) Volumen

3.-El siguiente diagrama muestra algunos cambios de estado de la materia, indica como se denominan:



- a) 1-Evaporación, 2-Sublimación, 3-Fusión, 4-Condensación
b) 1-Condensación, 2-Fusión, 3-Sublimación, 4-Evaporación
c) 1-Sublimación, 2-Evaporación, 3-Fusión, 4-deposición
d) 1-Condensación, 2-Sublimación, 3-Fusión, 4-Evaporación

4.- De las siguientes propiedades cuál pertenece a los gases:

- a) Energía cinética baja b) Fuerza de cohesión muy baja
c) Forma definida d) Volumen definido

5.- Las sustancias puras se subdividen en:

- a) Mezclas homogéneas y compuestos b)Elementos y mezclas heterogéneas

c) Elementos y compuestos d) Elementos y mezclas homogéneas

6.- El átomo está constituido por _____, los cuales poseen carga negativa, protones que poseen carga _____ y partículas neutras denominadas _____.

a) Electrones, neutra, neutrones b) Neutrones, positiva, electrones

c) Electrones, negativa, neutrones d) Protones, negativa, neutrones

7.- La suma de protones y neutrones determinan

a) Número atómico b) Valencia c) Masa atómica d) Peso molecular

8.- De las siguientes sustancias cuál es una mezcla

a) Agua b) Ácido clorhídrico c) Oro d) Petróleo

9.- Que método emplearías para separar una mezcla de alcohol y agua

a) Sublimación b) Destilación c) Evaporación d) Decantación

10.- Nombre que recibe el cambio del estado sólido a gas

a) Destilación b) Sublimación c) Evaporación d) Condensación

11.- Estado de agregación que posee forma y volumen definido

a) Sólido b) Gaseoso c) Líquido d) Plasma

12.- Análisis químicos que determinan la cantidad de sustancias presentes en un compuesto son:

a) Cualitativos b) Cinéticos c) Físicos d) Cuantitativos

13.- Simulan un aspecto de la realidad y sirven para comprender mejor un fenómeno

a) Átomos b) Moléculas c) Iones d) Modelos científicos

14.- Rama de la química que estudia las sustancias químicas que interviene en los seres vivos

- a) Analítica b) Orgánica c) Bioquímica d) Inorgánica

15.- Propiedades de los cuerpos de mantener su estado de reposo o movimiento

- a) Dureza b) Resistencia c) Impenetrabilidad d) Inercia

16.- Son propiedades de los líquidos

- a) Fluyen, se comprimen b) Tensión superficial y forma variable
c) Fuerza de cohesión y repulsión alta d) No tienen volumen fijo

17.- Se difunden rápidamente uno en otro, por debajo de la temperatura crítica se licuan

- A) Gases b) Líquidos c) Sólidos d) Plasma

18.- Cómo se denomina el paso del estado gaseoso a sólido

- a) Fusión b) Deposición c) Evaporación d) Licuefacción

19.- Son uniones físicas, cuyos componentes conservan sus propiedades y pueden separarse por métodos físicos.

- a) Elementos b) Compuestos c) Mezclas d) Coloides

20.- Qué método emplearías para separar petróleo, agua y aceite.

- a) Destilación b) Decantación c) Sublimación d) Filtración

21.- Cómo se denomina al método por medio del cual se separa un sólido de grano muy fino y de difícil sedimentación de un líquido.

- a) Centrifugación b) Cromatografía c) Destilación d) Decantación

22.- Por medio de qué método separas una mezcla de Yodo-Hierro.

- a) Cromatografía b) Filtración c) Sublimación d) Decantación

23.- Partícula subatómica con carga positiva (1+)

- a) Neutrino b) Protón c) Electrón d) Neutrón

24.- Es igual al número de electrones o protones de un átomo

- a) Masa atómica b) Número atómico c) Valencia d) Número de oxidación

25.- Son los símbolos del sodio, potasio, cloro y fósforo

- a) Na, K, Cl, P. b) Na, P, Cl, S. c) S, K, C, P. d) Na, P, C, K.

26.- Se denomina a la representación abreviada y simbólica de una reacción química

- a) Ecuación química b) Fórmula química c) Cambio químico d) Fórmula semidesarrollada

27.- Es la unidad fundamental de cantidad de sustancia en el sistema internacional.

- a) Gramo b) Metro c) Mol d) Kelvin

28.-Cuál de las siguientes sustancias es una mezcla

- a) Leche b) Agua c) Ácido sulfúrico d) Sal común

29.- Energía que posee un cuerpo por su composición

- a) Cinética b) Mecánica c) Eólica d) Potencial

30.- Energía que se manifiesta debido a la naturaleza eléctrica de la materia, como resultado de la interacción de cargas positivas y negativas.

- a) Mecánica b) Eléctrica c) Hidráulica d) Potencial

31.- De la siguiente relación de sustancias coloca dentro del paréntesis una "M" si es una mezcla, una "C" si es un compuesto y una "E" si se trata de un elemento.

- | | | | |
|--------------|---------------|-----------------------|-----------------|
| () Petróleo | () Mercurio | () Hidrógeno | () Bicarbonato |
| () Refresco | () Pólvora | () Amoníaco | () Tierra |
| () Cemento | () Sal común | () Tinta | () Acero |
| () Aire | () Azúcar | () Papel | () Bronce |
| () Agua | () Madera | () Ácido clorhídrico | |

32.- Energía cuya expresión matemática es $E_p = mg\Delta h$

- a) Cinética b) Iónica c) Potencial d) Mecánica

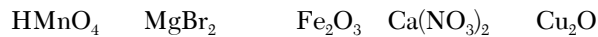
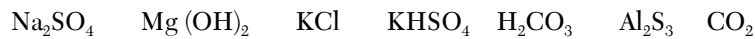
33.- Cuál de los siguientes cambios en un fenómeno químico

- a) Digestión b) Fusión de un metal c) Sublimación del yodo d) Congelación del agua

34.- Es la parte más pequeña en la que puede ser dividida una sustancia, sin que forme una nueva.

- a) Átomo b) Ión c) Molécula d) Elemento

35.- Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos



36.- Por medio de razones unitarias realiza las siguientes conversiones:

- | | |
|---|--|
| 25 metros a centímetros | 7 horas a minutos |
| 3.8 kilómetros a metros | 2 gigámetros a hectómetros |
| 60 km/h a m/s | 90 m/min a km/h |
| 32000 nanómetros a metros | 5x10 ⁴ centímetros a decámetros |
| 7x10 ² terámetros a decímetros | |

37.- A cuántos mol equivalen

a) 250 g de HNO_3

b) 145 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

c) 380 g de Na_2SO_4

d) 37 g de H_2O

38.- Cuántas partículas contienen

a) 2 mol de HCl

b) 0.75 mol de CO_2

39.-Cuál es la masa molecular de

a) 0.75 mol de CaCO_3

b) 2.3 mol de $\text{Cr}(\text{OH})_3$

c) 3 mol de Fe_2O_3

d) 0.5 mol de KCl

NOTAS

1. **G.A. OCAMPO**. Fundamentos de Química 1, p. 7
2. **A. GARRITZ, J.A CHAMIZO**. Química, p. 27.
3. **A. GARRITZ, JA. CHAMIZO**. Química, p. 32.
4. *Ibidem*, p. 40



UNIDAD 2

ESTRUCTURA ATÓMICA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

Reconocer la naturaleza discontinua de la materia.

Describir la evolución del concepto de átomo y conocer las partículas que los componen.

Describir que son y que explican los valores de los números cuánticos.

Conocer e interpretar la teoría de la naturaleza dual de la luz y de los electrones.

Elaborar configuraciones electrónicas e interpretar su significado.

2.1 ANTECEDENTES A LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

En la unidad anterior se te mencionó que el campo de estudio de la química es la materia del *universo*, que el universo es un gran **conjunto de mezclas**. El estudio de éstas nos conduce al estudio de átomos y moléculas, lo cual nos permite explicar las propiedades y el comportamiento de la materia en general, hechos que han servido al hombre para transformarla en su beneficio. La figura 2.1 explica en forma simplificada y en secuencia los componentes del macrocosmos hasta llegar al universo microscópico, el mundo de las **moléculas** y los **átomos**.



Fig. 2.1 La materia del universo. La secuencia de la integración de la materia puede leerse en dos direcciones.

Reseña sobre la concepción y origen de la materia

Siempre ha sido una inquietud para el hombre conocer la naturaleza de la materia, su esencia y su comportamiento. Los primeros que trataron de obtener información al respecto fueron los filósofos griegos quienes describieron sus **observaciones** y **teorías** sobre los fenómenos naturales. Mediante la **observación**, el **análisis** y su gran **capacidad de asombro** trataban de dar **identidad** y **sentido** a

su existencia y de todo lo que les rodeaba. Sin contar con instrumentos o tecnología para llevar a cabo sus observaciones y análisis, demostraban sus ideas con **procedimientos mentales lógicos**.

Tabla 2.1 Cronología acerca de las ideas sobre la esencia del universo

ÉPOCA	CIENTÍFICO	CONSIDERACIÓN SOBRE LA ESENCIA DEL UNIVERSO
624 – 546 A. C.	Tales de Mileto	Agua
610 – 547 A. C.	Anaximandro	Lo indefinido
588 – 524 A. C.	Anaximandro de Mileto	Aire
510 – 470 A. C.	Parménides	Todo lo eterno, sentido o razón.
535 – 475 A. C.	Heráclito	Fuego, fuerza viva que todo lo crea y todo lo destruye.
490 – 430 A. C.	Empédocles	Todos los fenómenos naturales, están integrados por elementos cuya unión o separación está determinada por 2 grandes fuerzas, <i>odio - amor</i> .
500 – 328 A. C.	Anaxágoras	Fuerza ordenadora, espíritu o entendimiento, considera semillas o partes mínimas al <i>aire, agua, fuego y tierra</i> .
460 – A. C.	Leucipo	Habla de la cosmogonía de los átomos retomándolos como los 4 elementos tierra, <i>agua, aire y fuego</i> .
460 – 370 A. C.	Demócrito	Hacia 400 a. C. Propone que la materia está compuesta por partículas pequeñas e indivisibles de diferentes formas y tamaños que al cambiarse en distintas proporciones, forman todo. Desarrolla una explicación <i>atomística</i> .
384 – 322 A. C.	Aristóteles	Rechaza la teoría de Demócrito y propone que el origen de todo era el agua, aire, tierra y fuego. (Teoría que perduró durante siglos, casi 2000 años).
200 – XVIII D. C.	Alquimistas	Con la búsqueda de la piedra filosofal y el elixir de la vida, desarrollan técnicas de análisis e inventan aparatos para sus experimentos.
1743-1794	Lavoisier.	Con su ley de conservación de la masa inicia la química como ciencia.

2.2 TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Es increíble que fueran necesarios casi veinte siglos para que la idea de que la materia estaba formada por átomos resurgiera, desde las concepciones griegas (400 a. C.), por Demócrito y Leucipo, hasta 1803, en que el químico inglés John Dalton retoma la idea. Para ubicarnos en la época, a continuación se presentan algunos hechos que propiciaron el surgimiento de la Teoría Atómica de Dalton:

Tabla 2.2 Antecedentes a la teoría Atómica de Dalton

EPOCA	ACONTECIMIENTOS
Finales del siglo XV Finales del siglo XVII 1661	Época de la alquimia, destaca la <i>teoría del flogisto</i> desarrollada por Stahl. Época de la Iatroquímica, se diseñan instrumentos de análisis químico, se preparan destilados de sustancias puras como el ácido benzoico. Un científico importante es Paracelso. Robert Boyle da una definición de elemento. Se reconoce que los cuerpos pueden cargarse eléctricamente y se descubre el capacitor.
1750 1756 1766 1772 1771 – 1774	Descubrimiento de Galvani Black descubre el bióxido de carbono (CO ₂) llamado entonces aire fijado. Cavendish descubre el hidrógeno (H ₂). Rutherford descubre el nitrógeno (N ₂) o aire flogistado. Escheele y Priestley descubren el oxígeno o aire deflogistado.
Hasta antes de 1800	Lavoisier en Francia y Lomonosov en Rusia, usan la balanza en sus experimentos para averiguar las transformaciones de la masa en las reacciones químicas. Lavoisier enuncia la ley de la conservación de la masa. Charles enuncia su ley de los gases. Coulomb enuncia la ley de las atracciones electrostáticas. Volta diseña la pila voltaica.
Durante la primera mitad del siglo XIX	Se conocen las leyes ponderales de la química. Surge la teoría atómica de Dalton. Se determina la composición del agua por electrólisis. Se descubren los metales sodio (Na) y potasio (K). Surgen las leyes de la electricidad: Ley de Ohm, Ley de Ampere, Primera Ley de Faraday. Este científico encontró la relación entre cantidad de carga eléctrica y cantidad de sustancia que reacciona en una <i>electrólisis</i> .*

Dalton trató de explicar las relaciones entre las masas de los compuestos y en las reacciones químicas, sugirió que los **elementos están constituidos por átomos** los

* *Electrólisis; proceso que produce una reacción química por efecto del paso de una corriente eléctrica.*

cuales son **minúsculas partículas esféricas, compactas e indivisibles**. Su teoría atómica contenía ocho postulados, de ellos destacan:

Postulados de la teoría atómica de Dalton

- 1.- **Todos los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas e indivisibles llamadas átomos.**
- 2.- **Los átomos de un mismo elementos tienen igual masa y las mismas propiedades, que difieren de las de otros elementos.**
- 3.- **Los compuestos se forman por combinaciones entre átomos de diferentes elementos en relaciones de números sencillos.**
- 4.- **Los átomos de dos o más elementos se pueden combinar en más de una proporción para formar compuestos diferentes.**

Hoy sabemos que los átomos si son divisibles, además para un elemento químico sus átomos pueden tener distinta masa, los átomos de un elemento se pueden transmutar en átomos de otro elemento mediante cambios nucleares.

Aunque algunos de los postulados de Dalton eran equivocados, representaron un gran avance científico para la época. Prácticamente lo que Dalton hizo fue reorganizar los conocimientos de su época, por este trabajo es considerado por algunos científicos, el Padre de la Teoría Atómica Moderna. Tuvo que pasar más tiempo, y durante éste, haberse descubierto nuevos hechos, que dieron luz al conocimiento de la estructura de la materia. A continuación listamos y describimos algunos de ellos.

2.3 ANTECEDENTES DE LA TEORÍA ATÓMICA MODERNA

Tabla 2.3 Antecedentes a los modelos atómicos con estructura electrónica

EPOCA	ACONTECIMIENTOS
Segunda mitad del siglo XIX	Se enuncia la ley de los volúmenes de combinación. Surge la Hipótesis de Avogadro. Berzelius propone la simbología única para los elementos químicos. Surge el concepto de valencia. Canizzaro acepta la idea de Avogadro sobre la existencia de elementos diatómicos. Construye una tabla de pesos atómicos. Se desarrolla la síntesis de compuestos orgánicos a partir de la síntesis de urea. Se enuncia la teoría cinética molecular. Surge la química orgánica estructural, la estereoquímica y la química de coordinación. Se determina el Número de Avogadro.
1865	Mendeleiev clasifica a los elementos por sus pesos atómicos.
1869	Se enuncian las Leyes del electromagnetismo de Maxwell. Generación comercial de electricidad. Teoría de la disociación electrolítica de Arrhenius. Lámpara de Edison.
1895	<p><i>Experimentos con tubos de descarga</i> <i>Descubrimiento de los Rayos X</i> <i>Descubrimiento de la radiactividad.</i> <i>Descubrimiento del ELECTRÓN *</i></p>
1896	
1899	

**Experimentos que se detallan con mayor amplitud*

Descubrimiento de los rayos x. Whillhen Röntgen descubrió en 1895 los rayos X mientras experimentaba con la producción de rayos catódicos usando tubos de descarga cubiertos de papel negro.

El haz de electrones en el tubo generaba una radiación de pequeña intensidad que daba origen a la fluorescencia de un material situado en la proximidad.

Dedujo que se trataba de una radiación especial desconocida por lo que la llamó **rayos - X**. Fue sorprendente para él observar que al colocar la mano en la trayectoria de la luz, sobre la pantalla se proyectó su esqueleto. En lo sucesivo y en la actualidad, este descubrimiento es de gran utilidad en diversos tratamientos médicos gracias a las radiografías.

Descubrimiento de la radiactividad

En 1896, Henri Becquerel descubrió accidentalmente la radiactividad cuando trataba de saber si las sustancias fluorescentes producían **rayos - X** trabajando con sales de uranio. Encontró que la simple cercanía de la sustancia con la película fotográfica guardada en un cajón oscuro, velaba ésta. Concluyó que el uranio emitía una radiación desconocida, a la que Madame Curie le llamó posteriormente **radiactividad**. En 1899, Becquerel comprobó que las radiaciones eran sensibles a la presencia de un campo magnético. Esto fue la pauta para que tiempo después Rutherford demostrara en que consistían las emisiones radiactivas, éstas son:

Partículas alfa α , atraídas por el electrodo negativo (-) de un campo eléctrico o magnético, actualmente se consideran núcleos de helio.

Partículas beta β , de mayor poder de penetración que la partículas **α** al atravesar un campo eléctrico son atraídas por el electrodo positivo (+). Se trata de electrones.

Radiacione gama, las más penetrantes de todas, son eléctricamente neutras, se consideran fotones de alta energía.

Las emisiones radiactivas producen en los átomos un decaimiento. Ejemplo:

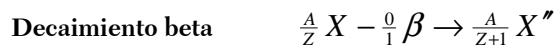


Tabla 2.4 Características de las emisiones radiactivas

Emisión	Símbolo	Representación	Masa (uma)	Carga	Poder de penetración
Alfa	α	${}^4_2\text{He}$	4	2+	Poco, pueden ser detenidas por un delgado vestido de algodón.
Beta	β	${}^0_{-1}\text{e}$	0	1-	Mayor que las anteriores, son detenidas por placas de aluminio de 0.3 mm de espesor.
Gama	γ	${}^0_0\gamma$	0	0	El más elevado, causan severas alteraciones en los órganos internos de seres vivos, son detenidas por láminas de plomo de 3 mm de espesor o de aluminio de 5 cm.

El fenómeno de la radiactividad aportó nuevas ideas sobre la **divisibilidad del átomo**

Experimentos con tubos de descarga

El descubrimiento del electrón tuvo lugar después de un intenso trabajo sobre la conducción de electricidad en sistemas gaseosos, empleando *tubos de descarga*. Experimentos con estos dispositivos demostraron de manera contundente que *la materia es de naturaleza eléctrica* y surge una mayor inquietud sobre la divisibilidad del átomo.

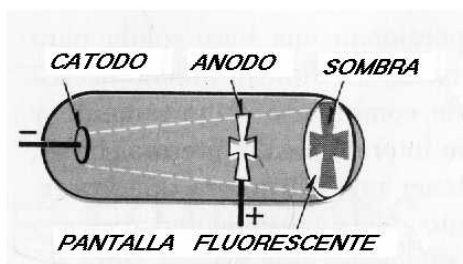


Fig. Tubo de rayos catódicos.
Choppin, p.170

Un tubo de rayos catódicos es un dispositivo con muy poco gas en su interior a baja presión y con dos placas metálicas o polos; uno positivo (+) llamado *ánodo*, y otro negativo (-) llamado *cátodo*; entre ellos se hace pasar una corriente eléctrica de alto voltaje, cuando se aplica esta diferencia de potencial surge una luminiscencia que fluye del cátodo al ánodo.

A finales del siglo XIX, W. Crooks observó el fenómeno que se producía al pasar una fuerza electromotriz entre dos electrodos colocados en un tubo de descarga, la diferencia de potencial generaba un haz de rayos proveniente del electrodo negativo o cátodo, a éstos rayos les llamó **rayos catódicos**, por su carga son desviados por campos eléctricos y magnéticos.

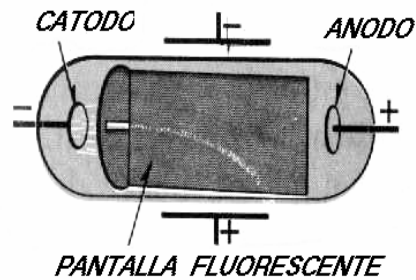


Fig. 2.3. Tubo de rayos catódicos que muestra su desviación en la dirección del polo positivo (+). Choppin.p.170.

En las figuras 2.2, 2.3 y 2.4 se muestran distintos arreglos en los tubos de rayos catódicos que llevaron a Crooks a emitir las siguientes conclusiones:

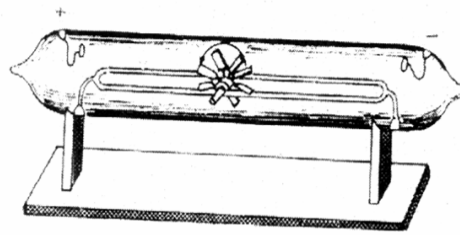


Fig. 2.4. Tubo de rayos catódicos, haciendo girar un objeto atravesado en su camino. Garritz.p.324.

- 1.- Los rayos catódicos pueden ser desviados en un campo eléctrico o magnético.
- 2.- Producen fluorescencia en las paredes del tubo.
- 3.- Poseen ímpetu y energía.
- 4.- Las propiedades de los rayos eran las mismas independientemente de que se sustituyeran las placas del cátodo por diferentes metales.

Descubrimiento del electrón

En 1897, Joseph John Thomson apoyado en los experimentos de Crooks, diseñó un experimento que le permitió medir el grado de desviación de los rayos catódicos al actuar sobre ellos campos eléctricos y magnéticos de diferente intensidad, Thomson pudo determinar la relación entre la carga y la masa, los nombró *electrones*; como antes los había llamado George Stoney en 1891.

Para calcular la relación consideró:

1. Que una partícula cargada que se mueve a través de un campo magnético recibe una fuerza que la hace circular y que puede determinarse por:

$$F = qvB$$

2.-Que la fuerza magnética es similar a la naturaleza de la fuerza centrípeta F_c , cuyo valor es:

$$F_c = \frac{mv^2}{r}$$

3. Al igualar la fuerza magnética y la fuerza centrípeta se tiene:

$$qvB = \frac{mv^2}{r}$$

Arreglando la igualdad y simplificando, tenemos:

$$\frac{q}{m} = \frac{v^2}{vBr} \Rightarrow \frac{q}{m} = \frac{v}{Br}$$

Donde: $\frac{q}{m}$ = Relación carga/masa del electrón (C/kg)

v = velocidad de las partículas (m/s)

B = inducción magnética (wb/m²)

r = radio del círculo que describe la partícula desviada por el campo (m).

Encontró que la relación carga/masa del electrón es de:

$$\begin{aligned} e/m &= 1.759 \times 10^{11} \text{ C}^*/\text{kg} \\ &= 1.759 \times 10^8 \text{ C/g} \end{aligned}$$

**Un coulombio (C) es una cantidad de carga eléctrica, equivale a la cantidad de electricidad necesaria para depositar 1.118×10^{-3} g de plata (Ag) en una electrólisis.*

Del trabajo de Thomson se deduce que los electrones son partículas fundamentales existentes en todos los átomos y en un número entero definido para cada tipo.

Determinación de la carga del electrón

El físico Norteamericano Robert Millikan diseñó un experimento usando gotas de aceite pulverizado; aplicando la Ley de Stokes pudo medir su velocidad de caída por acción gravitatoria y por efecto electrostático, estas gotas eran cargadas eléctricamente con oxígeno ionizado mediante rayos X. Determinó un valor para la carga del electrón de 1.59×10^{-19} C.

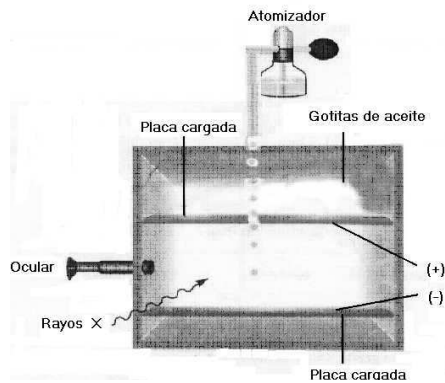


Fig. 2.5 Experimento de Millikan Burns, p. 125.

A partir de la relación carga/masa determinada por Thomson, se pudo calcular la **masa del electrón**.

$$e/m = 1.759 \times 10^{-19} \text{ C/kg}$$

$$m = \frac{1.59 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.759 \times 10^{11} \text{ C/kg}} = 9.09 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

Con esto se demuestra la existencia de la primera partícula subatómica; el electrón, descubrimiento que marcaría la pauta para seguir investigando sobre la estructura de la materia y comprobar que la clave para el estudio del átomo definitivamente está en la naturaleza eléctrica de éste.

Descubrimiento del protón

Los experimentos con tubos de descarga permitieron observar una corriente de partículas de carga positiva (+), estas partículas fueron descubiertas por Eugen Goldstein en 1886 a las que llamó **rayos canales**, partículas fundamentales con la misma carga del electrón (e^-) pero con una masa casi 2000 veces mayor, que viajaban del ánodo al cátodo a través de unas perforaciones hechas en placas metálicas en un arreglo especial de un tubo de descarga, estas partículas son los **protones**.

2.4 MODELOS ATÓMICOS CON ESTRUCTURA ELECTRÓNICA

Modelo atómico de kelvin thomson Lord Kelvin y Thomson sugirieron que el átomo era una esfera de carga (+) homogénea en cuyo interior se encontraban los electrones (e^-) a manera de pasas en un budín. Este modelo explica hechos como; la emisión de la luz por átomos excitados, la existencia de metales y no metales y la presencia de materiales radiactivos. Respaldó su modelo calculando que en él los electrones vibran con la frecuencia de la luz visible, éste modelo perduró hasta 1911.

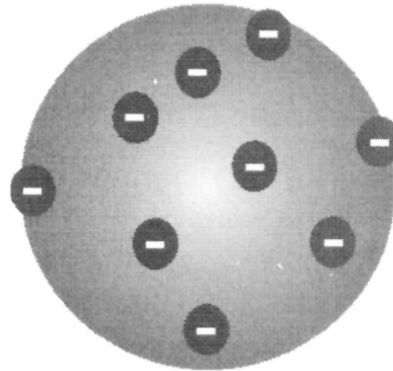


Fig. 2.6 Modelo atómico de Kelvin-Thomson

A principios del siglo XX, era claro que los átomos contenían regiones o zonas de carga (+) y (-); así surge la inquietud de la forma en que esas cargas se distribuyen.

Modelo atómico de Perrin

Perrin modificó el modelo de Thomson sugiriendo que las cargas negativas (-) son externas a la masa positiva (+). Fue el primer científico en considerar que las cargas eléctricas negativas se encontraban en la periferia de la masa y carga positiva.

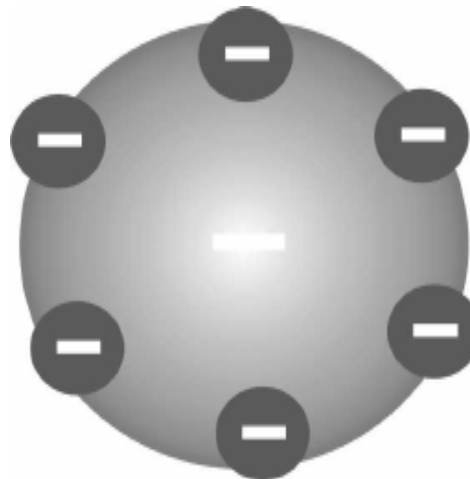


Fig. 2.7 Modelo atómico de Perrin

Modelo atómico de Rutherford

Casi simultáneamente al experimento de Millikan, Ernest Rutherford estableció que las partículas α eran positivas (+) y emitidas por átomos *radiactivos*

Planeando experimentos, Ernest Rutherford y sus colaboradores Marsden y Geiger, en 1910, bombardearon delgadas láminas de oro (**Au**) y platino (**Pt**) con partículas α procedentes de una fuente radiactiva.

Detrás de la lámina de **Au** colocaron una pantalla de sulfuro de zinc (**ZnS**) para observar la dispersión de las partículas α sobre la lámina de **Au**. Observaron que la mayoría de las partículas la atravesaban sin modificar su trayectoria, unas cuantas se desviaban una ligera proporción de su ángulo original y menor cantidad de partículas rebotaban hacia atrás de la lámina. Rutherford textualmente dijo:

“Fue la cosa más increíble que me había ocurrido en la vida. Era como si alguien, disparara un proyectil de 15” contra una lámina de papel, y rebotara alcanzándolo a él”.

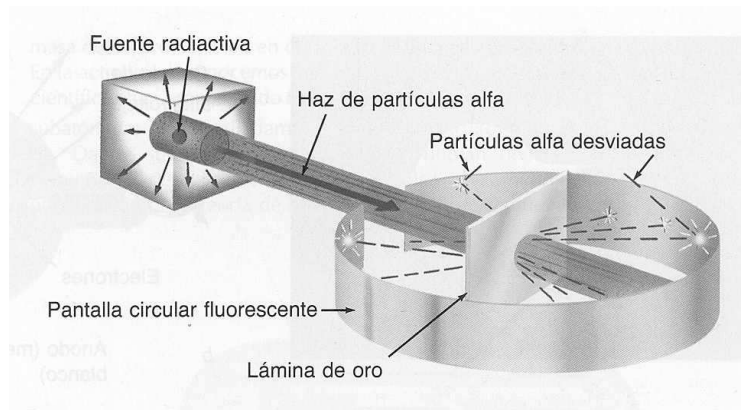


Fig. 2.8 Experimento de Rutherford que le permitió diseñar su modelo del átomo nuclear

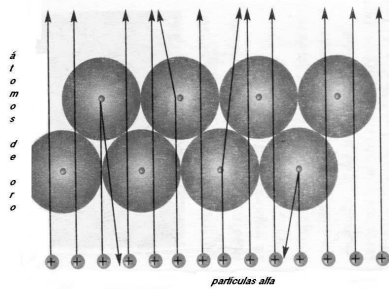


Fig. 2.9 Átomos que muestran la desviación de las partículas alfa. Burns, p. 122.

El análisis estadístico de los resultados demostró que las partículas α eran repelidas por zonas de carga positiva (+). Rutherford determinó que aunque la masa de dichas zonas era igual a la de un átomo de **Au**, su diámetro era **1/10000** del diámetro del átomo.

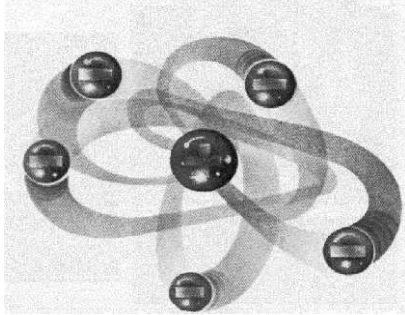


Fig. 2.10 Modelo atómico de Rutherford. Devoré, p.11.

En 1911 Rutherford explicó estos resultados diciendo que el átomo era en su mayor parte espacio vacío, formado por un centro de masa y carga (+) al que llamó núcleo atómico, rodeado de diminutos electrones que se encontraban en el espacio circundante, no describió con claridad la trayectoria de los electrones.

Descubrimiento del neutrón

En 1932, se descubre la tercera partícula fundamental del átomo, el **neutrón**, su descubridor fue el científico inglés James Chadwick, al bombardear átomos de berilio con partículas de alta energía. El neutrón es una partícula sin carga eléctrica, con masa ligeramente mayor a la del protón. Este descubrimiento completó la idea del átomo nuclear y permitió aclarar muchas dudas acerca de las masas atómicas y la existencia de los **isótopos**².

El diámetro de los núcleos mide aproximadamente 10^{-5} nm y el de los átomos completos 10^1 nm, esto hace un núcleo 10,000 veces más pequeño que el átomo por ello, **al átomo se le considera en su mayor parte, espacio vacío.**

² **Isótopos:** átomos de un mismo elemento con igual número atómico (Z) y diferente número de masa (A), de isos = igual, topos = lugar. La mayoría de los elementos químicos son mezclas de isótopos.

Tabla 2.5 Características de las partículas subatómicas

PARTÍCULA	SIMBOL O	CARGA		MASA		UBICACIÓN
		RELATIVA	ELECTROSTÁTICA	uma	Kg	
Electrón	e ⁻	1+	1.6020 x 10 ⁻¹⁹ C	5.49x10 ⁻⁴	9.09x10 ⁻³¹	Periferia
Protón	p ⁺	1-	1.6020 x 10 ⁻¹⁹ C	1.00728	1.672x10 ⁻²⁷	Núcleo
Neutrón	0	0	S/C	1.00867	1.674x10 ⁻²⁷	Núcleo

Después de la propuesta del átomo nuclear de Rutherford, Moseley, al trabajar con rayos X, bombardeó placas de metales puros y observó que las emisiones de éstas mostraban una serie de líneas de rayos X de diferente **longitud de onda (λ)³**, además dentro de una serie, las líneas se desplazaban a la región de longitud de onda más pequeña conforme aumentaba el peso atómico del elemento bombardeado. Al analizar sus datos matemáticamente llegó a la conclusión siguiente: **de un elemento al siguiente existe una diferencia de una carga positiva más en el núcleo**. Esta observación le permitió ordenar a los elementos por su número de protones o **número atómico**, el cual se usa para diferenciar un elemento de otro.

No atómico Z= No de p+ No másico A= p+ + n _o
--

Desde el punto de vista de los fenómenos químicos, las partículas fundamentales del átomo son protones p⁺, neutrones n^o y electrones e⁻, estas últimas son las que participan en los cambios químicos y explican la existencia de los compuestos y de toda la materia del universo.

Actualmente se conocen muchas partículas subatómicas más, algunas de las cuales se describen en la siguiente tabla.

³ Longitud de onda (λ): distancia entre dos valles o dos crestas sucesivas en una onda electromagnética.

Tabla 2.6 Características de algunas partículas subatómicas

PARTÍCULA	CARACTERÍSTICAS
Positrón o antielectrón	Tiene igual masa que el electrón pero de carga (+), se descubrió en los rayos cósmicos.
Neutrino	Descubierto por W. Pauli en la emisión de rayos β en 1956, fue bautizado por Fermi.
Piones	Partículas que unen a los protones y neutrones, tienen una masa 200 veces mayor que la del electrón e^- , se descubrieron en 1947.
Leptones	Son neutrones y otras partículas más.
Mesón	Partícula con carga intermedia entre el leptón y pion.
Barión	Partícula con masa similar a la del protón.

La existencia de éstas partículas no demostraba aún el fundamento más simple de la materia. Murray Gell-Mann, propuso que excepto los leptones todas las partículas estaban compuestas por **cuarks**⁴.

2 cuarks = 1 mesón
3 cuarks = 1 barión

Hasta ahora no se ha podido detectar un cuark individual, y se supone que éstos se mantienen firmemente enlazados en el interior de los mesones y bariones. A las uniones de los cuarks se les llama **gluones**.

Modelo de bohr

Con todo lo anterior, la distribución de electrones en el átomo no podía deducirse con el modelo de Rutherford ya que debido a su pequeña masa no alteran el viaje de una partícula. La objeción fundamental al modelo de Rutherford era que según las leyes de la física clásica, el electrón con cierta cantidad de energía, la iría perdiendo en forma de radiación electromagnética y acabaría precipitándose al núcleo destruyendo al átomo, esto en la realidad no sucede.

⁴ *Los cuarks son los entes de materia más simples que existen.*

Hacia 1913, al no existir una correlación satisfactoria entre la emisión de espectros y la estructura atómica, Bohr la establece, relacionando la teoría cuántica de Max Planck y la explicación de Albert Einstein al efecto fotoeléctrico.

En 1900, Max Planck había propuesto que “los cuerpos del microcosmos absorben y emiten luz de manera discontinua”. Menciona que los cambios de energía asociada a la radiación no son continuos, la energía solo puede ser liberada en pequeños paquetes, a estos paquetes de energía les llamó **cuantos**⁵. En 1905 Albert Einstein para explicar el efecto fotoeléctrico, propuso que la luz se comporta como si estuviese formada por diminutas partículas a las cuales llamó **fotones**⁶.

La energía emitida o absorbida por un cuerpo incluye cambios discretos, que son múltiplos de números enteros de una constante multiplicada ésta por la frecuencia de la radiación. Planck llega a esta conclusión al estudiar las emisiones del cuerpo negro radiador.

$$\Delta E = h \nu$$

h = Constante de Planck = 6.63×10^{-34} J. s

Bohr supera la objeción al modelo de Rutherford argumentando que los electrones sólo pueden girar alrededor del núcleo en ciertas órbitas circulares. Supone que los electrones absorben o emiten energía al pasar de un nivel a otro. ***Un electrón, para promoverse a otro nivel requiere de cierta cantidad de energía perfectamente cuantizada***, de otra manera, los elementos producirían espectros continuos, sin embargo, Balmer en 1885 y Paschen en 1896 habían demostrado que los espectros contienen líneas correspondientes a una emisión característica, lo que indicaba que los electrones tenían un número limitado de estados de energía.

Bohr, al analizar el espectro de hidrógeno, encontró que el electrón no poseía una energía arbitraria, sino que existía en niveles definidos de ella, a éstos les llamó

⁵ *Cuanto. mínima cantidad de incremento de energía*

⁶ *Fotones: paquetes de luz o radiación electromagnética. También se les dice cuantos.*

estados estacionarios; por lo tanto, para desplazar al electrón de un nivel a otro se requería una cantidad de energía cuantizada.

Si E_1 es la energía del **nivel 1** y E_2 la del **nivel 2**, siendo el primero de menor energía que el segundo, la diferencia entre ambos niveles es la energía de un cuanto:

$$E_2 - E_1 = h\nu$$

ν = frecuencia de la radiación para que un electrón (e-) pase del nivel 1 al nivel 2.

h = constante de Planck

El concepto de **cuantización** de la energía abrió el camino para determinar la **estructura electrónica del átomo**, representada mediante **configuraciones electrónicas**, y para la interpretación de los **modelos de enlace** entre átomos. Dos piedras angulares en la construcción de la química.

Antes de Bohr, R. Rydberg ya había encontrado una expresión matemática empírica para la frecuencia de las líneas espectrales del hidrógeno.

$$\nu = R \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

R = constante de Rydberg = $3.289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$

n_1 y n_2 = números enteros positivos.

Las conclusiones a las que Bohr llegó son:

* Los electrones en los átomos sólo pueden ocupar ciertos niveles energéticos estables, no cualquier órbita.

* Las órbitas factibles tendrían que satisfacer la ecuación:

$$r = 52.9n^2 \text{ pm}^{**}$$

r = distancia promedio al núcleo

n = nivel de energía del electrón o número cuántico principal.

* Los electrones no emiten radiación en su viaje alrededor del núcleo, sino únicamente cuando cambian el radio de su órbita, es decir, pasan de un nivel a otro.

*Bohr propone un modelo atómico con órbitas circulares para los electrones.

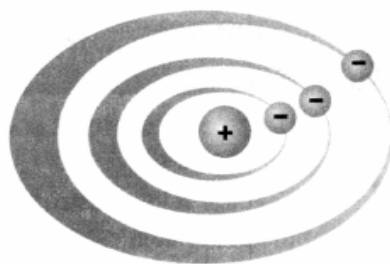
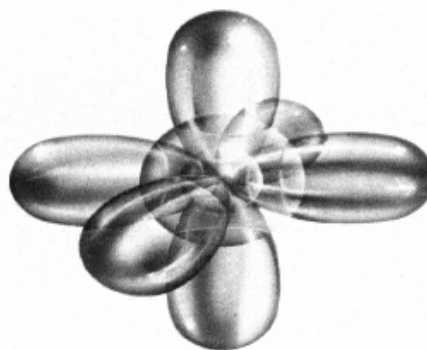


Fig. 2.11 Modelo atómico de Bohr; muestra trayectorias circulares para los electrones. Las órbitas constituyen los niveles energéticos o estados estacionarios del átomo. Burns, p. 137.

Modelo de Sommerfeld

Arnold Sommerfeld (físico alemán), modificó el modelo de Bohr apoyándose en la teoría de la relatividad especial de Einstein; en sus ecuaciones aparecen dos parámetros n o *nivel* de energía y l o *subnivel*, propone órbitas circulares y elípticas para los electrones.



** pm: picómetro es la billonésima parte del metro (10^{-12} m)

Fig. 2.12 Modelo atómico de Sommerfeld Devoré, p. 1.

Luis de Broglie establece el paralelismo entre la naturaleza dual de la luz y la explicación dada por Einstein, de que ésta podía comportarse como onda y como partícula, esto le hace pensar que pequeñas partículas como los electrones también podían tener características ondulatorias en determinadas circunstancias. En su tesis doctoral en 1925, predijo que una partícula de masa m y velocidad v debería tener una longitud de onda asociada, y dada por la ecuación.

$$\lambda = h/mv$$

Tiempo después, pudo comprobarse que los electrones presentaban el fenómeno de la **difracción**^{*}, propio de las radiaciones electromagnéticas propagadas mediante ondas, esta confirmación fue hecha por Germer y Davisson en un experimento similar al de Bragg y reconfirmado posteriormente por Rupp.

El comportamiento dual de la luz y los cuerpos del microcosmos fue la clave para descifrar la estructura atómica y la distribución electrónica.

El conocimiento que se tiene acerca de la forma en que los electrones se ordenan o distribuyen en los átomos procede del estudio de los **espectros de emisión**^{*}. Todos los átomos emiten radiación electromagnética cuando son alterados por bombardeo de electrones o radiación de cierta energía, sin embargo, para cada uno hay ciertas líneas de emisión características. Las radiaciones se manifiestan en forma de líneas espectrales que pueden observarse por medio de un espectroscopio.

Espectro óptico. Lo constituyen las líneas que están en la región visible y proviene de alteraciones en los electrones de valencia.

Espectro ultravioleta. Se produce una mayor excitación atómica.

Espectro de rayos X. se emite por profundas perturbaciones en los electrones de las capas K y L de los átomos.

^{*} *Difracción: proceso de dispersión coherente en el cual los rayos dispersos se refuerzan mutuamente en determinadas direcciones del espacio, aquellas en las que los rayos están en fase y producen interferencias constructivas.*

^{*} *Espectros de Emisión: consisten en una serie de líneas o bandas que aparecen en una película fotográfica expuesta a la radiación de átomos excitados por temperatura o por electricidad.*

Espectro infrarrojo, se debe a alteraciones internucleares por la asociación de los movimientos de rotación y vibración.

Espectro electromagnético

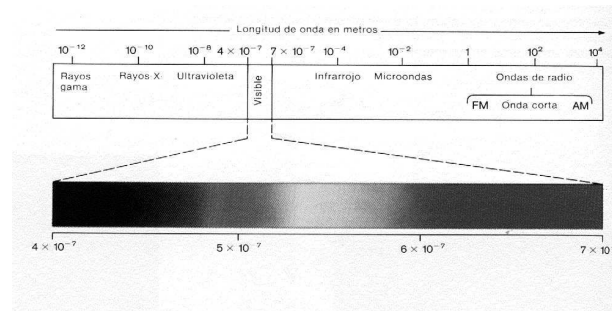


Fig. 2.13 Radiaciones que componen el espectro electromagnético. Zumdahl, p. 324.

El estudio de los espectros de emisión ha sido invaluable en el conocimiento de la estructura atómica y molecular.

Modelo de schrödinger

Erwin Schrödinger, físico austriaco creador de la mecánica ondulatoria y ganador del premio Nóbel de 1933, parte de las ideas de Max Planck y Luis de Broglie, empleando el modelo matemático de Hamilton, estudia un modelo de átomo **núcleo-vecindad** para obtener posibles distribuciones **espacio-energéticas**. En su ecuación aparecen 3 parámetros o valores que definen características del electrón; n , l y m , donde m está relacionado con el campo magnético del electrón.

Ecuación de onda de Schrödinger

$$\frac{\partial^2 \phi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \phi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \phi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) = 0$$

φ = Función de la amplitud de vibración de la onda del electrón

h = Constante de Max Planck, 6.624×10^{-27} erg*S.

m = Masa del electrón.

E = Energía total del electrón.

V = Energía potencial del electrón.

$x, y, z \Rightarrow$ Ejes coordenados que indican la orientación del electrón en el espacio.

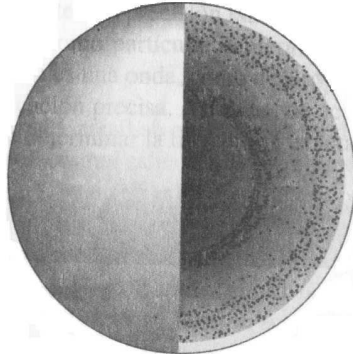
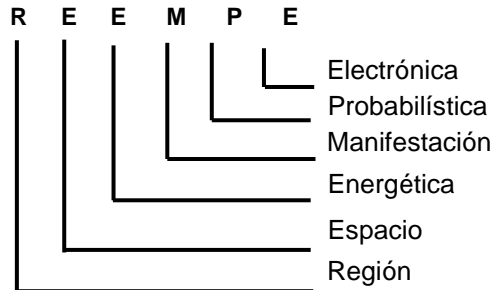


Fig. 2.14 Modelo atómico de Shroedinger. Burns, p. 142

Max Born; físico alemán y premio Nóbel en 1954, interpreta la función de onda de Schrödinger diciendo que **representa la probabilidad de que el electrón se manifieste en forma corpuscular u ondulatoria**, según las condiciones del experimento.

Paralelamente a Schrödinger, Werner Heisemberg, otro físico alemán basado en las ideas de Planck y de De Broglie establece el **principio de incertidumbre**, el cual indica que no se puede conocer con exactitud la trayectoria del electrón alrededor del

núcleo, sino sólo se puede tener una aproximación a la región de mayor probabilidad para encontrarlo, a dichas regiones se les llama **reempe**.



El comportamiento de las partículas muy pequeñas, se explica mejor con los principios de la *mecánica cuántica*, así los electrones pueden considerarse más como ondas que como partículas. La mecánica newtoniana o clásica es sólo un caso especial de la mecánica cuántica o mecánica ondulatoria.

Principios fundamentales de la mecánica cuántica

1.- Principio de incertidumbre de Heisenberg.

“Es imposible determinar simultáneamente y con exactitud, el momento cinético* y la posición de un electrón”.

2. Los átomos y moléculas sólo pueden existir en ciertos estados energéticos que se caracterizan por tener determinada energía (energía cuantizada).

3. Cuando los átomos o moléculas absorben o emiten radiación, la frecuencia de la luz está relacionada con el cambio energético producido, mediante la ecuación:

$$\Delta E = h\nu \text{ ya que } c = \lambda\nu \text{ entonces } \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

en la que podemos notar una relación inversa entre el cambio de energía y la longitud de onda de la radiación.

4. Los estados energéticos de los átomos y moléculas, pueden describirse mediante grupos de números llamados números cuánticos..

La mecánica cuántica de átomos y moléculas es principalmente un tratamiento matemático, fundamentado en los valores de los números cuánticos para describir la energía de los electrones.

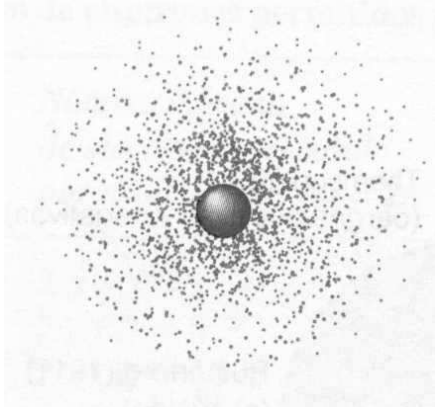
Modelo de la mecánica cuántica (dirac – jordan)

Pauli proporcionó un principio de restricción que indica que cada electrón debe estar determinado por la combinación exclusiva de cuatro parámetros o números cuánticos, de manera que minimice su estado energético. Correlaciona las ideas y los cálculos de Bohr, Schrödinger y Heisenberg con el comportamiento de los elementos, en concordancia con la clasificación periódica hecha por Mendeleiev primero y por Moseley después.

Dirac y Jordan incorporan a las teorías anteriores, la teoría general de la relatividad de Einstein y es su ecuación la que describe con más exactitud la distribución electrónica adicionando un cuarto parámetro s o *spin*.

Los valores de éste parámetro indican el sentido de giro del electrón en su propio eje, esto satisface el principio de Pauli, que en 1925 había sido aclarado por G. Uhlenbeck y S. Goudsmit, quienes **demostraron con un espectroscopio de alta resolución que una línea ancha del espectro, en realidad estaba formada por muchas líneas contiguas**, determinaron matemáticamente que esto se debía al giro del electrón sobre su propio eje, el giro contribuye al **momento angular** del electrón y esa contribución energética está cuantizada.

El modelo matemático del átomo surge del estudio de las interacciones **materia-energía** y **espacio-tiempo**, explica la ubicación de los elementos en la tabla periódica y la configuración electrónica de los mismos.



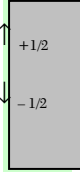
Los orbitales atómicos son las regiones alrededor del núcleo donde existe mayor probabilidad de encontrar al electrón. Los orbitales atómicos en realidad son **reempes**, sus formas aproximadas se detallan en las figuras 2.17 a 2.19. El conjunto se representa en la figura 2.15 y consiste en un núcleo rodeado de una nube esférica y difusa de electrones.

Fig. 2.15 Modelo atómico de la mecánica cuántica. Burns, p. 141

2.5 NÚMEROS CUÁNTICOS

Parámetros o valores que satisfacen la ecuación energética del modelo atómico de la mecánica cuántica. Se utilizan para describir la posición y energía de los electrones alrededor del núcleo. En la tabla 2.7. se muestran las características que definen para cada electrón.

Tabla 2.7 Características de los números cuánticos

Símbolo	Nombre	Característica que determina o indica	Valores que acepta
N	Principal	Distancia promedio al núcleo, nivel de energía del electrón.	Enteros positivos. 1, 2, 3, 4,..... K, L, M, N...
L	secundario o azimutal	Subnivel de energía del electrón y tipo de orbital. Orbitales. s = sharp p = principal d = diffuse f = fundamental	Desde cero hasta $(n - 1)$ $l = 0$ orbital s $l = 1$ orbital p $l = 2$ orbital d $l = 3$ orbital f
m	magnético	Orientación del orbital en el espacio	Desde $-l$ hasta $+l$ pasando por cero. Si $l=2$ $m = -2, -1, 0, 1, 2$
s	spin	Indica el sentido de giro del electrón sobre su propio eje y la orientación del campo magnético producido por él. ^o	

Es importante tomar en cuenta que las predicciones mecano-cuánticas de los orbitales atómicos y su orientación para cada valor de n , concuerdan con las emisiones espectrales características para cada átomo.

La figura 2.16 representa los niveles de energía del átomo, los subniveles que cada uno contiene y la cantidad máxima de electrones que aceptan los niveles, subniveles y orbitales. En la tabla 2.8 se registran los valores de los números cuánticos de cada electrón.

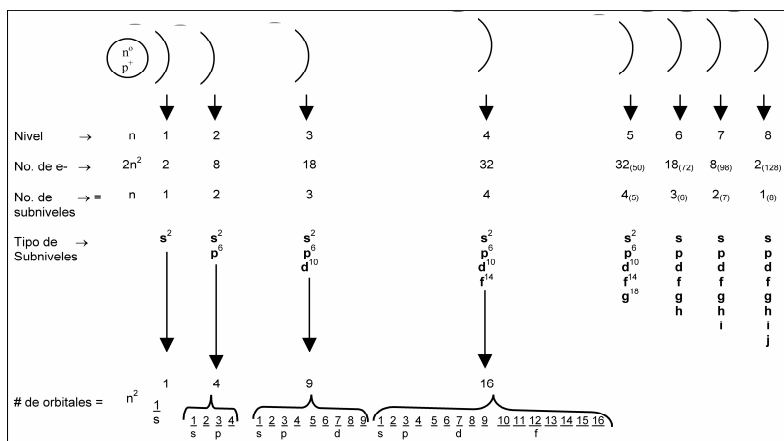


Fig. 2.16 Esquema representativo de los niveles de energía del átomo y los subniveles que pueden contener.

Tabla 2.8 Valores permitidos de los números cuánticos para cada electrón

η	No. e ⁻ en el nivel energético	No. e ⁻ en el subnivel	Subnivel (l)	Orbital (m)	Giro del electrón (s)
1 (K)	2	2	0 (s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
2 (L)	8	2 6	0 (s) 1 (p)	0 -1, 0, +1	$\pm \frac{1}{2}$ para cada valor de m
3 (M)	18	2 6 10	0 (s) 1 (p) 2 (d)	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2	$\pm \frac{1}{2}$ para cada valor de m
4 (N)	32	2 6 10 14	0 (s) 1 (p) 2 (d) 3 (f)	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm \frac{1}{2}$ para cada valor de m
5 (O)	50	2 6 10 14 18	0 (s) 1 (p) 2 (d) 3 (f) 4 (g)	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4	$\pm \frac{1}{2}$ para cada valor de m

Formas de los orbitales

Orbitales s y p : Los orbitales s son de forma circular, en ellos los electrones giran a igual distancia del núcleo. Los orbitales p tienen forma elíptica concéntrica, en ellos los electrones modifican su distancia con respecto al núcleo, por lo que son de mayor energía.

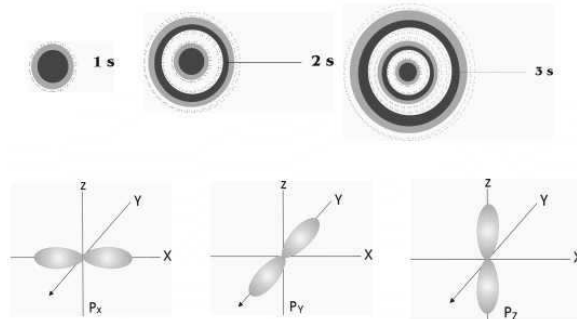


Fig. 2.17 Representación de los orbitales s y p .

Orbitales d : los orbitales d son cinco en total, aparecen para valores de $l = 2$ y sus orientaciones en m son $-2, -1, 0, 1, 2$.

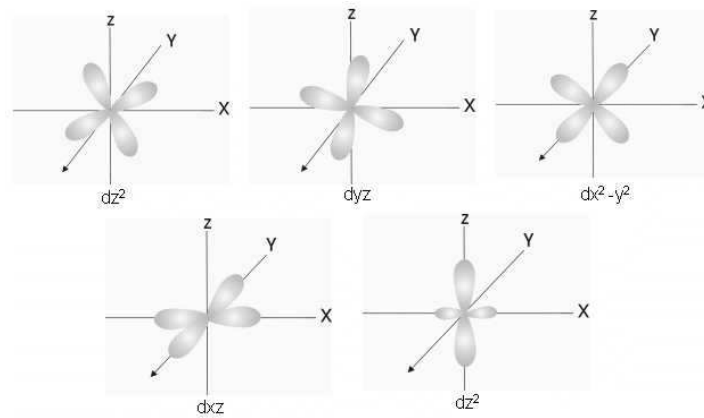


Fig. 2.18 Representación de los orbitales d

Orbitales f : Son orbitales de mayor energía, la trayectoria de los electrones es compleja, se presentan para valores de $l = 3$ y los valores de m para estos orbitales son; -3, -2, -1, 0, 1, 2 y 3.

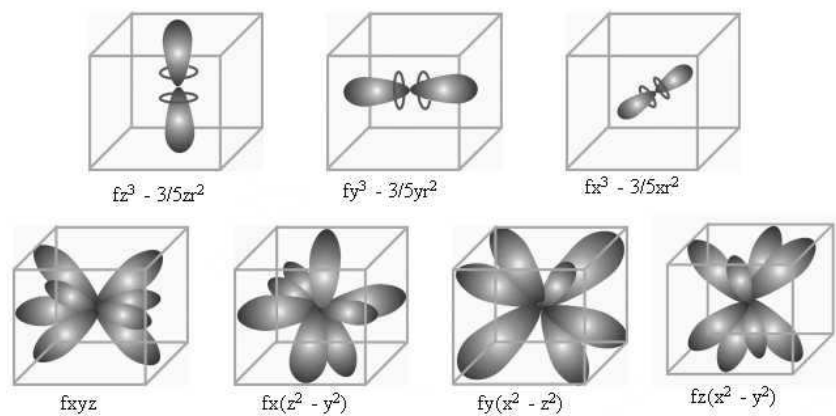


Fig. 2.19 Representación de los orbitales f

2.6 CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Una configuración electrónica es una representación gráfica de la forma teórica en que se distribuyen los electrones de un átomo alrededor del núcleo, en orden creciente de su energía.

Para hacer una configuración se debe tomar en cuenta.

1. Cuántos electrones repartir:

Si es un **átomo en estado basal**, por ser eléctricamente neutro, su número de electrones es igual a su número de protones, por lo tanto, los electrones a repartir, equivalen al número atómico (Z) del elemento, éste se consulta en la tabla periódica.

$$\text{Be}^0 \quad \text{N}^\circ \text{ de } e^- = Z = 4$$

Si es un **catión**, el número de electrones a configurar será el número atómico (Z) menos la carga del catión. Ejemplo.

$$\begin{aligned} \text{Na}^{1+} \quad \text{N}^\circ \text{ de } e^- &= Z - 1 \\ &= 11 - 1 = 10 \end{aligned}$$

Si es un **anión** el número de electrones a configurar se determina sumando al número atómico la carga del anión. Ejemplo:

$$\begin{aligned} \text{S}^{2-} \quad \text{N}^\circ \text{ de } e^- &= Z + 2 \\ &= 16 + 2 = 18 \end{aligned}$$

2. Al repartir electrones se deben respetar 3 principios fundamentales:

Principio de exclusión de Pauli

“En un orbital puede haber hasta 2 electrones de spin opuesto”.

En un átomo, no puede haber 2 electrones que tengan sus 4 valores de números cuánticos iguales; significa que por lo menos uno de los valores de los números cuánticos debe ser diferente para cada electrón determinando una configuración electrónica de mínima energía en los átomos para que sean estables.

Principio de la edificación progresiva o regla de Auf – Bau*

“En un átomo los electrones se distribuyen en orden creciente de su energía”.

La energía para cada electrón está determinada por la suma de los números cuánticos $n + l$, a mayor valor, mayor energía. Si existen electrones con igual valor de $n + l$, se distribuyen primero los de menor nivel. La energía de cada electrón no sólo está determinada por su distancia promedio al núcleo (n), sino además por el tipo de trayectoria (l) que describe al girar en su *reempe*.

Principio de la máxima multiplicidad o regla de Hund

“Dentro de un subnivel, los electrones ocupan orbitales separados y tienen spines paralelos”.

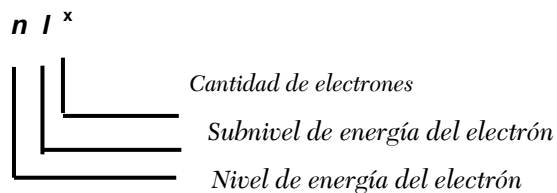
En un mismo subnivel atómico; los electrones se reparten primero de uno en uno en cada orbital y una vez semillenos éstos; los electrones se pueden comenzar a aparear en el mismo orden, siempre que sean de spin contrario.

Formas de representar las configuraciones electrónicas

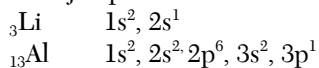
* *Auf – Bau: del alemán auf –bau prinzip, que significa edificación progresiva.*

Una configuración electrónica la podemos representar de las formas siguientes:

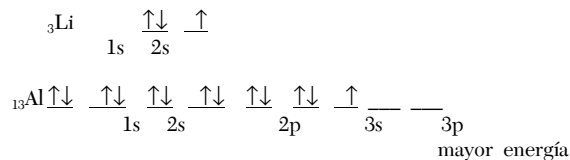
Forma condensada o simplificada: indica nivel, subnivel y número de electrones.



Por ejemplo:



Forma desarrollada o diagrama energético: indica nivel, subnivel, cantidad de orbitales y electrones en éste, los orbitales para cada subnivel se representan con una línea horizontal y los electrones como flechas, en un mismo orbital deben tener spines opuestos. Ejemplo:



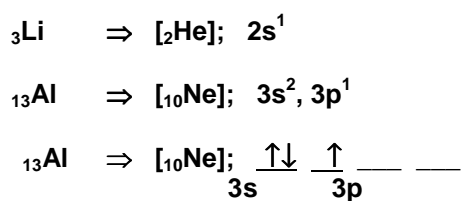
Las líneas indican cambio en la energía del electrón.

Configuración con Kernel*: se emplea para abreviar una configuración electrónica representando los electrones internos del átomo con el símbolo de un gas noble y sólo se desarrolla la configuración de los electrones que sobrepasan el número atómico del gas noble empleado.

Ejemplo

* *Kernel: término usado en biología que indica corazón o semilla da la idea de algo interno.*

La regla de Auf Bau se puede representar cómo se indica en la figura 2.20.



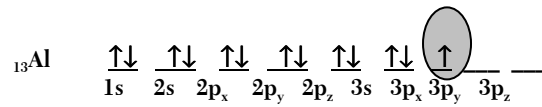
e ⁻ 2n ²	l										
	n		0	1	2	3	4	5	6	7	
2	1		s ²								
8	2		s ²	p ⁶							
18	3		s ²	p ⁶	d ¹⁰						
32	4		s ²	p ⁶	d ¹⁰	f ¹⁴					
32	5		s ²	p ⁶	d ¹⁰	f ¹⁴	g				
18	6		s ²	p ⁶	d ¹⁰	f ¹⁴	g	h			
8	7		s ²	p ⁶	d ¹⁰	f ¹⁴	g	h	i		
2	8		s ²	p ⁶	d ¹⁰	f ¹⁴	g	h	i	j	

Fig. 2.20 Orden de llenado de los subniveles atómicos, con electrones

Las configuraciones electrónicas de los elementos químicos se hacen siguiendo la flecha en la pirámide de Auf-Bau o regla de las diagonales, en ese orden y cantidad se distribuyen los electrones, salvo para algunos elementos de transición donde por estabilidad electrónica, se hacen arreglos en los orbitales externos; las excepciones se pueden observar en la tabla 2.10.

Electrón diferencial

Es el último electrón que se distribuye en una configuración electrónica y establece la diferencia entre un elemento y otro.



La **estructura electrónica** de los átomos es la **base para distribuir a los elementos en la tabla periódica**, en ella los elementos se organizan en **clases, períodos y grupos**. Considerando la configuración electrónica final de cada elemento químico podemos ubicarlo en la tabla periódica, según se muestra en la tabla 2.9.

nl^x

n = nivel último, define al período

l = subnivel último, define la clase

x = número de electrones, definen el grupo

Ejemplo: los elementos cuya configuración final es; A) $4s^2$, B) $5p^4$, C) $3d^9$, D) $5f^{12}$, se ubican en la tabla periódica que a continuación se presenta.

Tabla. 2.9 Tabla periódica que muestra la ubicación de los elementos químicos de acuerdo a su configuración electrónica final.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	$ns^{1 \rightarrow 2}$		$ns^2(n-1)d^{1 \rightarrow 10}$										$ns^2p^{1 \rightarrow 6}$					
1	ns^1	ns^2											p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
2																		
3			d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}						
4		A										C						
5																B		
6																		
7																		
	$ns^2(n-2)f^{1 \rightarrow 14}$																	
6	f^1	f^2	f^3	f^4	f^5	f^6	f^7	f^8	f^9	f^{10}	f^{11}	f^{12}	f^{13}	f^{14}				
7												D						

Tabla 2.10 Configuración electrónica de los elementos en su estado fundamental.

SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	CONFIGURACION ELECTRÓNICA	SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	CONFIGURACION ELECTRÓNICA	SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	CONFIGURACION ELECTRÓNICA
H	1	1s ¹	Rb	37	[Kr] 5s ¹	Ta	73	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ³
He	2	1s ¹	Sr	38	[Kr] 5s ²	W	74	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁴
Li	3	[He] 2s ¹	Y	39	[Kr] 5s ² 4d ¹	Re	75	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁵
Be	4	[He] 2s ²	Zr	40	[Kr] 5s ² 4d ²	Os	76	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁶
B	5	[He] 2s ² 2p ¹	Nb	41	[Kr] 5s ¹ 4d ⁴	Ir	77	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁷
C	6	[He] 2s ² 2p ²	Mo	42	[Kr] 5s ¹ 4d ⁵	Pt	78	[Xe] 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹
N	7	[He] 2s ² 2p ³	Tc	43	[Kr] 4s ² 3d ⁵	Au	79	[Xe] 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰
O	8	[He] 2s ² 2p ⁴	Ru	44	[Kr] 5s ¹ 4d ⁷	Hg	80	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰
F	9	[He] 2s ² 2p ⁵	Rh	45	[Kr] 5s ¹ 4d ⁸	Tl	81	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ¹
Ne	10	[He] 2s ² 2p ⁶	Pd	46	[Kr] 4d ¹⁰	Pb	82	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ²
Na	11	[Ne] 3s ¹	Ag	47	[Kr] 5s ¹ 4d ¹⁰	Bi	83	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ³
Mg	12	[Ne] 3s ²	Cd	48	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰	Po	84	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁴
Al	13	[Ne] 3s ² 3p ¹	In	49	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹	At	85	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁵
Si	14	[Ne] 3s ² 3p ²	Sn	50	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	Rn	86	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶
P	15	[Ne] 3s ² 3p ³	Sb	51	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ³	Fr	87	[Rn] 7s ¹
S	16	[Ne] 3s ² 3p ⁴	Te	52	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴	Ra	88	[Rn] 7s ²
Cl	17	[Ne] 3s ² 3p ⁵	I	53	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	Ac	89	[Rn] 7s ² 6d ¹
Ar	18	[Ne] 3s ² 3p ⁶	Xe	54	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	Th	90	[Rn] 7s ² 6d ²
K	19	[Ar] 4s ¹	Cs	55	[Xe] 6s ¹	Pa	91	[Rn] 7s ² 5f ² 6d ¹
Ca	20	[Ar] 4s ²	Ba	56	[Xe] 6s ²	U	92	[Rn] 7s ² 5f ³ 6d ¹
Sc	21	[Ar] 4s ² 3d ¹	La	57	[Xe] 6s ² 5d ¹	Np	93	[Rn] 7s ² 5f ⁴ 6d ¹
Ti	22	[Ar] 4s ² 3d ²	Ce	58	[Xe] 6s ² 4f ¹ 5d ¹	Pu	94	[Rn] 7s ² 5f ⁶
V	23	[Ar] 4s ² 3d ³	Pr	59	[Xe] 6s ² 4f ³	Am	95	[Rn] 7s ² 5f ⁷
Cr	24	[Ar] 4s ¹ 3d ⁵	Nd	60	[Xe] 6s ² 4f ⁴	Cm	96	[Rn] 7s ² 5f ⁸ 6d ¹
Mn	25	[Ar] 4s ² 3d ⁵	Pm	61	[Xe] 6s ² 4f ⁵	Bk	97	[Rn] 7s ² 5f ⁹
Fe	26	[Ar] 4s ² 3d ⁶	Sm	62	[Xe] 6s ² 4f ⁶	Cf	98	[Rn] 7s ² 5f ¹⁰
Co	27	[Ar] 4s ² 3d ⁷	Eu	63	[Xe] 6s ² 4f ⁷	Es	99	[Rn] 7s ² 5f ¹¹
Ni	28	[Ar] 4s ² 3d ⁸	Gd	64	[Xe] 6s ² 4f ⁷ 5d ¹	Fm	100	[Rn] 7s ² 5f ¹²
Cu	29	[Ar] 4s ¹ 3d ¹⁰	Tb	65	[Xe] 6s ² 4f ⁹	Md	101	[Rn] 7s ² 5f ¹³
Zn	30	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰	Dy	66	[Xe] 6s ² 4f ¹⁰	No	102	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴
Ga	31	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	Ho	67	[Xe] 6s ² 4f ¹¹	Lr	103	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹
Ge	32	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	Er	68	[Xe] 6s ² 4f ¹²	Rf	104	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ²
As	33	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	Tm	69	[Xe] 6s ² 4f ¹³	Ha	105	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ³
Se	34	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	Yb	70	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴	Sg	106	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁴
Br	35	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	Lu	71	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹	Ns	107	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁵
Kr	36	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	Hf	72	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ²	Hs	108	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁶
						Mt	109	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁷

Con los ejercicios que se incluyen a continuación damos por terminada esta unidad, esperando que los objetivos planteados se hayan cumplido de manera que tengas los elementos básicos necesarios para continuar con la unidad 3. Es importante que realices las actividades y lecturas sugeridas para comprender mejor el conocimiento científico y darte la oportunidad de acercarte a la ciencia.

RESUMEN

En esta unidad se hizo una cronología de los descubrimientos más relevantes que culminaron en el **diseño de un modelo atómico basado en la teoría de la mecánica cuántica**. Conociste fenómenos como la radiactividad, la producción de rayos X y la existencia de los electrones, que condujeron a descifrar la estructura atómica; pudiste darte cuenta del ingenio de los científicos para diseñar experimentos que les permitieron medir la carga y la masa del electrón.

El átomo es considerado en la actualidad como un núcleo rodeado de una nube difusa de electrones. Los electrones giran alrededor del núcleo a distancias definidas por el número cuántico principal o nivel de energía (n), y describen ciertas trayectorias al girar, llamadas comúnmente **orbitales**, el término más adecuado es **reempes**.

A las reempes se les asignan formas definidas por los valores del número cuántico secundario o azimutal (l); las formas de los orbitales son circulares para s , elípticas concéntricas para orbitales p y bastante complejas para los orbitales d y f ; los valores de l son:

$l = 0$ para subniveles s

$l = 1$ para subniveles p

$l = 2$ para subniveles d

$l = 3$ para subniveles f

El número cuántico m , define la orientación de los orbitales en el espacio y sus valores dependen de los valores de l , en cada orbital giran como máximo dos electrones, cada uno debe rotar en dirección opuesta para generar atracción magnética y dar estabilidad al orbital. La dirección de la rotación del electrón la define el número cuántico s .

Las configuraciones electrónicas permiten comprender el comportamiento de los átomos en sus diversas manifestaciones físico-químicas: formación de compuestos, reactividad, capacidad de oxidación o reducción, magnetismo, brillo, tenacidad, entre otras.

En unidades subsecuentes de este texto, comprobarás que las propiedades de los átomos dependen de la distribución de sus electrones alrededor del núcleo, en especial de los electrones más alejados; electrones de valencia o de enlace. La configuración electrónica también permite ubicar y ordenar a los átomos en la tabla periódica.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

Elabora un mapa conceptual donde relaciones los descubrimientos que condujeron a la teoría sobre la estructura electrónica del átomo.

Elabora un ensayo en el que expliques la importancia que tiene el conocimiento de la estructura atómica en la sociedad.

Elabora una maqueta que represente un átomo con sus distintos niveles de energía y sus reempes, por ejemplo para el Be, C y N.

Redacta un cuestionario con un mínimo de 20 preguntas sobre tus dudas acerca de esta unidad.

Se recomienda la lectura de los siguientes textos:

Aguilar Sahún, G., Cruz, G. y Flores J., *Una hojeada a la materia*, Colección “La ciencia desde México” N 3, SEP-FCE-CONACYT, México, 1986.

Cruz, D., Chamizo, J. A. y Garritz, A., *Estructura Atómica. Un enfoque químico*, Colección “La ciencia desde México” N 97 SEP-FCE-CONACYT, México, 1991.

García Horacio, *El alquimista herrante Paracelso*, Colección Viajeros del Conocimiento, Edit. Pangea, México, 1994.

García Horacio, *El investigador del fuego Antoine L. Lavoisier*, Colección Viajeros del Conocimiento Edit. Pangea, México, 1994.

García Horacio, *La cacería de lo inestable Marie Curie* Colección Viajeros del Conocimiento, Edit. Pangea, México, 1994.

II. De las opciones que se te presentan para cada reactivo elige la correcta.

() 1. Científico cuyo experimento demostró la existencia del núcleo atómico.

- a) Bohr b) Rutherford c) Sommerfeld d) Dalton

() 2. Al experimentar con rayos catódicos determinó que éstos tienen masa, carga (-) y viajan en línea recta

- a) Crookes b) Goldstein c) Rutherford d) Thomson

() 3. Consideró al átomo como una pequeña esfera indivisible sin carga eléctrica.

- a) Thomson b) Crookes c) Dalton d) Bohr

() 4. Científico descubridor del protón.

- a) Goldstein b) Schrödinger c) Rutherford d) Chadwick

() 5. Científico que efectúa reacciones químicas empleando corriente eléctrica.

- a) Faraday b) Davy c) Dalton d) Balmer

() 6. Lugar del espacio atómico donde la probabilidad de encontrar un e⁻ es máxima.

- a) Núcleo b) Nivel c) Reempe d) Subnivel

() 7. Científico que propone la existencia de niveles de energía en el átomo y les llama estados estacionarios.

- a) Sommerfeld b) Rutherford c) Becquerel d) Bohr

() 8. Descubre accidentalmente la radiactividad.

- a) Becquerel b) Marie Curie c) Cladwick d) Roentgen

() 9. Científico que determinó la relación entre la carga y la masa del electrón.

- a) Millikan b) Thomson c) Bohr d) Dirac

() 10. Científico que determinó la carga del e^- con su experimento de gotas de aceite.

- a) Millikan b) Thomson c) Rutherford d) Rydberg

III. Resuelve según se te indica en cada reactivo:

1. Determina los 4 números cuánticos del electrón diferencial para los elementos a partir de la tabla periódica y configuración final.

- a) Cl b) Au c) Ag d) Si
b) Cr d) Pd g) Ge h) U

2. Determina los 4 números cuánticos para los electrones 5, 12, 14, 23, 30, 43, 57 y el último del elemento uranio (Es).

3. Determina las configuraciones finales de los átomos que corresponden a cada conjunto de números cuánticos.

- a). $(7, 0, 0, -\frac{1}{2})$ b). $(5, 3, -2, -\frac{1}{2})$
c). $(4, 3, -2, \frac{1}{2})$ d). $(4, 2, -1, \frac{1}{2})$
e). $(3, 1, 0, \frac{1}{2})$ f). $(6, 1, -1, -\frac{1}{2})$

4. Para el ejercicio anterior si cada conjunto de valores corresponde al electrón diferencial de un átomo, ¿Cuál es el número atómico del elemento?

5. Para la configuración $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^6$, indica cual de las siguientes aseveraciones es falsa (F) o verdadera (V), justifica tu respuesta.

- a). Los números cuánticos de electrón diferencial son $(4, 3, -1, -\frac{1}{2})$.
b). El número atómico del elemento es 44.
c). Tiene 1 electrón en su último nivel.
d). Tiene el cuarto nivel completamente lleno.
e). Es un elemento de clase “*d*”.
f). El valor de *m* para el electrón 25 es 2.
g). Sus electrones del nivel tres son 18.

IV. Indica si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa, en caso de que sea falsa corrígela para que sea cierta.

1. Los átomos de cualquier elemento son semejantes entre sí, pero diferentes a los de cualquier otro elemento.

2. Los átomos están formados por pequeñas partículas llamadas moléculas.
3. Thomson supuso que había partículas con carga positiva en el átomo ya que los átomos aislados son neutros.
4. En el modelo atómico del budín de pasas se considera al átomo como una esfera de carga negativa en la cual se encuentran distribuidos electrones, con carga positiva n forma aleatoria.
5. El protón y electrón tienen masas similares, pero cargas eléctricas opuestas.
6. Algunos átomos también contienen neutrones que son ligeramente más pesados que los protones pero no tienen carga.
7. Millikan determinó que la carga del electrón es de $1.59 \times 10^{-19} \text{ C}$.
8. Los espectros de hidrógeno de Balmer son espectros de absorción y son continuos.
9. Planck considera que la luz es de naturaleza ondulatoria y vibratoria y su energía es siempre continua.
10. El experimento de Rutherford sirvió para proponer el modelo del átomo nuclear.

NOTAS

1. *Electrólisis. Proceso que produce una reacción química por efecto del paso de una corriente eléctrica.*
2. *Un coulombio (C), es una cantidad de carga eléctrica. Equivale a la cantidad de electricidad necesaria para depositar 1.118×10^{-3} g de plata (Ag) en una electrólisis.*
3. *Elementos radiactivos. Son todos aquellos con masa atómica mayor a la del bismuto, se transmutan o transforman en elementos diferentes. La emisión de una partícula alfa seguida de dos emisiones beta, da lugar al mismo elemento pero con masa atómica diferente, de ahí el nombre de isótopo.*
4. *Isótopos. Átomos de un mismo elemento con igual número atómico (Z) y diferente número de masa (A); de isos= igual, topos= lugar: La mayoría de los elementos químicos son mezclados de isótopos.*
5. *Longitud de onda (L). Distancia entre dos valles o dos crestas sucesivas en una onda electromagnética.*
6. *Los cuarks son los entes de materia más simples que existen.*
7. *Cuanto. Mínima cantidad de incremento de energía.*
8. *Fotonos. Paquetes de luz o radiación electromagnética. También se dice cuantos.*
9. *Picómetro (pm). Es la billonésima parte del metro (10^{-12} m).*

10. *Difracción. Proceso de dispersión coherente en el cual los rayos dispersos se refuerzan mutuamente en determinadas direcciones del espacio, aquellas en las que los rayos están en fase y producen interferencias constructivas.*

11. *Espectros de emisión. Consisten en una serie de líneas o bandas que aparecen en una película fotográfica expuesta a la radiación de átomos excitados por temperatura o por electricidad.*

12 *Cada orbital atómico definido por n , l , y m , puede contener 2 electrones, éstos por su carga se comportan como si giraran alrededor de sus ejes actuando como pequeños imanes, producen campos magnéticos. Dos electrones en un orbital deben girar en sentidos opuestos para generar atracción.*

13. *Auf - Bau. Del alemán auf – bau przip, que significa edificación progresiva,*

15. *Kernel. Término usado en Biología que indica corazón o semilla, da la idea de algo interno.*



UNIDAD 3

TABLA PERIÓDICA Y PERIODICIDAD

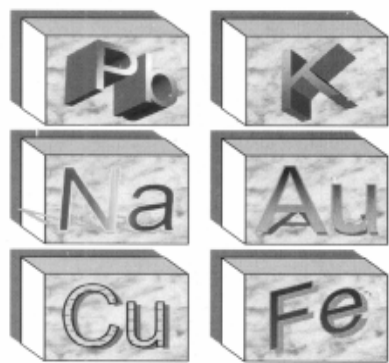
OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

Explicar la estructura de la tabla periódica con base en la configuración electrónica de los átomos.

Manejar adecuadamente la tabla periódica en función de su construcción.

Establecer la relación entre la estructura de los átomos y sus propiedades periódicas

3.1 ANTECEDENTES DE LA TABLA PERIÓDICA.



En el salón de clases o bien en el laboratorio de tu escuela es habitual encontrar una tabla periódica. En ella habrás observado más de 100 elementos químicos. Te has preguntado ¿Cómo los científicos han podido agrupar y ordenar todos esos elementos? y ¿Qué información nos proporciona la tabla periódica? En esta sección de tu texto básico encontrarás las respuestas a estas preguntas; además, conocerás las propiedades que

presentan los elementos que permiten comprender la formación de los miles de compuestos químicos, mismos que han contribuido al desarrollo de la humanidad.

Desde los tiempos más remotos los químicos han tenido la necesidad de representar los elementos químicos simbólicamente, además de ordenarlos y agruparlos de manera sistemática, todo esto con la finalidad de simplificar su estudio para comprender mejor su comportamiento químico, así como los múltiples compuestos que forman. A continuación se hace una descripción cronológica de las aportaciones más importantes al desarrollo de la tabla periódica.

Jeremías Benjamin Richter (1762-1807), matemático y químico alemán que hace un primer ensayo de un sistema periódico de los elementos al encontrar relación entre los pesos de combinación de algunos elementos.

Juan Jacobo Berzelius (1779-1848), químico sueco que propuso el sistema moderno de los símbolos químicos (tabla 3.1), además de publicar una tabla de pesos atómicos de los elementos.

Tabla 3.1 Comparación de símbolos de algunos elementos químicos

Elemento	Símbolo antiguo	Símbolo actual
Estaño	♃	Sn
Mercurio	♃	Hg
Plata	♃	Ag
Plomo	♃	Pb
Oro	♃	Au

Johann Wolfgang Dobereiner en 1829, observó que miembros de tres elementos presentaban ciertas semejanzas en sus propiedades, a estos grupos los llamó Tríadas, (tabla 3.2); también observó que el peso atómico del elemento central era el promedio de los pesos atómicos de los otros dos:

Tabla 3.2 Tríadas de Dobereiner

Tríada	Masa atómica	Tríada	Masa atómica
Calcio	40.1	Cloro	35.5
Estroicio	87.6	Bromo	79.9
Bario	137.4	Iodo	126.9
Peso promedio del Ca y el Ba	88.8	Peso promedio del Cl y el I	81.2

John Alexander Newlands, químico inglés en 1866 presentó un estudio en el que señalaba que después de siete elementos se presentaba otro con propiedades parecidas al primero, por lo cual llamó a este agrupamiento Ley de las Octavas (tabla 3.3).

Tabla 3.3 Octavas de Newlands

${}_{23}\text{Na}$	${}_{24}\text{Mg}$	${}_{27}\text{Al}$	${}_{28}\text{Si}$	${}_{21}\text{P}$	${}_{32}\text{S}$	${}_{19}\text{F}$
${}_{39}\text{K}$	${}_{40}\text{Ca}$	${}_{52}\text{Cr}$	${}_{48}\text{Ti}$	${}_{55}\text{Mn}$	${}_{56}\text{Fe}$	${}_{35.5}\text{Cl}$

Julius Lothar Meyer (1830-1895), químico alemán que en 1870 publicó su obra "La naturaleza de los elementos químicos como una función de los pesos atómicos", en ella presentaba una tabla cuya distribución de los elementos tenía como base sus pesos y volúmenes atómicos. Una aportación más fue la de considerar que las propiedades de los elementos eran funciones periódicas de sus pesos atómicos.

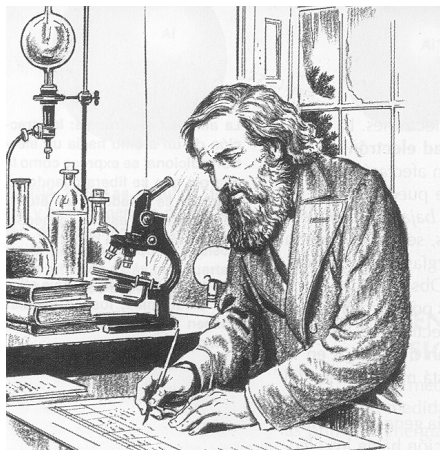


Fig. 3.1 Dimitro I. Mendeleiev, publicó una nota de los elementos organizados según el orden creciente de su masa atómica Smoot, p. 192.

Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907), químico ruso, cuyo trabajo fue paralelo y similar al de Meyer. Pero había una diferencia, Mendeleiev construyó una tabla más completa con 60 elementos hasta esa época conocidos, que además de colocarlos en columnas conforme a sus pesos atómicos, dejó espacios vacíos para ser llenados en la medida que se fuesen descubriendo otros elementos. Sin embargo, este científico se enfrentó a un problema al no coincidir las propiedades de ciertos elementos con otros del mismo grupo, intercambió entonces dichos elementos, al hacer esto ya no quedaron ordenados de acuerdo a sus pesos atómicos. Este problema lo resuelve Moseley.

Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1888-1915), físico inglés, quien en 1913 resuelve el problema de Mendeleiev, ordenó los elementos en la tabla pero ahora por el número atómico, mostró que las propiedades de los elementos se repetían periódicamente a intervalos regulares. El trabajo de Moseley es la base de la moderna tabla periódica y de la ley periódica, la cual establece:

"Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus números atómicos."

Glenn Seaborg, científico estadounidense, recibió el premio Nobel de Química en 1951 por el descubrimiento de los elementos transuránicos, el estudio de sus propiedades y por reestructurar la tabla periódica. Colocó fuera de la tabla a los elementos: torio (Th), protactinio (Pa) y uranio (U), elementos muy pesados que originalmente ocupaban un lugar en el cuerpo principal, junto al actinio (Ac).



Fig. 3.2 Glenn Seaborg. Enciclopedia Visual de los conocimientos, p. 61

3.2 ESTRUCTURA DE LA TABLA PERIÓDICA MODERNA

En la actualidad la tabla periódica moderna se conoce como la tabla periódica larga, y su uso es generalizado; en ella los elementos están ordenados en forma creciente de su número atómico, además de regirse por la Ley Periódica de Moseley.

La tabla periódica, es aquella en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes.

La estructura de la tabla periódica se conforma de filas y columnas (figura.3.3). En sentido horizontal se forman siete periodos. En sentido vertical se encuentran agrupados los elementos que periódicamente repiten sus propiedades, formando así los grupos o familias.

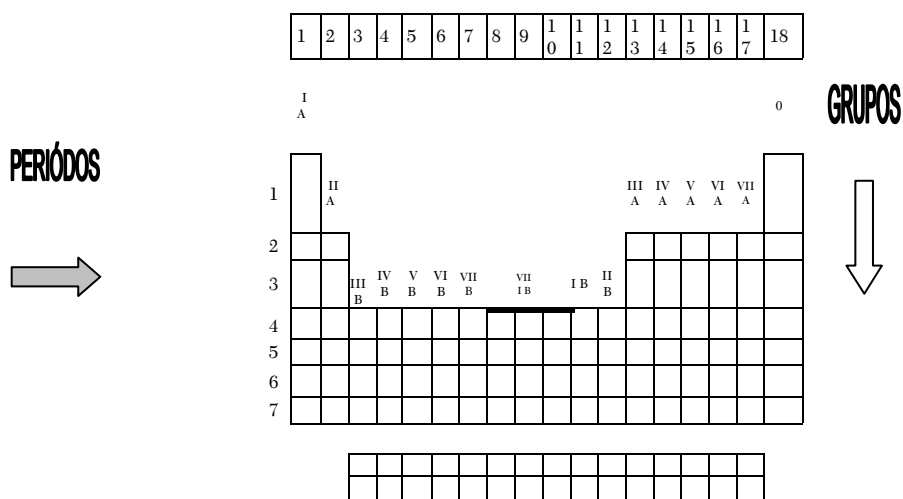
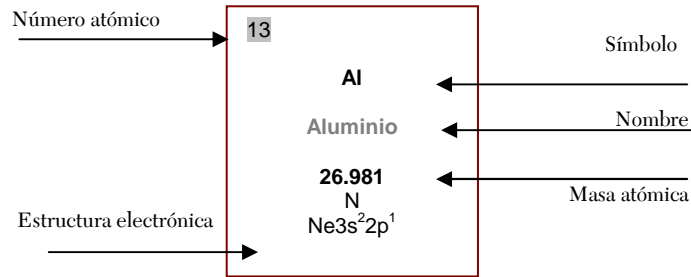


Fig. 3.3 Disposición de los periodos y los grupos en la tabla periódica

Los cuadros que integran la tabla periódica contienen información que describe a cada uno de los elementos químicos conocidos hasta ahora. La simbología que se utiliza en la tabla periódica es la siguiente:



Periodos.

Periodo: conjunto de elementos clasificados por orden creciente de sus números atómicos.

Los periodos representan los siete niveles principales de energía: "n" (número cuántico principal), cuyos valores son n=1, n=2, n=3... n=7. Los primeros 88 elementos son de origen natural los restantes hasta ahora conocidos se han sintetizado artificialmente⁷.

Tabla 3.4 Descripción de los periodos

Valor de "n" (número cuántico principal)	Periodo	No. de Elementos	Elementos	
			Inicia	Termina
1	1	2	Hidrógeno (H) -	Helio (He)
2	2	8	Litio (Li)	Neón (Ne)
3	3	8	Sodio (Na)	Argón (Ar)
4	4	18	Potasio (K)	Kriptón (Kr)
5	5	18	Rubido (Rb)	Xenón (Xe)
6	6	32	Cesio (Cs)	Radón (Rn)
7	7	32	Francio (Fr)	Oberón (On)

⁷ Los elementos tecnecio (Tc), con No. atómico 43; prometio (Pm), No. atómico 61; astatinio (At), No. atómico 85 y francio (Fr) con No. atómico 87, son la excepción de los primeros 88 elementos de la tabla periódica ya que son elementos sintéticos.

Los periodos se dividen en cortos y largos, debido al número de elementos que los integran. Los tres primeros periodos son cortos, el cuarto y el quinto se consideran largos. El sexto y el séptimo periodo están formados por 32 elementos, dentro de los cuales se encuentran la serie del lantano y la del actinio, que colocadas después del bario y el radio constituyen la tabla periódica larga. Por conveniencia en el manejo, estas series se ubican en la parte inferior (figura 3.3).

Grupos.

Grupo: conjunto de elementos que tienen configuración externa semejante.

El grupo queda definido, porque los elementos que lo integran tienen el mismo número de electrones en el último nivel de energía. El periodo representa el nivel donde se encuentran esos electrones.

Los grupos se identifican con números romanos y letras (sistema europeo):

"A" para los elementos representativos

"B" para los elementos de transición

La U.I.Q.P.A., recomienda usar una numeración secuencial con números arábigos del 1 al 18 (figura 3.3). Actualmente se utiliza una combinación de ambos sistemas al nombrar un grupo; por ejemplo: Grupo VIIA (17).

1	2	3	4
IA			
1. H Hidrógeno $1s^1$	IIA		
3 Li Litio $1s^2 2s^1$	4 Be Berilio $1s^2 2s^2$		
11 Na Sodio $Ne 3s^1$	12 Mg Magnesio $Ne 3s^2$	IIIB	IV B
19 K Potasio $Ar 4s^1$	20 Ca Calcio $Ar 4s^2$	21 Sc Escandio $Ar 4s^2 3d^1$	22 Ti Titanio $Ar 4s^2 3d^2$

Fig. 3.4 Elementos con estructura electrónica externa idéntica de acuerdo a su grupo

Como ya se mencionó, los grupos se integran de elementos que periódicamente repiten sus propiedades, debido a que tienen la misma configuración electrónica en su último nivel de energía (*periodicidad química*). Observemos la figura 3.4, la estructura externa del átomo es similar para los elementos del mismo grupo, no así en los elementos que integran un periodo.

Las propiedades de los elementos están en función de la estructura electrónica de sus átomos.

El conocimiento de las propiedades de los elementos químicos permiten la combinación de estos, dando origen a una gran variedad de sustancias muy importantes para el hombre; por ejemplo, el vidrio es una combinación de silicatos con algunos óxidos de metales alcalinos como el sodio (Na) y el potasio (K); este último elemento le proporciona mayor resistencia (figura 3.5).



Fig. 3.5 Soplado de vidrio. Enciclopedia visual de los conocimientos. P. 53.

Clasificación de los elementos en la tabla periódica.

Considerando que varios elementos químicos tienen propiedades físicas y químicas semejantes, estos se agrupan de la siguiente manera:

Los elementos representativos o grupo "A" incluye:

- a) Metales alcalinos, metales alcalinotérreos y otros metales ubicados en los grupos III (13), IV A (14) y VA (15)
- b) Metaloides
- c) No metales (incluyendo al hidrógeno y los gases nobles).

Los elementos de transición o grupo "B" incluye:

- a) Metales de transición
- b) Metales de transición interna (serie del lantano o tierras raras y serie del actinio)
- c) Elementos transuránicos (continuación de la serie del actinio)

La distribución de los elementos en la tabla periódica se muestra en la figura 3.6.

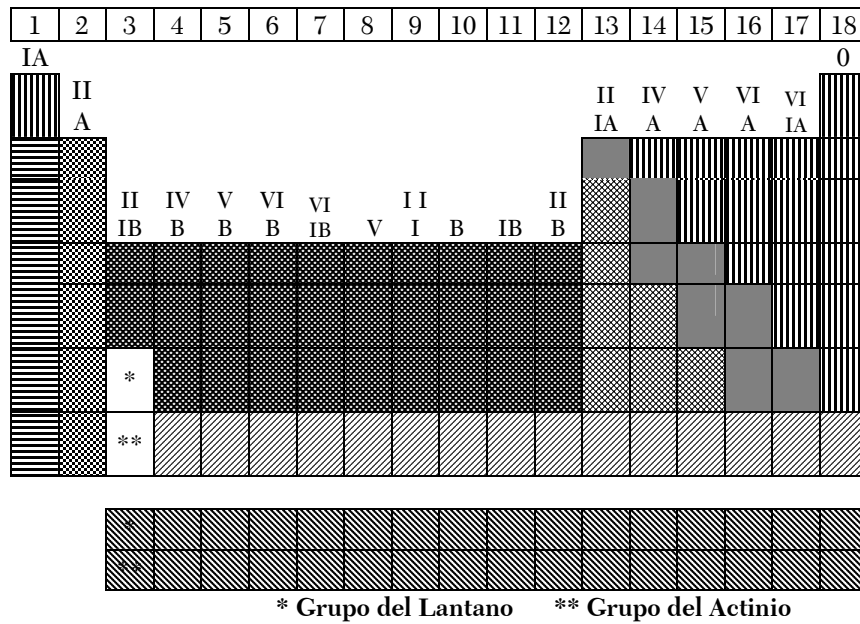










Fig. 3.6 Clasificación de los elementos en la tabla periódica

-  Metales alcalinos, grupo IA (1), con excepción de hidrógeno.
-  Metales alcalinotérreos, grupo IIA (2)
-  Otros metales, IIIA (13), IVA (14) y VA (15)
-  Metaloides
-  No metales
-  Metales de transición, grupo III B (3) al II B (12)
-  Metales de transición interna.
-  Elementos transuránicos.

Propiedades generales de los metales y los no metales.

En las tablas 3.5 y 3.6 se señalan las propiedades más importantes que presentan los metales y los no metales. Tabla 3.5

Tabla 3.5 Propiedades de los metales

PROPIEDADES FÍSICAS	PROPIEDADES QUÍMICAS
Presentan brillo metálico. Aspecto: el color del metal depende de la luz que refleja. Por ejemplo, el cobre (Cu) refleja el color rojo y el oro (Au) el color amarillo.	Forman aleaciones. Por ejemplo, el bronce.
Se encuentran en estado sólido, con excepción del mercurio, el galio, francio y cesio que son líquidos a temperatura ambiente.	Se combinan con el oxígeno formando óxidos metálicos; que a su vez al combinarse con agua, producen hidróxidos.
Presentan valores de densidad elevados.	Se pueden combinar con no metales formando sales. Ejemplo el NaCl (cloruro de sodio o sal común).
Tienen puntos de fusión altos.	Cuando se combinan con no metales donan electrones (se oxidan) convirtiéndose en iones positivos (cationes).
Son buenos conductores del calor y de la electricidad.	Sus números de oxidación son positivos.
Son dúctiles (forman alambres).	Poseen bajo potencial de ionización.
Algunos presentan tenacidad (resistencia a romperse o deformarse).	En su último nivel de energía tienen de uno a tres electrones.
Son maleables (forman láminas muy delgadas).	Sus moléculas son monoatómicas.
Son duros (resistencia a ser rayados o cortados).	Los alcalinos son los más activos.

Tabla 3.6 Propiedades de los no metales.

PROPIEDADES FÍSICAS	PROPIEDADES QUÍMICAS
Su aspecto es opaco.	Forman enlaces entre sí, produciendo sustancias como el dióxido de azufre (SO_2).
Son sólidos, líquidos o gaseosos.	Se combinan con el oxígeno y forman óxidos ácidos que al reaccionar con el agua generan oxiácidos.
Sus valores de densidad son bajos.	Se pueden combinar con metales formando sales, ejemplo el CaSO_4 (sulfato de calcio).
Presentan punto de fusión bajo.	Al combinarse con los metales ganan electrones (se reducen) formando iones negativos (aniones).
Son malos conductores del calor y de la electricidad.	Poseen alto potencial de ionización.
Son quebradizos.	En su último nivel de energía generalmente presentan de cuatro a siete electrones.
No son dúctiles, maleables, ni tenaces.	Algunas de sus moléculas son diatómicas.
	Los halógenos y el oxígeno son los más activos.
	Varios presentan alotropía (dos o más formas del elemento bajo el mismo estado físico de agregación).

Los metaloides o semimetales, son elementos que presentan propiedades tanto metálicas como no metálicas. En estado puro son duros y quebradizos, presentan brillo semimetálico y son semiconductores del calor y la electricidad.

El silicio es un metaloide ampliamente utilizado en la fabricación de circuitos integrados por ser semiconductor, (figura 3.7). El boro es otro ejemplo, se encuentra formando ácido bórico (H_3BO_3), se utiliza en soluciones para el lavado de los ojos y para la limpieza de lentes de contacto.

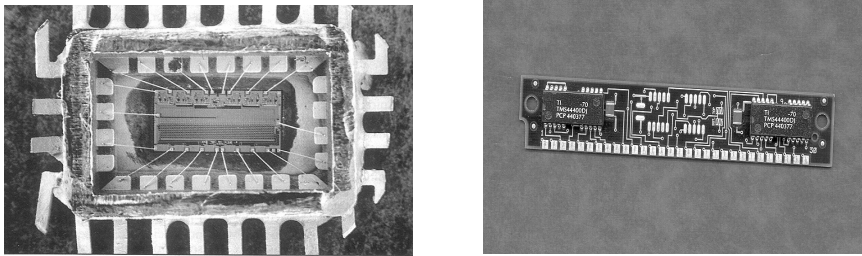


Fig. 3.7 Los transistores, diodos y otros dispositivos semiconductores se incorporan en finas capas de silicio para formar los circuitos integrados: a) circuito integrado denominado chip, su tamaño es de unos cuantos milímetros; b) componente electrónico de una computadora formado de varios chips. Enciclopedia visual de los conocimientos.p. 52.

Los metales de transición, son elementos que se hayan en la familia “B”, como ya observaste la numeración de los grupos que lo integran no siguen una secuencia en la tabla periódica (del grupo IIIB al VIII B y luego IB y IIB); esta situación obedece a la correspondencia que existe entre la configuración electrónica externa de estos elementos con la configuración externa de los elementos representativos.

Los metales de transición interna, comprenden las series del lantano y del actino que se colocan en la parte inferior del cuerpo principal de la tabla periódica por conveniencia en su manejo. Se les llama así, porque su último electrón (electrón diferencial) ocupa los orbitales 4f del nivel interno en el sexto periodo, y los orbitales 5f en el séptimo periodo. Las energías de los subniveles de éstos

elementos son tan cercanas que los electrones se mueven entre ellos, como consecuencia presentan varios números de oxidación, aunque el más común es (3+). Los lantánidos se llamaron alguna vez *tierras raras*, porque todos ellos, se encuentran en la corteza terrestre y son relativamente poco comunes.

Los elementos transuránicos, se sintetizaron después de la Segunda Guerra Mundial. Sus números atómicos son mayores al del Uranio (92), elemento con número atómico más alto que se encuentra en la naturaleza. Otra característica de los elementos de este grupo es que son radiactivos.

Descripción de los grupos de la tabla periódica.

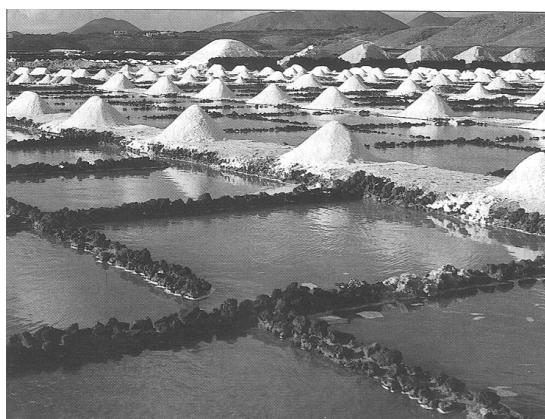


Fig. 3.8 La sal común o cloruro de sodio (NaCl) es un ejemplo de la combinación de los elementos del grupo IA con el grupo VIIA de los halógenos. Enciclopedia Visual de los conocimientos. p.70.

Grupo IA o familia de los metales alcalinos, son metales, excepto el hidrógeno. Presentan las siguientes características: consistencia suave, brillantes y muy reactivos químicamente. Se deben preservar del contacto con el oxígeno ya que reaccionan con este lentamente, una forma es almacenarlos sumergidos en aceite. Su reacción con el agua es muy violenta por su elevada reactividad en la naturaleza, no se encuentran en el estado elemental solo combinados. Todos los miembros de este grupo como el sodio (Na) o el potasio (K) forman iones y su valencia es (1+).

Grupo IB, los elementos de este grupo son comparativamente inertes en referencia al grupo IA, también se les llama metales de acuñación. Son semejantes a los metales alcalinos en cuanto a que existen en muchos de sus compuestos como iones de carga positiva. Como metales de transición en algunos casos forman iones con varias cargas diferentes. El cobre (Cu), la plata (Ag) y el oro (Au) son elementos característicos de este grupo y su aplicación es muy variada (figura 3.9).



Fig. 3.9 El cobre, la plata y el oro son muy utilizados en joyería y en la elaboración de vasijas o utensilios como los que se muestran en la ilustración. El cobre es un buen conductor de la electricidad por lo que se usa mucho en este campo. Phillips. 106.

Grupo IIA o familia de los metales alcalinotérreo: Se les llama alcalinos, porque al reaccionar forman hidróxidos o álcalis y térreos por su aspecto de tierra. Estos metales, en particular los últimos, son casi tan reactivos como los elementos del grupo IA; tienen una carga iónica característica de (2+). En el laboratorio se ha observado que los metales de este grupo, presentan una coloración característica de su flama, lo que permite identificarlos mediante un análisis de tipo cualitativo. Por ejemplo, en la figura 3.10 se muestran las flamas de 3 elementos: bario, estroncio y calcio cuyos colores son verde azulado, rojo y amarillo anaranjado respectivamente.

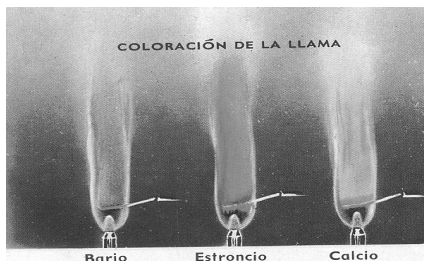


Fig. 3.10 Ensayos a la flama. Enciclopedia Metódica Larousse.p.273.

Grupo IIB. Elementos menos reactivos que los del grupo IIA, pero más que los elementos vecinos del grupo IB. Pertenecen a este grupo el zinc (Zn), cadmio (Cd) y el mercurio (Hg); la carga característica de sus iones es de (2+).

Grupo IIIA o familia del boro - aluminio, los elementos de este grupo son metales muy activos, con excepción del boro (metaloide); forman iones con carga (3+). El aluminio tiene muchas aplicaciones, por ejemplo: la elaboración de utensilios de cocina, la fabricación de bicicletas de carreras que requieren que el material del que están construidas sea muy ligero.

Grupo IIIB, el escandio (Sc) encabeza el grupo, sus elementos forman iones con carga (3+), son menos reactivos que los del grupo IIIA.

Grupo IVA o familia del carbono, el grupo lo integran: el carbono (C) que es un no-metal, dos metaloides como el silicio (Si) y el germanio (Ge) y metales como el estaño (Sn) y el plomo (Pb). Cada uno de estos elementos forma compuestos en los cuales sus átomos tienen cuatro enlaces con otros átomos; el plomo y el estaño, como excepción, también forman iones con carga (2+).

El carbono es uno de los elementos más importantes en la naturaleza porque da origen a los compuestos orgánicos como: las biomoléculas del DNA, las proteínas y los carbohidratos, estas biomoléculas son el sustento de la vida. El diamante es una forma alotrópica del carbono, al igual que el grafito (figura 3.11). Los demás miembros del grupo tienen una amplia aplicación en las actividades del ser humano como el caso de silicio que ya se mencionó en otra parte del texto.

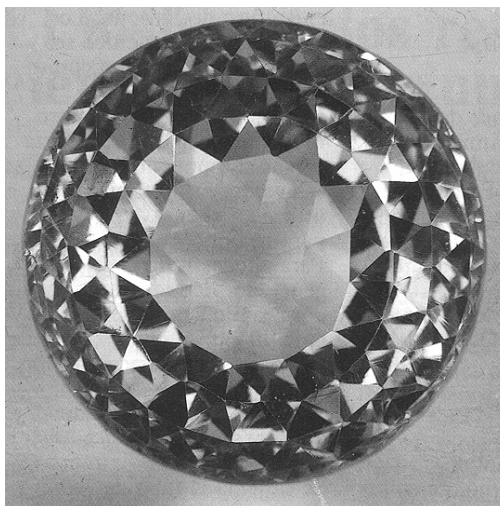


Fig. 3.11 El diamante es una forma alotrópica del carbono. Enciclopedia Visual de los conocimientos. p.50.

Grupo IVB, los elementos de este grupo también forman enlaces tetravalentes como los elementos del grupo IV A. El zirconio (Zr) es utilizado en la fabricación de ladrillos refractarios, vidrios y pinturas.

Grupo VA o familia del nitrógeno. Lo conforman los siguientes elementos: el nitrógeno (N), el fósforo (P), el arsénico (As), el antimonio (Sb) y el bismuto (Bi). Sus compuestos son pentavalentes, pero su número de oxidación más frecuente es (3-). El nitrógeno se distingue en el grupo por ser un elemento esencial de las proteínas de todos los animales y plantas; además constituye el 78% en volumen de la atmósfera y se encuentra formando sales como los nitratos de sodio y de potasio, lo que se aprovecha en la elaboración de abonos.

Grupo VIA o familia del oxígeno, con excepción del polonio, son no metales. También se les llama calcógenos, que quiere decir formadores de cenizas. En este grupo se encuentra el oxígeno, elemento muy importante para la vida; forma un gran número de compuestos y es el elemento más abundante en la corteza terrestre. En la figura 3.12 se muestra la fabricación del jabón, uno de sus

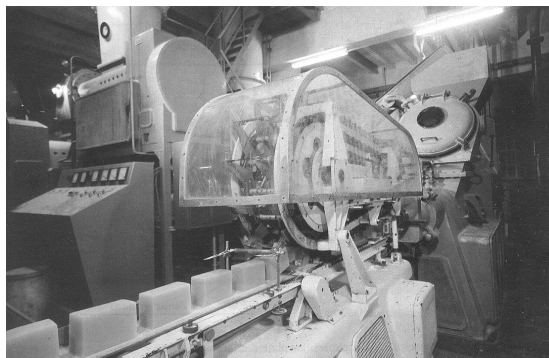
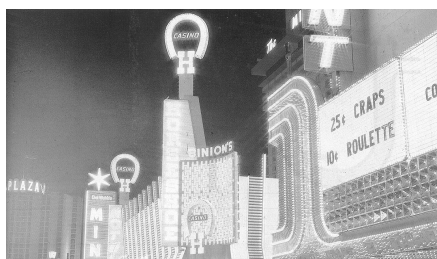


Fig. 3.12 Fabricación de jabón. Enciclopedia Visual de los conocimientos. p.59.

componentes es el hidróxido de sodio, este compuesto es un ejemplo de la combinación del oxígeno con otros elementos, como el hidrógeno y el sodio del grupo de los metales alcalinos. El azufre (S) también está incluido en el grupo y se halla muy difundido en la naturaleza, forma una gran variedad de combinaciones con elementos de otros grupos, entre ellas el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y los sulfatos, importantes por su uso industrial como materia prima. El azufre también se usa para fabricar pólvora y vulcanizar el caucho.

Grupo VIIA, son todos no metales y se conocen como la familia de los halógenos, palabra que significa formadores de sales. Tienen como característica ser los no metales más reactivos, capaces de reaccionar con todos los metales y con la mayoría de los no metales, incluso entre sí. Conforme aumenta la masa atómica de los elementos de este grupo, disminuye su actividad química. En condiciones ordinarias se encuentran como moléculas diatómicas, en compuestos binarios con metales, presentan carga de (1+).

Grupo VIIIA o grupo 0, se conocen como gases nobles y en la tabla periódica se encuentran al final de cada periodo. Son gases monoatómicos, incoloros, diamagnéticos (repelidos débilmente por un campo magnético), no reactivos o inertes aunque actualmente se han preparado algunos compuestos con el Xe, el Kr y el Rn. Con excepción del helio (configuración $1s^2$), los demás gases nobles tienen configuraciones externas de $ns^2 np^6$, lo que indica una configuración electrónica estable, de aquí que se les considere inertes.



a)



b)

Fig. 3.13 Aplicaciones de los gases nobles: a) el neón presenta una conductividad eléctrica relativamente elevada y emite una luz muy brillante que es aprovechada para los anuncios luminosos, b) el helio por ser un gas ligero e inflamable se utiliza en el relleno de los globos aerostáticos. Enciclopedia Visual de los conocimientos. p.53.

Grupos VB, pertenece a este grupo el vanadio (V), se emplea en la fabricación del acero; añadido al hierro en proporción del 2%, forma las aleaciones de ferrovanadio, que aumentan la elasticidad del acero, así como su resistencia a los choques y a las vibraciones, sin disminuir su ductibilidad.

Grupos VIB. Los metales de este grupo: el cromo (Cr), el molibdeno (Mo), el wolframio (W) y el uranio (U), presentan altos puntos de fusión y ebullición, no se oxidan con el aire a temperatura ordinaria y los ácidos los atacan difícilmente. Las propiedades de estos metales se aprovechan en la industria en múltiples aplicaciones (figura 3.14).

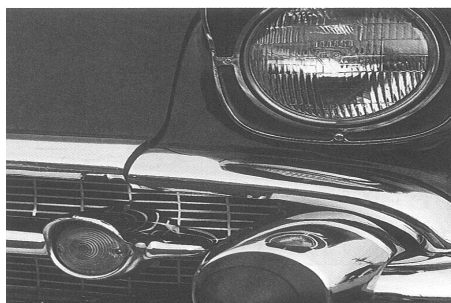


Fig. 3.14 Cromado de los automóviles. Por las propiedades químicas que presenta el cromo se le considera un metal protector empleándose para cubrir otros materiales evitando su corrosión. Phillips. 106.

Grupos VIIB, el grupo se compone del manganeso (Mn), renio (Re) y tecnecio (Tc); los dos primeros se conocen bien, son susceptibles de formar compuestos en los que intervienen con diversas valencias y pueden actuar como aniones en compuestos ácidos. El manganeso tiene varios usos que dependerán del compuesto del que forme parte. Por ejemplo: el dióxido de manganeso (MnO_2) actúa como oxidante por lo que se utiliza como catalizador en algunas reacciones, se emplea también para desecar aceites como el de ricino y linaza.



Fig. 3.15 Diversas baterías comunes. El níquel se usa en baterías que pueden recargarse varias veces y reutilizarse. Seese. p. 461.

Grupos VIIIB, este grupo tiene la particularidad de agrupar tres elementos en cada periodo, mientras que en los demás, si se exceptúa el caso de los lantánidos, a cada periodo corresponde un solo elemento por periodo. Todos los elementos del grupo manifiestan un carácter metálico muy fuerte. Por su enorme utilidad en la industria se distingue la tríada del hierro (Fe), cobalto (Co) y níquel (Ni).

Es importante comentar que son varios los grupos que reciben un nombre específico. Por ejemplo: el grupo VII A, que se conoce como la familia de los halógenos. Los demás grupos reciben el nombre de los elementos que los encabezan, como la familia del Nitrógeno.

Una vez que hemos conocido como está organizado el Sistema periódico o Tabla periódica, se presenta el esquema de la figura. 3.16, en donde todos los elementos químicos están dispuestos por orden de número atómico creciente y en una forma que refleja la estructura de los elementos.

TABLA PERIÓDICA

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA																	0
1												III	IV		VI	VII	2
H	IIA											A	A	VA	A	A	He
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
11	12	III	IV		VI	VII		II				13	14	15	16	17	18
Na	Mg	B	B	VB	B	B	V	I	B	IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Te	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	56	*	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
87	88	**	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr	Ra		Rf	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt	Mv	Pl	Da	Tf	Eo	Me	Nc	El	O
																	n
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
*La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
**Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Hf			

* Grupo del Lantano ** Grupo del Actinio

Fig. 3.16 Tabla periódica de los elementos químicos

En la tabla 3.7 se muestran los elementos ordenados de acuerdo con su número atómico, su símbolo y su nombre.

Tabla 3.7 tabla periódica de los elementos químicos

No. atómico	Símbolo	Nombre	No. atómico	Símbolo	Nombre
1	H	Hidrógeno	60	Nd	Neodimio
2	He	Helio	61	Pm	Prometio
3	Li	Litio	62	Sm	Samario
4	Be	Berilio	63	Eu	Europio
5	B	Boro	64	Gd	Gadolinio
6	C	Carbono	65	Tb	Terbio
7	N	Nitrógeno	66	Dy	Disproscio
8	O	Oxígeno	67	Ho	Holmio
9	F	Flúor	68	Er	Erbio
10	Ne	Neón	69	Tm	Tulio
11	Na	Sodio	70	Yb	Iterbio
12	Mg	Magnesio	71	Lu	Lutecio
13	Al	Aluminio	72	Hf	Hafnio
14	Si	Silicio	73	Ta	Tántalo
15	P	Fósforo	74	W	Wolframio
16	S	Azufre	75	Re	Renio
17	Cl	Cloro	76	Os	Osmio
18	Ar	Argón	77	Ir	Iridio
19	K	Potasio	78	Pt	Platino
20	Ca	Calcio	79	Au	Oro
21	Sc	Escandio	80	Hg	Mercurio
22	Ti	Titanio	81	Tl	Talio
23	V	Vanadio	82	Pb	Plomo
24	Cr	Cromo	83	Bi	Bismuto
25	Mn	Manganeso	84	Po	Polonio
26	Fe	Hierro	85	At	Astato
27	Co	Cobalto	86	Bn	Radón
28	Ni	Níquel	87	Fr	Francio
29	Cu	Cobre	88	Ra	Radio
30	Zn	Zinc	89	Ac	Actinio
31	Ga	Galio	90	Th	Torio
32	Ge	Germanio	91	Pa	Protactinio
33	As	Arsénico	92	U	Uranio
34	Se	Selenio	93	Np	Neptunio
35	Br	Bromo	94	Pu	Plutonio
36	Kr	Criptón	95	Am	Americio
37	Rb	Rubidio	96	Cm	Curio
38	Sr	Estroncio	97	Bk	Berkelio
39	Y	Itrio	98	Cf	Californio
40	Zr	Circonio	99	Es	Einstenio
41	Nb	Niobio	100	Fm	Fermio
42	Mo	Molibdeno	101	Md	Mendelevio
43	Tc	Tecnecio	102	No	Nobelio
44	Ru	Rutenio	103	Lr	Laurencio
45	Rh	Rodio	104	Rf	Rutherfordio
46	Pd	Paladio	105	Ha	Hahnio
47	Ag	Plata	106	Sg	Seaborgio
48	Cd	Cadmio	107	Ns	Nielsbohrio
49	In	Indio	108	Hs	Hassio
50	Sn	Estañó	109	Mt	Meitnerio
51	Sb	Antimonio	110	Mv	Madveded
52	Te	Telurio	111	Pl	Plutirio
53	I	Yodo	112	Da	Darwanzio
54	Xe	Xenón	113	Tf	Tusfrano
55	Cs	Cesio	114	Eo	Erristeneo
56	Ba	Bario	115	Me	Merchel
57	La	Lantano	116	Nc	Nectartén
58	Ce	Cerio	117	El	Efelio
59	Pr	Praseodimio	118	On	Oberón

3.3 PROPIEDADES PERIÓDICAS

Muchas propiedades de los átomos se repiten con regularidad; ya se ha visto, que esto se debe a que las propiedades de los elementos son función de la estructura electrónica de sus átomos. Existen algunas propiedades comunes a todos los átomos llamadas propiedades periódicas y se presentan tanto en los periodos como en los grupos.

Las propiedades periódicas son de suma importancia, puesto que su conocimiento permite predecir el comportamiento químico de los elementos. Tal es el caso, del radio atómico y el iónico, la afinidad electrónica, el potencial o energía de ionización y la electronegatividad.

Radio atómico.

Es la distancia entre el centro del núcleo y el último nivel de energía.

Los radios atómicos, se deducen de estudios de rayos X y espectroscópicos. De esta misma manera, se han establecido los radios iónicos que se forman cuando los átomos pierden o ganan electrones. El tamaño de un átomo se define por la longitud de su radio, y suele expresarse en angstroms ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$). En la figura 3.17 se presentan los valores de los radios atómicos de los elementos.

En la figura 3.17 se muestra como los radios atómicos aumentan de arriba hacia abajo en un grupo (al aumentar las capas electrónicas), y decrecen al ir de izquierda a derecha en un periodo. Esto es una contradicción, puesto que se esperaría que al aumentar el número atómico, aumente también el tamaño del átomo. Lo que sucede es que la atracción del núcleo sobre cada electrón individual aumenta con el número atómico y provoca una contracción de la nube electrónica.

IA												VIII A						
H 1																		He 2
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10	
Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18	
21	20											29	30	31	32	33	34	36
K 19	Ca 20											Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36	
37	38											49	50	51	52	53	54	
Rb 37	Sr 38											In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54	
55	56											81	82	83	84	85	86	
Cs 55	Ba 56											Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86	
87	88																	
Fr 87	Ra 88																	

Fig. 3.17 Variación del radio atómico. Burns, p. 167.

El tamaño del catión (ión positivo) es menor que el del átomo neutro correspondiente y en el caso de un anión (ión negativo) el tamaño es mayor. Esto se debe a que un catión pierde electrones de su última capa electrónica y el anión gana electrones en este nivel.

Afinidad electrónica.

Cantidad de energía desprendida o liberada, cuando un elemento aislado y en estado gaseoso capta un electrón en su último nivel energético.

Al estudiar las características de los elementos, en términos generales podemos clasificarlos en dos tipos: los que tienen mayor tendencia a desprender electrones y los que tienden a aceptar o ganar electrones. En el primer tipo encontramos a los metales que forman fácilmente iones positivos. En el segundo grupo se encuentran elementos como los halógenos, que forman iones negativos y presentan una mayor afinidad electrónica.

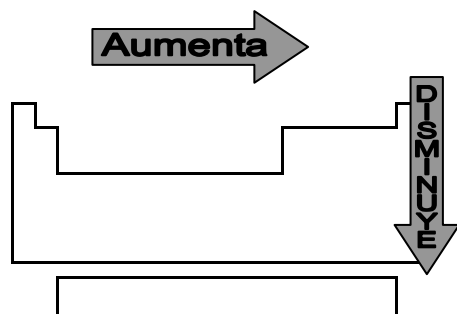


Fig. 3.18 Tendencias generales en la variación de la afinidad electrónica

En la figura 3.18 se observa como varía la afinidad electrónica de los elementos de acuerdo a su disposición en la tabla periódica. Se incrementa de izquierda a derecha. En este sentido, tenemos a los halógenos que presentan una mayor afinidad electrónica respecto de los elementos del grupo IA.

Los valores de la afinidad electrónica se miden en electrón-volt (eV), que es igual a 1.6×10^{-12} ergios. En la tabla 3.8. se muestran algunos ejemplos:

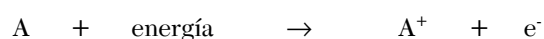
Tabla 3.8 Valores de afinidad electrónica de algunos elementos

Elemento	Afinidad electrónica en eV
H	0.747
O	1.47
Cl	3.61
Br	3.36

Potencial o energía de ionización.

Se define como la cantidad de energía necesaria para desprender un electrón periférico de un átomo aislado en estado gaseoso.

Cuando se agrega energía a un electrón se puede provocar su desplazamiento hacia niveles de energía más alejados del núcleo. Si esta energía es la suficiente se puede conseguir que el electrón abandone el átomo, formando un catión, como sucede con los metales (los metales tienen valores de potencial de ionización muy bajos)



Los potenciales de ionización tienen valores tan pequeños que se miden en eV, como es el caso de la afinidad electrónica. La facilidad con que algunos átomos pierden electrones coincide con sus propiedades químicas; esta relación se pone de manifiesto con el poder reductor y oxidante de los elementos, así como su carácter metálico, de ahí la importancia del conocimiento de esta propiedad periódica. La forma como varía el potencial de ionización en la tabla periódica se representa en la figura 3.19.

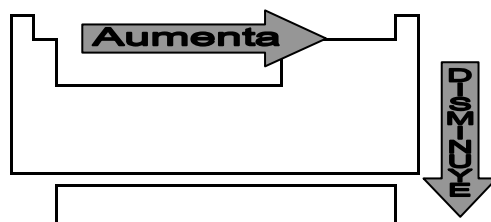


Fig. 3.19 Variación de potencial de ionización

Electronegatividad.

Se define como la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones cuando forma parte de un enlace químico.

Los átomos que atraen fuertemente a los electrones tienen valores de electronegatividades elevadas. En general, los valores de electronegatividad siguen las mismas tendencias que el potencial de ionización. La electronegatividad es una propiedad periódica muy importante, puesto que se utiliza para predecir y explicar la naturaleza de los enlaces químicos. El comportamiento de los elementos respecto a su electronegatividad se muestra en la figura 3.20.

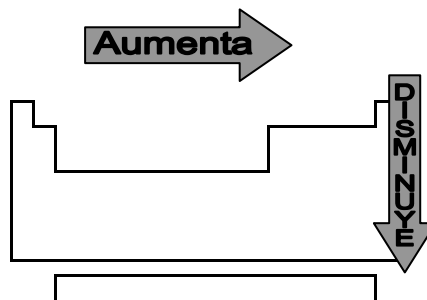


Fig. 3.20 Sentido del cambio de la electronegatividad.

Linus C. Pauling, científico estadounidense, fue quien desarrolló el concepto de electronegatividad y estableció una escala para medir en la mayor parte de los elementos de la tabla periódica esta propiedad periódica. A continuación se presenta la figura 3.21 que muestra los valores de electronegatividad.

1	H 2.1																			He
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0			Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0			Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8			Kr
5	Rb 0.8	Cr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5			Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La- Lu 1.1- 1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2			Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.7	Np- No 1.3													

Fig 3.21 Tabla de electronegatividades

RESUMEN

Algunos grupos de elementos comparten propiedades comunes que varían en forma sistemática y predecible; estas propiedades comunes son la base de la moderna tabla periódica.

Originalmente se consideró la periodicidad química de los elementos como función de la masa atómica. Debido a los trabajos de Moseley, en la actualidad se sabe que las propiedades están en función de su número atómico: Ley periódica.

Recibe el nombre de periodicidad química la regularidad que se observa en la presencia de propiedades físicas y químicas similares en los elementos químicos.

Lo que determina la posición del elemento en la tabla periódica moderna es la forma en la que están dispuestos los electrones en los niveles de energía del átomo; es decir, su configuración electrónica.

Considerando las propiedades físicas y químicas de los elementos, así como su correspondiente configuración electrónica, la tabla periódica se divide en: metales alcalinos y alcalinotérreos, metales de transición, metaloides, no metales y gases nobles.

El carácter metálico de los elementos disminuye a lo largo de un periodo, empezando con metales, pasando por metaloides y finalmente no metales, y aumenta de arriba hacia abajo dentro de un grupo específico de los elementos representativos.

Algunas propiedades periódicas son de especial importancia porque permiten predecir el comportamiento de los elementos cuando se combinan para formar sustancias. El tamaño del átomo, la afinidad electrónica, el potencial de ionización y la electronegatividad, son ejemplos de este tipo de propiedades.

Como la energía de ionización es una medida de la tendencia de un átomo a evitar la pérdida de un electrón, a mayor energía de ionización, mayor es la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón.

La afinidad electrónica es una medida de la tendencia de un átomo a ganar un electrón, por lo que a mayor afinidad electrónica, mayor es la tendencia del átomo a ganar un electrón.

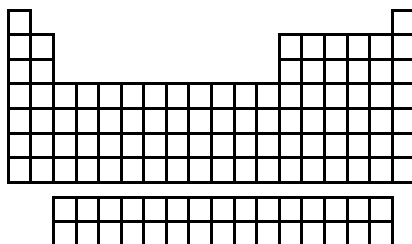
Para los metales y los no-metales, la energía de ionización y la afinidad electrónica determina la formación de cationes y de aniones. Los metales tienen baja energía de ionización (forman cationes) y los no-metales alta afinidad electrónica (forman aniones).

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

Elabora un mapa conceptual con los siguientes términos:

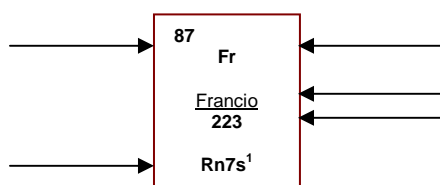
- a) grupos
- b) metales
- c) serie de los actínidos
- d) metaloides
- e) no metales
- f) elementos representativos
- g) elementos de transición
- h) periodos
- i) gases nobles
- j) serie de los lantánidos
- k) tabla periódica
- l) elementos de transición interna

2. Identifica en la tabla periódica la clasificación de los elementos químicos.



3. Prepara una lista de las propiedades que están asociadas con la clasificación de los elementos químicos.

4. Indica en el dibujo el significado de la simbología señalada.



5. Utiliza la tabla periódica y explica:

a) El cambio en el tamaño de los átomos dentro de un grupo de elementos.

b) El cambio en el tamaño de los átomos dentro de un periodo.

EVALUACIÓN

I. Lee detenidamente cada planteamiento y subraya la opción correcta.

1. Moseley determinó que las propiedades de los elementos son función de:

- a) Los números atómicos b) el peso molecular
- c) las masas atómicas d) el número de neutrones

2. Es el conjunto de elementos dispuestos en líneas horizontales y se clasifican en cortos y largos.

- a) familias b) periodos c) grupos d) series

3. Los elementos que forman una familia tienen propiedades semejantes porque tienen:

- a) igual n° de electrones b) igual valor de "n"
- c) igual n° de electrones en el último nivel d) igual n° atómico

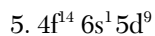
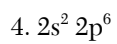
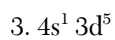
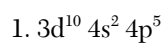
4. Cuando un elemento en estado gaseoso capta un electrón, a la variación de energía que produce se le llama:

- a) Energía de ionización b) energía química
- c) afinidad electrónica d) electronegatividad

5. Los cuatro elementos más electronegativos son:

- a) K, Rb, Sr y Bi b) Fr, Cs, Ba y Al
- c) Ca, Mg, Li y Be d) F, O, Cl y N

II. Para cada una de las siguientes configuraciones electrónicas externas encuentra la información que se te indica.



Elemento _____

Número atómico _____

Periodo _____

Grupo _____

Familia _____

III.- De la siguiente lista de elementos identifica cuales pertenecen a metales (M), no metales (N) y metaloides (L), colocando en el espacio indicado la letra correspondiente.

1 _____ Cm

6. _____ He

2 _____ Na

7. _____ I

3 _____ Br

8 _____ Md

4 _____ Ne

9. _____ Si

5 _____ Ge

10. _____ Ru

NOTAS

1. Los elementos tecnecio (Tc), con No. Atómico 61; astatinio (At), atómico 85 y francio (Fr) con No. Atómico 87, son la excepción de los primeros 88 elementos de la tabla periódica ya que son elementos sintéticos.



UNIDAD 4

ENLACES QUÍMICOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

Comprender el concepto de enlace químico y su clasificación.

Aplicar el concepto de electronegatividad y radio atómico en los modelos de enlace.

A partir de la configuración electrónica identificar los electrones de valencia o de enlace en los elementos representativos.

Aplicar la regla del octeto en la representación de un enlace químico e interpretar el significado de la representación.

Establecer la diferencia entre enlaces atómicos y moleculares.

Conocer y aplicar el concepto de hibridación en la representación de moléculas con átomos híbridos.

Conocer la importancia de los enlaces por puente de hidrógeno.

Identificar las propiedades de los compuestos químicos derivadas de su tipo de enlace

4.1 TEORÍA DE LOS ENLACES QUÍMICOS

Todo tipo de materia con la que interactuamos diariamente está formado por conglomerados de átomos o compuestos químicos, incluidos los materiales que forman parte de nuestro cuerpo.

Las sustancias empleadas para vivir son compuestos iónicos y covalentes y cada cual cumple funciones especiales. Los compuestos químicos son conjuntos de átomos de diferentes elementos que interactúan a nivel de los electrones de su última órbita.

Walther Kossel y Gilbert N. Lewis, desarrollaron en 1916 la *Teoría de los enlaces químicos*. Al analizar los elementos de la tabla periódica y sus compuestos observaron que los gases nobles existen en forma atómica sin combinar y son estables, propusieron que los átomos se combinan por que tratan de completar en su último nivel de energía **8 electrones** o la configuración del gas noble más próximo.

En 1924, K. Fajans al estudiar la relación entre tipo de enlace, tamaño del átomo, carga iónica y configuración electrónica dedujo que un enlace es iónico cuando:

Los iones formados son eléctricamente estables.

Las cargas iónicas son pequeñas.

El catión es grande y el anión pequeño.

Si las características no coinciden con las anteriores, el enlace es covalente. En los enlaces covalentes se forman orbitales con pares de electrones compartidos en las capas externas de los átomos.

La química como **ciencia de la materia** estudia a los átomos y a los conglomerados atómicos estables; es en estos conglomerados donde ocurren las interacciones **materia – energía**, una de esas interacciones la constituyen los **enlaces químicos**.

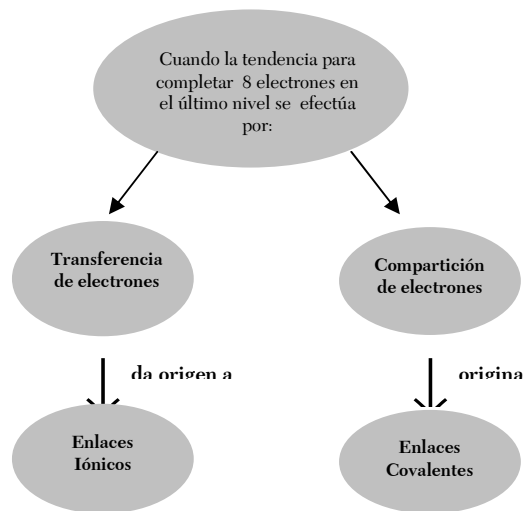
Las propiedades químicas de los átomos dependen esencialmente del comportamiento de los electrones del último nivel, es decir, de su capacidad de combinación o **valencia**.

Electrones enlazantes y regla del octeto

Los enlaces químicos son las fuerzas de atracción entre átomos que los mantienen unidos en las moléculas.

Se considera que los átomos se unen tratando de adquirir en su último nivel de energía una configuración electrónica estable, similar a la de los gases nobles. A los electrones del último nivel de un átomo se les llama **electrones de enlace** o **electrones de valencia**.

La tendencia de los átomos para adquirir en su último nivel de energía 8 electrones se llama **regla de octeto**.



En un enlace químico es obvio que predominan las fuerzas de atracción sobre las de repulsión, esto se explica considerando que los electrones enlazantes se acomodan de manera que puedan ser atraídos por ambos núcleos haciendo que aminore la repulsión entre ellos por el **efecto de pantalla**.*

Los electrones enlazantes pueden estar en cualquiera de los siguientes casos:

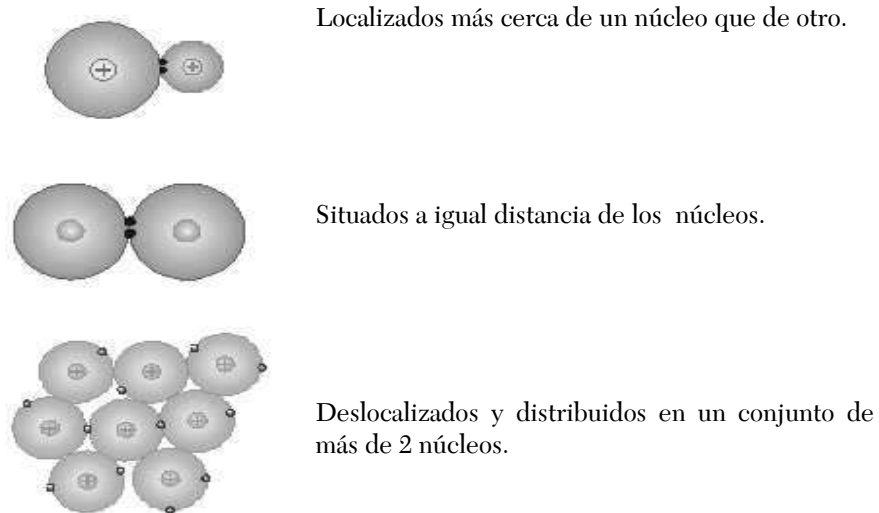


Fig. 4.1 Ubicación de electrones entre los átomos

De las propiedades de los átomos podemos considerar dos de ellas para explicar los tipos de enlace y son: **radio atómico** y **electronegatividad**.

Pauling determinó las electronegatividades a partir de los calores de formación de los elementos y los expresó en una escala arbitraria de 0.7 a 4.0, su unidad es el **pauling**. Los valores de electronegatividad aparecen en la figura 3.21 de la tercera unidad.

* Los electrones internos blindan a los electrones del exterior de manera que la influencia electrostática sea menor.

La electronegatividad es una medida de la capacidad de los átomos para atraer electrones hacia sí, durante los enlaces químicos.

El radio atómico lo podemos considerar como la distancia entre el centro del núcleo y el último electrón, la figura 3.17 muestra los radios atómicos de los elementos. Es lógico pensar que entre más lejano se encuentre un electrón de su núcleo menor es la fuerza de atracción, por lo tanto, ese electrón puede ser atraído por un elemento de menor tamaño y con elevada electronegatividad.

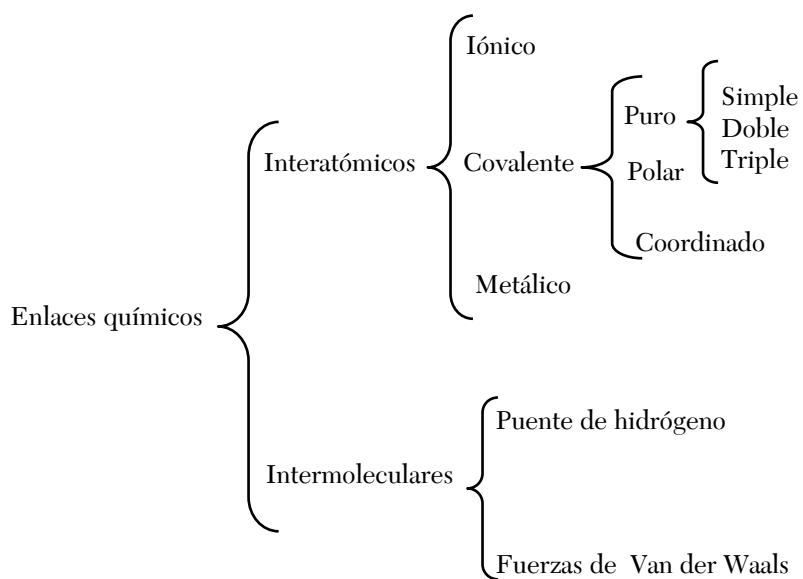
Estructuras de Lewis

Las estructuras de Lewis, son representaciones de los átomos con el símbolo del elemento y los electrones alrededor como líneas o puntos. A estas estructuras también se les llama *diagramas de puntos*. En la tabla 4.1 se representan estas estructuras para algunos elementos representativos.

Tabla 4.1. Diagrama de puntos para algunos elementos representativos.

Grupo y e ⁻ de valencia	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Periodo	1e ⁻	2e ⁻	3e ⁻	4e ⁻	5e ⁻	6e ⁻	7e ⁻	8e ⁻
1	H•							H•
2	Li•	Be••	B••	•C••	•N••	•O••	•F••	•Ne••
3	Na•	Mg*••	*Al*••	*Si*••	•P••	•S••	•Cl••	•Ar••
4	K•	Ca••	•Ga••	•Ge••	•As••	•Se••	•Br••	•Kr••
5	Rb•	Sr••	•In••	•Sn••	•Sb••	•Te••	•I••	•Xe••
6	Cs•	Ba••						
7	Fr•	Ra••						

CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES QUÍMICOS



4.2 ENLACES INTERATÓMICOS

La **diferencia de electronegatividad** permite hacer una estimación del carácter iónico o covalente de un enlace químico. De acuerdo a estas diferencias un compuesto es esencialmente iónico o esencialmente covalente. Podemos decir que **1.7** es el límite o el promedio para diferenciar un enlace de otro. A continuación se muestra el carácter iónico o covalente de un enlace considerando su diferencia de electronegatividades ($\Delta E.N.$).

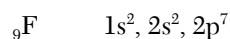
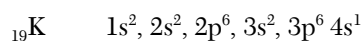
Tabla 4.2. Carácter iónico y covalente aproximado de un enlace entre átomos

Δ DE ELECTRONEGATIVIDADES (A - B)	0	0.2	0.6	1	1.2	1.4	1.7	1.9	2.2	2.6	3.3
% DE CARÁCTER IÓNICO DE UN ENLACE.	0	1	7	18	30	40	50	60	70	80	90
% DE CARÁCTER COVALENTE DE UN ENLACE	100	99	93	82	70	60	50	40	30	20	10

Enlace iónico

Se llama **enlace iónico** aquel que ocurre por *transferencia* de electrones entre átomos con **diferencia de electronegatividad mayor a 1.7**, el elemento más electronegativo acepta los electrones del menos electronegativo para completar su octeto.

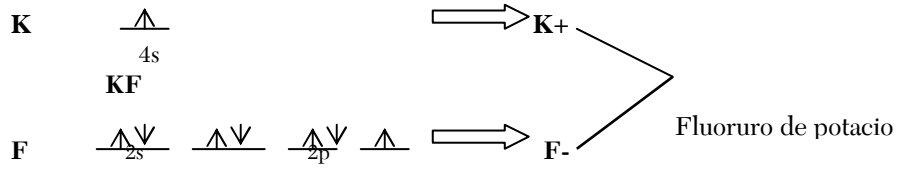
El enlace iónico es común entre metales de los grupos I y IIA con los no metales de los grupos VI y VIIA, lo podemos representar con configuraciones electrónicas, modelos de Bohr o estructura de cargas. Ejemplo: **KF**



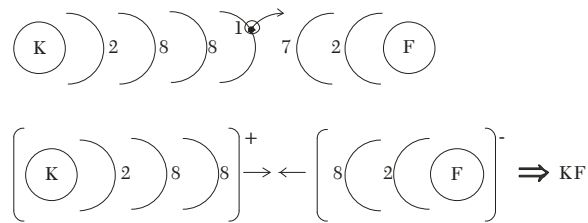
La diferencia de electronegatividad es $= 4.0 - 0.9 = 3.1 > 1.7$ por lo tanto, habrá enlace iónico.

El **K** cede 1 electrón al **F**, quedan ambos iones con 8 electrones en el último nivel.

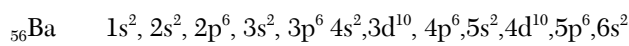
Representación con configuraciones electrónicas



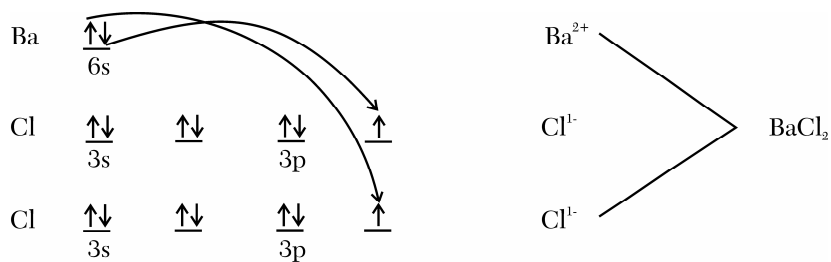
Representación con modelo de Bohr



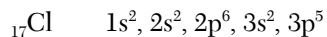
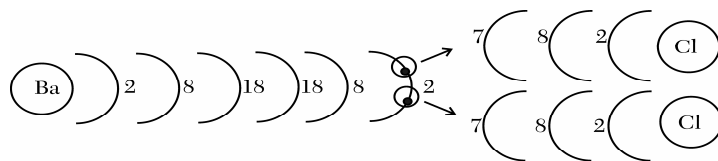
Ejemplo: **BaCl₂**



Representación con configuraciones electrónicas



Representación con modelo de Bohr



La pérdida de electrones es más fácil si se elimina un electrón suficientemente alejado del núcleo y la ganancia de electrones es susceptible en átomos pequeños donde la atracción nuclear es considerable.

Tabla 4.3 Fórmula y nombre de algunos compuestos iónicos.

Metal (Cación)	No Metal (Anión)	Fórmula	Nombres
K^{1-}	O^{2-}	K_2O	Óxido de potasio
Ca^{2+}	Cl^{1-}	CaCl_2	Cloruro de calcio
Na^{1+}	N^{3-}	Na_3N	Nitruro de sodio
Mg^{2+}	F^{1-}	MgF_2	Cloruro de magnesio

Características de los compuestos con enlace iónico

- Esán formados por iones (+) y (-); metales y no metales.
- Son sólidos, la mayoría con estructura ordenada o en forma de cristales.
- Poseen elevado punro de fusión y ebullición
- Son duros, frágiles y buenos conductores de calor y electricidad.
- En estado de fusión o disueltos en agua son buenos conductores de la electricidad.
- Solubles en agua y en disolventes polares.

En la tabla 4.4 se muestran algunos iones, su función en el organismo y la fuente de obtención en el caso de los seres humanos.

Tabla 4. 4. Iones importantes en los sistemas vivos

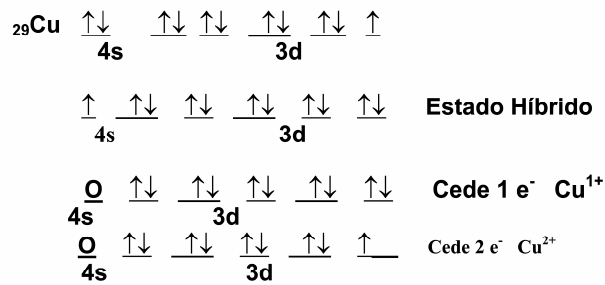
Ión	Función	Fuente
Na ⁺	Catión en el exterior de la célula regula la cantidad de líquidos corporales . Junto con el K ⁺ regula la presión osmótica entre los 2 extremos de la pared celular, al igual que el K ⁺ tiene una importante función en el <i>sistema nervioso</i> .	Sal, carne o mariscos principalmente.
K ⁺	Catión principal del exterior de las células, junto con el Na ⁺ realiza funciones similares.	Plátano, jugo de naranja, leche y carne.
Ca ⁺	Aproximadamente el 90% se encuentra en forma de carbonato y fosfato constituyendo huesos y dientes, el resto interviene en el <i>control del ritmo cardiaco</i> y las contracciones musculares, también es un factor importante en la coagulación sanguínea.	Leche y derivados: queso, mantequilla, crema, yogurt; carne y vegetales.
Mg ²⁺	Se localiza fuera de las células. El 70% del Mg del organismo se encuentra en la estructura ósea. Participa en el <i>funcionamiento de músculos y sistema nervioso</i> , es un catión importante en algunas enzimas y tiene una función especial en el proceso fotosintético.	Se le encuentra en gramíneas y nueces, y en la clorofila de plantas verdes.
Fe ²⁺	Constituyente del grupo <i>hemo</i> en la hemoglobina, su función es <i>transportar oxígeno</i> de los pulmones a las células a través de la sangre, su deficiencia produce anemia.	Vegetales, carne y mariscos.
Co ²⁺ y Co ³⁺	Vitamina B₁₂	Carne y vegetales
Mn ²⁺	Constituyentes de vitaminas y enzimas	Leguminosas
Ce ²⁺ y Zn ²⁺	Oligoelementos	Complementos alimenticios
Cl ⁻	Acción de exterior de la célula, <i>constituyente</i> importante del jugo gástrico , contribuye en la regulación de fluidos corporales.	Carne, mariscos y sal.
I ⁻	Fuente de yodo para el funcionamiento de la <i>tiroides</i> .	Vegetales y rábanos.

Los **metales de transición** al combinarse pueden generar más de un ión positivo (+) por lo tanto, no se puede predecir a partir de su grupo en la tabla una carga iónica única; en muchos casos los metales se hibridan para poder combinarse. La **hibridación** es el reacomodo de electrones en su mismo nivel atómico, lo que implica la mezcla de orbitales puros de diferente energía para dar origen a otros de la misma energía. Este fenómeno explica las **valencias variables** de algunos átomos, metales y no metales.

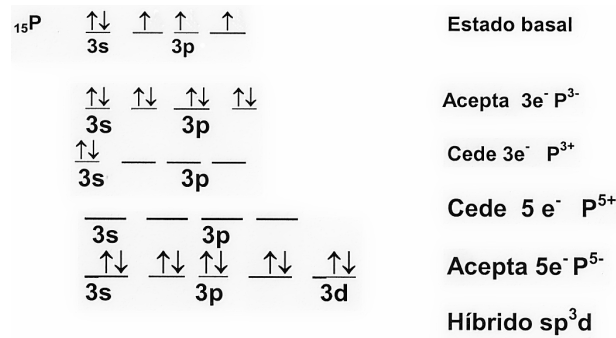
Ejemplo:

Valencias variables para el **Cu** con número atómico 29.

$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^9 \Rightarrow 2e^-$ de valencia.



Valencias variables del fósforo P con número atómico 15



Enlaces covalentes

Son las fuerzas generadas entre átomos por compartición de pares de electrones, esto se debe a una deformación de los orbitales externos, la diferencia de electronegatividades ($\neq EN$) entre ellos es menor o igual a 1.7, son comunes entre no metales. Por la forma en que puede darse la covalencia los enlaces se clasifican en:

No polares $\# EN = 0.$
Polares, $0 < \# EN < 1.7$
Coordinados, $0 < EN < 1.7$

Enlace covalente no polar

Este enlace ocurre entre átomos cuya diferencia de electronegatividad es igual a cero, en este caso la tendencia de los átomos para atraer electrones hacia su núcleo es igual, por lo tanto, el momento dipolar es cero. Por la cantidad de electrones de valencia de los átomos y su tendencia para completar 8 electrones estos pueden compartir 1, 2 o 3 pares de electrones generando los llamados enlaces simples, dobles y triples.

Enlace covalente no polar simple

Este enlace se lleva a cabo en átomos que requieren de 1 e- para completar su octeto por ejemplo **hidrógeno (H_2)**, fluor (F_2), cloro (Cl_2), yodo (I_2) y bromo (Br_2).

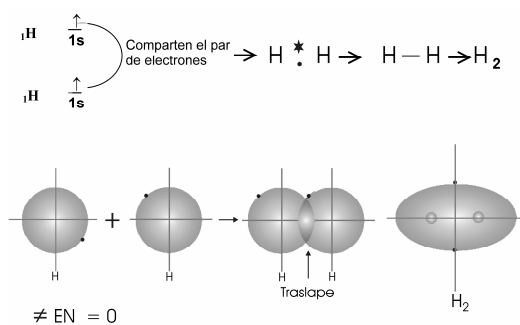


Fig. Enlace covalente no polar en la molécula de hidrógeno.

Los enlaces covalentes se representan con configuraciones electrónicas y con modelos o *estructuras de Lewis*. Los enlaces covalentes también se pueden representar mediante diagramas de orbitales moleculares, éstos se forman por la combinación de orbitales *s*, *p*, *d*, puros o híbridos, los cuales se detallan más adelante.

Entre dos átomos que presentan más de un enlace covalente, el primero de ellos es un enlace frontal de mayor energía y se llama enlace *sigma* (σ); los demás son enlaces perpendiculares o laterales, de menor energía y se llaman enlaces *pi* (π).

Enlace covalente no polar doble

Representación del enlace covalente no polar doble en la molécula de oxígeno con estructuras de Lewis y diagrama de orbitales, en éste último se observan los enlaces *sigma* (σ) y *pi* (π).

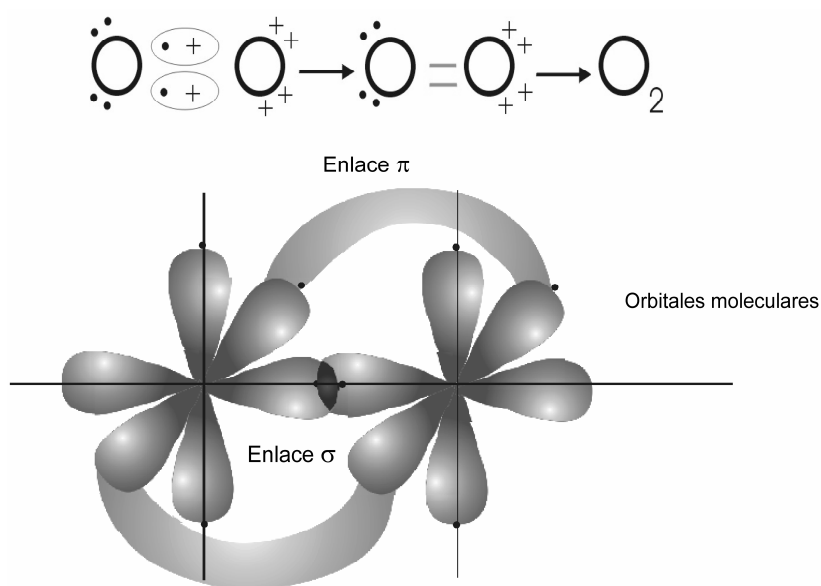


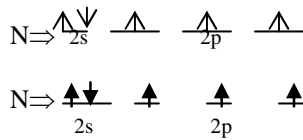
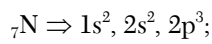
Fig. 4.3 Enlace covalente no polar doble en la molécula de oxígeno.

Tabla 4.5 Elementos que presentan enlace covalente no polar doble

Nombre	Fórmula
Oxígeno	O ₂
Azufre	S ₂
Selenio	Se ₂
Teluro	Te ₂

Enlace covalente no polar triple

Los elementos que pueden presentar este enlace son los del grupo VA, los cuales para completar su octeto necesitan compartir tres electrones. También ocurre entre átomos de carbono (C), en los compuestos llamados alquinos. El ejemplo típico es el N, para que complete ocho electrones, un átomo comparte con otro 3 pares de electrones formando un enlace sigma (σ) y 2 enlaces (π) es decir, un **enlace covalente triple**. Ejemplo:



Comparten 3 pares de e-

Representación con diagrama de puntos o estructura de Lewis.

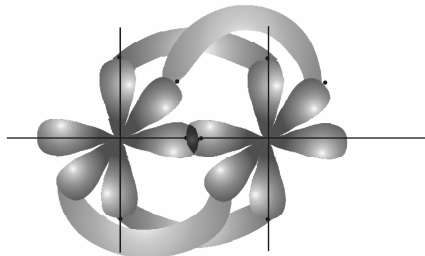
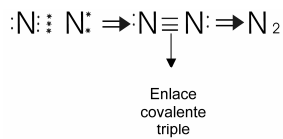


Fig. 4.4 Molécula de nitrógeno con enlace covalente triple

Enlace covalente polar

Se presenta cuando los átomos tienen $0 < \Delta EN \leq 1.7$ en este caso, el *momento dipolar** ya no es cero ($\mu \neq 0$), pues el átomo más electronegativo atraerá el par de electrones enlazantes con más fuerza, esto significa que ese par girará durante más tiempo alrededor del núcleo más electronegativo, polarizando parcialmente la molécula.

La medición de los momentos dipolares proporciona una evidencia experimental de que existe desplazamiento electrónico en los enlaces y distribución asimétrica de electrones en las moléculas. La magnitud del momento dipolar depende de la electronegatividad.

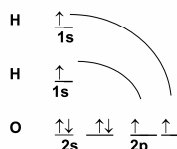
Algunos científicos consideran que un enlace es covalente cuando $\Delta EN \leq 1.9$ debido al enlace entre H y F, ya que estos son dos elementos no metálicos. Ejemplos de enlaces covalentes los presentan las moléculas de la tabla 4.6.

Tabla 4.6 Compuestos con enlace covalente polar

Nombre	Fórmula
Amoniaco	NH ₃
Agua	H ₂ O
Ácido fluorhídrico	HF
Ácido clorhídrico	HCl
Tricloruro de fósforo	PCl ₃
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄

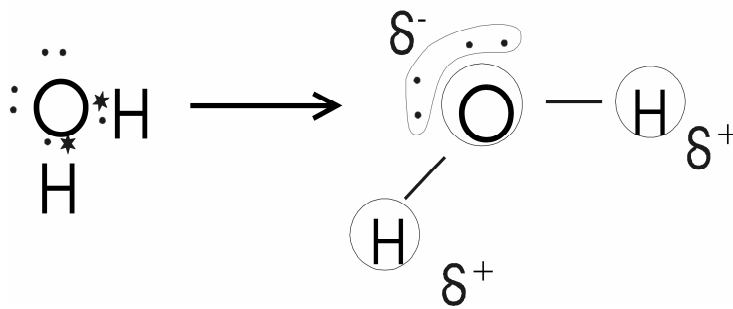
Representación del enlace covalente polar en la molécula de agua

$$\Delta EN \Rightarrow 0 = 3.5 - 2.1 = 1.4 \leq 1.7$$



* *Momento dipolar, vector que actúa en la dirección del enlace molecular asimétrico. Las moléculas polares tienen momentos dipolar permanente.*

El oxígeno requiere de 2 electrones para completar su octeto por lo que necesitará de 2 átomos de hidrógeno con los cuales compartir sus electrones desapareados.



La compartición de la carga no es simétrica, se distribuye de manera que las moléculas se polarizan como se indica en el diagrama. Otros ejemplos de moléculas polares son: CH_3Cl , HCN , CH_2F_2 . La polaridad de las moléculas le confiere a éstas importantes cambios en sus propiedades físicas y químicas; sus puntos de fusión y ebullición son anormalmente *elevados*, su reactividad química también se ve alterada.

Enlace covalente coordinado

Este enlace se presenta cuando uno de los átomos cede el par de electrones que comparten entre dos, el otro átomo sólo aporta su orbital vacío para acomodarlos. Ejemplos de sustancias con este tipo de enlace se muestran en la tabla 4.7.

Tabla 4.7 Moléculas con enlace covalente coordinado

Nombre	Fórmula
Ión hidronio	H_3O^+
Ión amonio	NH_4^+
Ácido sulfúrico	H_2SO_4
Ácido clórico	HClO_3
Ácido nítrico	HNO_3

En el caso del ácido sulfúrico, se supone que 2 átomos de oxígeno sufren una redistribución de electrones de valencia de manera que queden con un orbital vacío en el cual acomodar 2 electrones procedentes del azufre. La figura 4.5 muestra este tipo de enlace.

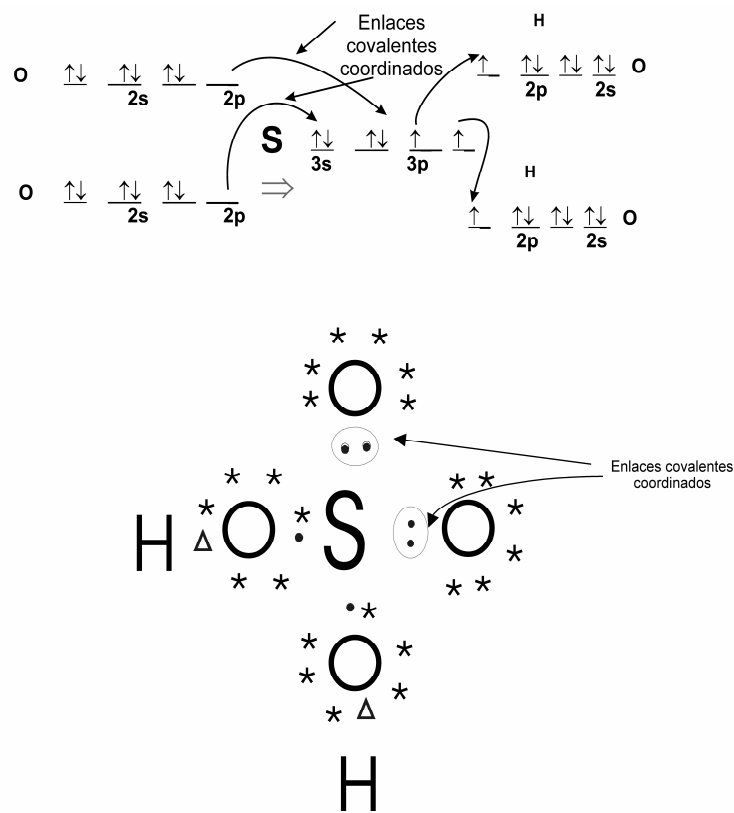


Fig. 4.5 Enlace covalente coordinado en el ácido sulfúrico.

Propiedades de las sustancias con enlace covalente.

- Tienen gran variedad de puntos de fusión y ebullición.
- Son aislantes térmicos y eléctricos.
- Algunos son antiadherentes.
- Sus moléculas tienen forma geométrica definida.
- Existen en los tres estados de agregación: sólidos, líquidos y gaseosos.
- Algunos tienen actividad química media y otros elevada.
- Los polares son solubles en disolventes polares, los no polares son solubles en compuestos no polares.

Las sustancias polares se disuelven mutuamente porque sus moléculas se atraen y son relativamente poco volátiles. Se requiere de mayor energía para vencer las atracciones intermoleculares. El valor del momento dipolar así como los pares de electrones enlazantes y solitarios ayudan a estimar la forma geométrica de las moléculas.

Los iones de una sal se atraen entre sí con una fuerza 80 veces mayor en el agua que en el aire por lo que ceden a la atracción del dipolo del agua y entonces se dice que están solvatadas como se muestra en la figura 4.6.

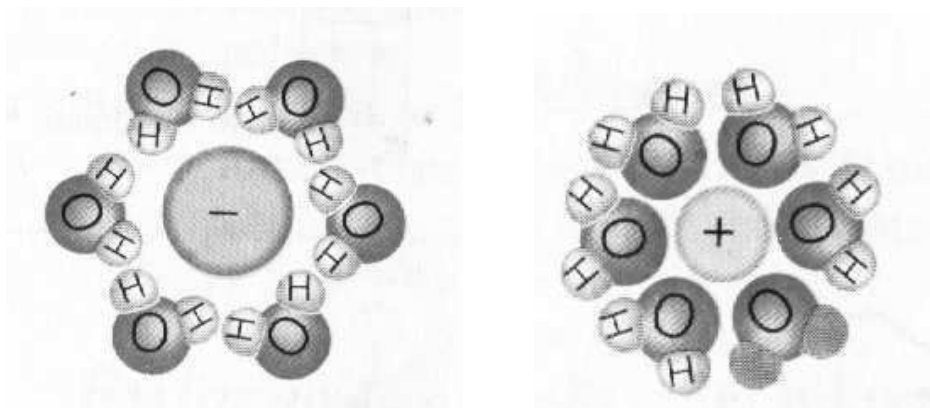


Fig. 4.6 Orientación de las moléculas de agua con iones solvatados. Burns, p. 204

Si las fuerzas que unen al cristal son menores que las de atracción entre los iones y las moléculas del disolvente, la sal se disolverá.

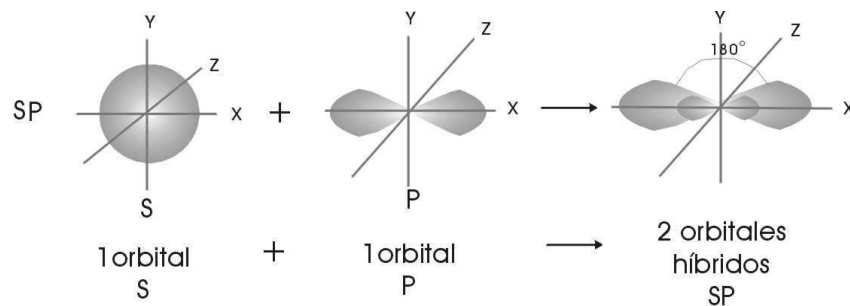
Hibridación

La explicación de la *variación en la valencia* de algunos elementos, la energía de los enlaces, la geometría molecular y el hecho de que no se cumpla en muchas moléculas con la regla del octeto, se explica en parte mediante el concepto de *hibridación*, Pauling, Slater, Mulliken y otros científicos, han demostrado basados en la mecánica cuántica, que en algunos átomos sus orbitales se hibridan o hibridizan. Los electrones de un orbital comparten su energía con los de otro orbital del mismo nivel atómico, originando orbitales combinados u orbitales deformados.

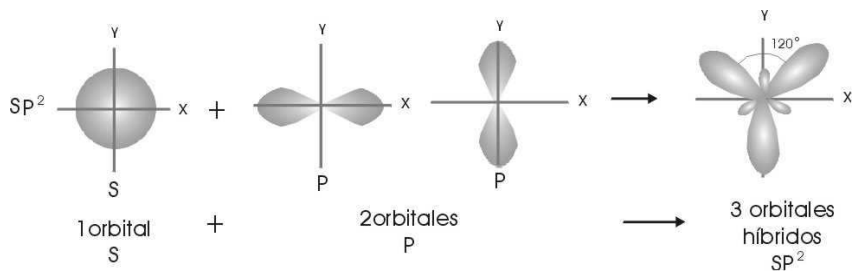
La **hibridación** es la combinación de orbitales puros de diferente energía en un mismo nivel atómico para generar orbitales híbridos de la misma energía.

Existen distintos tipos de hibridación, los tipos y características de cada uno se muestran en la tabla 4.8, a continuación se explica como se forman algunos orbitales híbridos.

Hibridación *sp*, ocurre cuando se combina un orbital *s* con un orbital *p*, generando **2** orbitales híbridos *sp* que se orientan a lo largo de una línea formando entre sí ángulos de 180° .



Hibridación sp^2 , se presenta al combinarse la energía de un orbital s con dos orbitales p , originando **3** orbitales híbridos sp^2 , éstos se dirigen hacia los vértices de un triángulo formando entre sí ángulos de 120° .



Hibridación sp^3 , consiste en la combinación de un orbital s con tres orbitales p , dando origen a **4** orbitales híbridos sp^3 , éstos se orientan hacia los vértices de un tetraedro y forman entre sí ángulos de 109.5° .

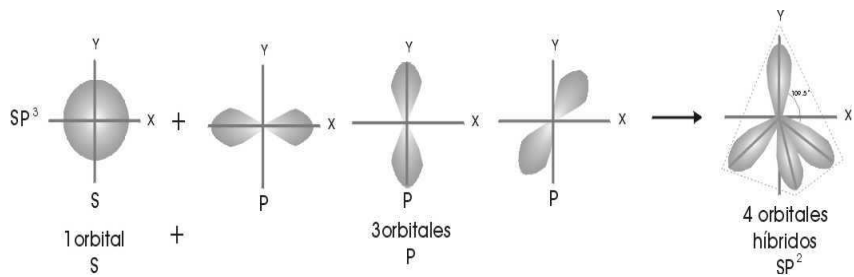
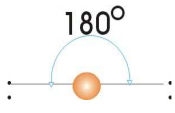
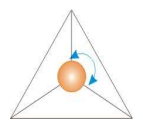
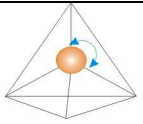
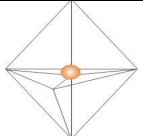



Tabla 4.8 Características de cada tipo de hibridación en función de los pares de electrones que se pueden compartir.

Grupo	Configuración final	No. de e ⁻	Hibridación	Arreglo de los pares electrónicos	Geometría de los pares electrónicos	Ángulos entre híbridos
II A	ns^2	2	sp		Lineal	180°
III A	ns^2p^1	3	sp^2		Trigonal plana	120°
IV A	ns^2p^2	4	sp^3		Tetraédrica	109.5°
V A	ns^2p^3	5	sp^3d		Bipirámide trigonal	120° y 90°
VI A	Ns^2p^4	6	sp^3d^2		Octaédrica	90°

Un elemento particularmente importante que presenta tres tipos de hibridación es el carbono, en compuestos con enlaces covalentes simples o *alcanos*, la hibridación del carbono es sp^3 ; en *alquenos* con carbonos que tienen enlace covalente doble, su tipo de hibridación es sp^2 y en *alquinos*, donde el carbono tiene enlace covalente triple la hibridación es sp .

Enlace metálico

Los metales sólidos poseen estructuras atómicas cristalinas bien definidas, estos conglomerados atómicos están unidos químicamente por un tipo de unión llamado enlace metálico.

Las características físicas de los metales como su elevada conductividad térmica y eléctrica, maleabilidad, ductibilidad, brillo y tenacidad, los diferencian del resto de los elementos y compuestos. En una estructura metálica sólo pueden existir iones positivos (+) y una nube de electrones de valencia sin posición definida, que viajan por todo el conglomerado atómico.

Los electrones se hallan deslocalizados formando una *reempe* única que pertenece a todos los cationes del cristal metálico. **La movilidad extrema de los electrones (e^-), confiere al metal sus propiedades.** El enlace entre metales se considera una interacción de gran número de núcleos atómicos incluidos sus electrones internos, con los electrones de valencia en constante migración. Los electrones de valencia se encuentran deslocalizados como se muestra en la figura 4.7.

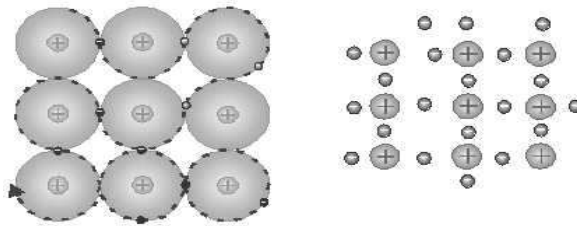


Fig. 4.7 Representación del enlace metálico: a) electrones deslocalizados entre átomos, b) ubicación de núcleos y electrones.

Los electrones deslocalizados y en constante movilidad hacen que los metales conduzcan con facilidad el calor y la electricidad, ya que ambos, son fenómenos asociados al movimiento de los electrones.

Si un metal es sometido a un golpeo o presión externa, la capa de electrones (e^-) libres actúa como un lubricante, haciendo que los cationes resbalen o se deslicen unos sobre otros modificando la forma de la pieza sin romperla; esto explica su **maleabilidad y ductibilidad**, como se muestra en la figura 4.8.

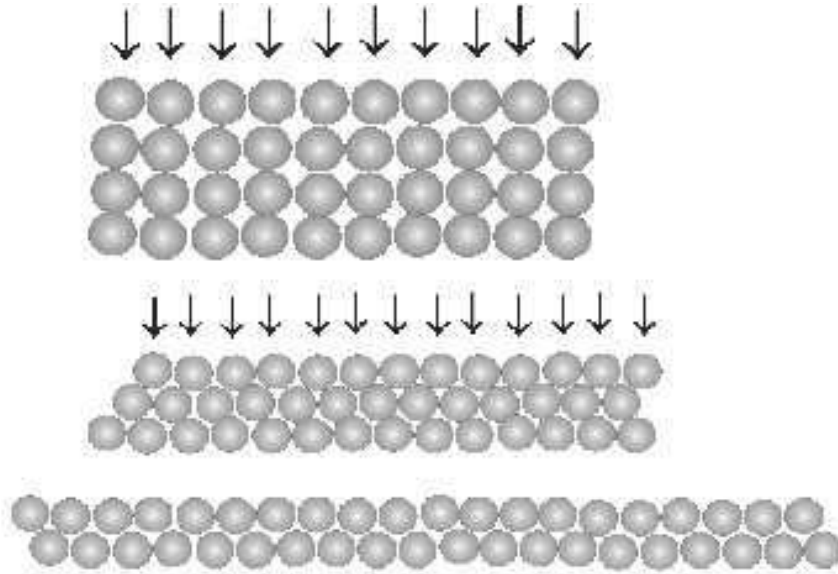


Fig 4.8 Arreglo sucesivo de los átomos metálicos sometidos a presión

Los metales suelen tener un arreglo ordenado de sus átomos, su empaquetamiento atómico está perfectamente definido según los diferentes sistemas cristalinos.

Los metales en forma pura se obtienen mediante procedimientos fisicoquímicos bastante refinados, la mayoría de metales utilizados por el hombre son mezclas homogéneas de dos o más; a estas mezclas también se les llama disoluciones sólidas o **aleaciones**.

Si los átomos de una aleación tienen diámetros similares, se forman **aleaciones por sustitución**; si son de diámetro diferente se conocen como **aleaciones intersticiales**, debido a que los átomos pequeños llenan los intersticios entre los átomos de mayor tamaño, figura 4.9.

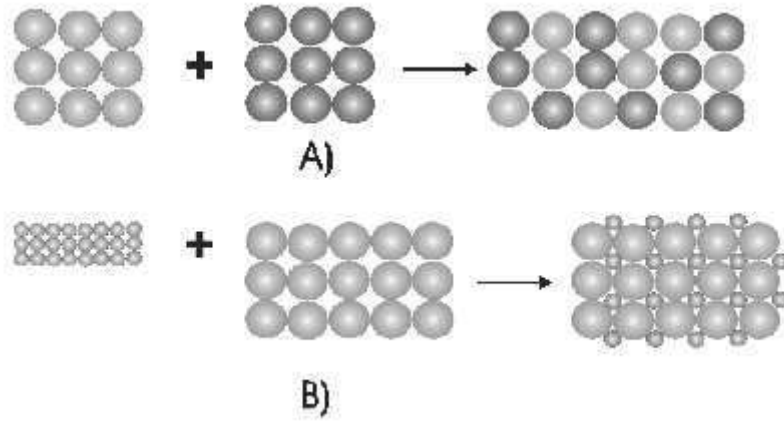


Fig. 4.9 Aleaciones metálicas: A) Aleación por sustitución entre átomos de tamaño semejante, B) Aleación intersticial.

4.3 ENLACES INTERMOLECULARES

Las atracciones electrostáticas generadas entre los átomos de una molécula con los átomos de otra se llaman **enlaces intermoleculares**. Las fuerzas de atracción pueden recibir distintos nombres, dos de los enlaces entre moléculas más frecuentes son: enlaces por **punto de hidrógeno** y enlaces por **fuerzas de Van der Waals**.

Enlaces por punto de hidrógeno

Estas fuerzas de atracción se generan entre el hidrógeno de una molécula y un elemento muy electronegativo de otra.

En estas moléculas, las cargas eléctricas se distribuyen de manera asimétrica, generando **dipolos moleculares**, por lo tanto, el extremo parcialmente positivo (δ^+) hidrógeno, se atraerá con el extremo parcialmente negativo (δ^-), esas fuerzas de atracción se llaman enlaces por punto de hidrógeno. Algunos compuestos se representan en la tabla 4.9.

Tabla 4.9 Compuestos con enlace por punto de hidrógeno

Agua	H ₂ O
Amoniaco	NH ₃
Acido fluorhídrico	HF
Acido clórico	HClO ₃
Proteínas	-NH ₂ -COOH
Acidos nucleicos	-NH-

El enlace por puente de hidrógeno es importante en los componentes de los seres vivos; carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos. Observar la figura 4.10.

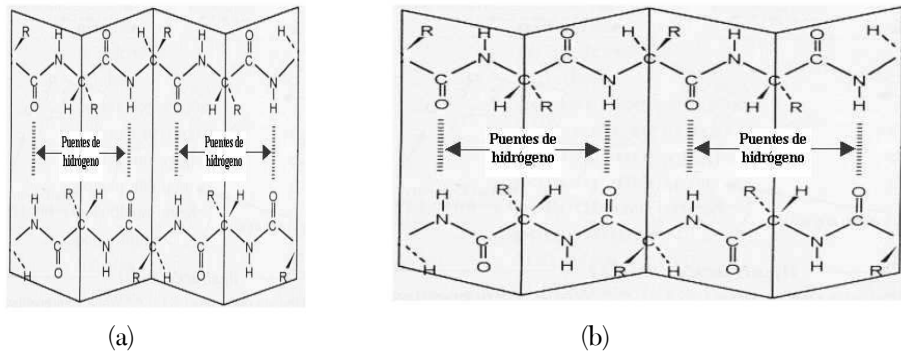


Fig. 4.10 Enlace por puente de hidrógeno en moléculas de a) H_2O , b) estructura laminar de una proteína.

Los compuestos con este enlace difieren en muchas propiedades comparados con compuestos de estructura similar que no presentan dicho enlace, por ejemplo, requieren de mayor cantidad de energía para que sus moléculas se separen en los procesos de evaporación, es decir, su punto de ebullición es más elevado debido a que la cantidad de fuerzas de atracción a vencer es mayor. En la figura 4.11, se puede apreciar la variación.

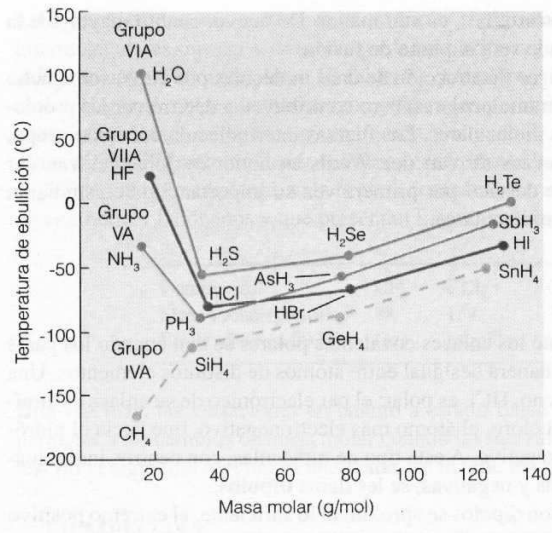


Fig. 4.11 Variación en los puntos de ebullición de compuestos hidrogenados. Burns, p. 384

Enlaces por fuerzas de van der waals

Este tipo de interacción molecular ocurre en moléculas simétricas, en éstas la distribución de electrones es homogénea, sin embargo, debido a que los electrones están en constante movimiento y los núcleos en permanente vibración, la simetría es temporal, los movimientos desbalancean las cargas generando dipolos instantáneos que distorsionan la simetría de las moléculas, éstas inducen a otras moléculas cercanas a la formación de nuevos dipolos, de tal manera que entre ellas se originan débiles fuerzas de atracción entre los polos opuestos.

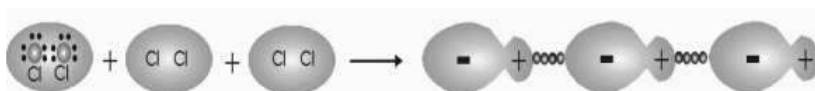


Fig. 4.12 Enlace por fuerzas de Van der Waals representados por las líneas punteadas

Las fuerzas de Van der Waals explican por qué gases como el aire, oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2), cloro (Cl_2) y otros, pueden licuarse por disminución de la temperatura y aumento en la presión. Este tipo de fuerzas es mayor a medida que aumenta el número de electrones externos y su movilidad.

La teoría de los enlaces químicos basada en la mecánica cuántica, intenta explicar fenómenos relacionados con las interacciones atómicas, difíciles de entender, por ejemplo: la superconducción y la semiconducción de electricidad, además, permite considerar a los enlaces como atracciones entre cargas positivas (+) o núcleos y cargas negativas (-) o electrones, borrando la diferenciación que entre ellos se hace de iónico, covalente, metálico, puente de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals

Podemos mencionar que las diversas manifestaciones de la materia son el resultado de las interacciones atómicas y moleculares entre cargas positivas (+) y negativas (-), esto es, son una consecuencia de las **fuerzas de atracción** o **enlaces químicos**.

RESUMEN

Al estudiar la estructura atómica, hemos considerado al electrón como una onda, una partícula y como una nube electrónica. En el estudio de los enlaces le hemos dado un enfoque especial para comprender las interacciones atómicas y los factores involucrados en ellos. Es importante abstraerse generando nuevas ideas que expliquen de mejor manera los fenómenos de la materia, empezando siempre por las más simples.

En esta unidad conociste las explicaciones que se dan a los enlaces químicos así como las propiedades de las sustancias derivadas de estas interacciones de la materia.

Para efectos de comprensión, los enlaces químicos entre átomos los clasificamos en: iónicos, covalentes y metálicos; éstos últimos dan a los metales sus características tan particulares como son; la maleabilidad, ductibilidad, elevada conductividad eléctrica y térmica.

Los enlaces iónicos confieren a las sustancias entre otras propiedades: la polaridad, fragilidad, elevada disolución en disolventes polares, esto gracias a que en realidad constan de redes de iones formando estructuras cristalinas bien definidas.

Los compuestos con enlace covalente presentan una gama de propiedades debido a que las moléculas se pueden formar con infinidad de arreglos posibles entre átomos, las hay polares y no polares; pequeñas y de gran tamaño; cristalinas y amorfas; sólidas, líquidas y gaseosas.

A continuación se presenta una tabla donde aparecen las características que definen al enlace iónico, covalente y metálico.

Características de los enlaces químicos interatómicos

TIPO DE ENLACE	≠E.N.	OCURRE POR	OCURRE ENTRE	SE REPRESENTA CON
Iónico	>1.7	Transferencia de electrones.	Elementos de los grupos I y IIA con VI y VIIA.	Modelos de Bohr y de átomos con carga
Covalente	<1.7	Comparición de pares de electrones.	No metales.	Configuraciones de Lewis.
Metálico	pequeña	Migración de electrones deslocalizados.	Metales	Red de cargas positivas (+) y negativas (-)

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

Diseñar maquetas que representen modelos moleculares.

Elaborar un cuadro de resumen de las características de los enlaces y de las características de las sustancias con cada tipo de ellos.

Elaborar una lista de materiales sintéticos obtenidos a partir del conocimiento de los enlaces químicos.

Elabora un glosario con el significado de los siguientes términos.

Hibridación	Enlace sigma	Enlace pi
Maleabilidad	Ductibilidad	Tenacidad
Fragilidad	Electronegatividad	Enlace iónico
Enlace covalente	Material cristalino	Material amorfo
Electrones deslocalizados	Electrones enlazantes	
Molécula polar	Momento bipolar	

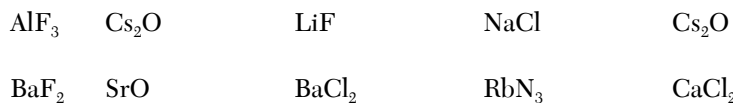
Elabora un cuestionario de al menos 20 preguntas sobre las dudas que te surjan relacionadas con la unidad.

Definir brevemente los sistemas cristalinos que existen.

Investiga las propiedades y usos de mayor importancia para metales y aleaciones metálicas como: Au, Ag, Cu, Mg, acero, bronce y amalgamas.

EVALUACION

1. Representa los enlaces para los siguientes compuestos:



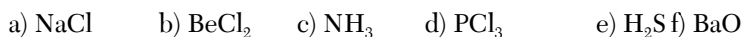
2. Representa con configuraciones electrónicas, estructuras de Lewis y diagrama de orbitales los enlaces para las moléculas de Cl_2 , Se_2 y P_2 indicando el tipo de enlace en cada caso:

3. Representa los enlaces covalente para las moléculas de: a) CH_4 , b) PCl_5 , c) BeI_2 , d) H_2S , y ordenarlas en forma creciente de su polaridad

4. Representa la formación de enlace covalente coordinado en los iones amonio e hidronio con estructuras de Lewis, señala donde se localiza éste.

5. Investigar la diferencia entre cuerpo cristalino y amorfo.

6. Considerando la diferencia de electronegatividades y la forma de representar los enlaces químicos, determina para los compuestos que se enlistan: a) Tipo de enlace b) Representación del enlace



7. Para los compuestos: a) H_2O b) MgF_2 , representa el tipo de enlace en forma gráfica.

8. Del conjunto de compuestos identifica cuales tienen un átomo central que se hibrida y cual es su tipo de hibridación.



9. Representa la geometría molecular de los compuestos, indica si las moléculas son polares, no polares o ambas.

a) BeCl_2 b) CH_3Cl c) PH_2Cl d) CH_4 e) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

10. Clasifica los enlaces entre los siguientes pares de átomos como predominantemente iónicos o predominantemente covalentes.

a) Cs y O b) Si y O c) N y S d) Br y Rb e) Ba y F

NOTAS

1. Los electrones internos blindan a los electrones del exterior e manera que la influencia electrostática sea menor.

2. Momento bipolar: Vector que actúa en la dirección del enlace molecular asimétrico. Las moléculas polares tienen momentos bipolares permanentes.



UNIDAD 5

NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

Reconocer la importancia de nombrar sistemáticamente, los compuestos químicos.

Representar los compuestos por medio de fórmulas.

Identificar los diferentes grupos de compuestos inorgánicos.

Emplear correctamente las reglas de nomenclatura, UIQPA para leer y escribir fórmulas.

5.1 LECTURA Y ESCRITURA DE FÓRMULAS QUÍMICAS.

Antes de nombrar los compuestos inorgánicos, es necesario que recordemos algunos conceptos básicos del lenguaje de la química mencionados en la primera unidad, por ello te pedimos revises los siguientes:

Elemento, símbolo, número atómico, número másico, masa atómica, compuesto, fórmula, fórmula molecular o condensada, fórmula semidesarrollada; además, te proporcionamos otros, fundamentales para comprender la lectura y escritura de fórmulas de los compuestos inorgánicos, entre ellos tenemos:

Fórmula empírica: Expresa la composición estequiométrica del compuesto en cuestión. Representa la proporción mínima en la que se combinan los átomos en un compuesto.

Fórmula estructural: Indica la sucesión y organización espacial de los átomos en una molécula.

Valencia: Es una medida de la capacidad de combinación que tiene el átomo de un elemento, es decir, de unirse a otros átomos. Se toma como referencia el átomo de Hidrógeno, al que se le asigna la valencia de uno.

Puede definirse también como:

El número de átomos de Hidrógeno que se combinan con un átomo de ese elemento, ó como el número de enlaces que un átomo forma con otros al combinarse.

Si el compuesto es iónico, la valencia es determinada por el número de electrones perdidos o ganados, es decir, es igual a la carga del ión. Si el compuesto es covalente, la valencia de cada elemento coincide con el número de pares de electrones compartidos.

Número de oxidación: Concepto teórico que agrupa a la valencia iónica y a la covalente. Es igual al número de electrones perdidos o ganados, total o parcialmente, por el elemento al formar un compuesto. Si todos los enlaces en el compuesto fueran iónicos, el número de oxidación sería igual a la carga del átomo. El número de oxidación representa la carga aparente de un átomo en la molécula.

Para determinar el número de oxidación se emplean las siguientes reglas:

Cualquier elemento en estado libre, tiene número de oxidación cero.

Ejemplos: Zn, Hg, H₂, Na, Cl₂ N_{ox} = 0

Para los iones el número de oxidación es igual a su carga.

Ejemplos: ión cloruro Cl⁻¹ N_{ox} = 1- Ión magnesio Mg⁺² N_{ox} = 2+

El número de oxidación del Hidrógeno es 1+, excepto en los hidruros metálicos que es 1-

Ejemplos: H₂O N_{ox} del H = 1+ KH N_{ox} del H = 1-

El número de oxidación del oxígeno siempre es 2- excepto en los peróxidos (O₂¹⁻), hiperóxidos (O₂¹⁻) y ozónidos (O₃¹⁻). Con el Flúor trabaja con número de oxidación (2+), debido a que este elemento es más electronegativo que el oxígeno.

Ejemplos: H₂O N_{ox} del O = 2- H₂O₂ N_{ox} del O = 1-

El número de oxidación de los metales es igual a su valencia iónica. Al formar compuestos binarios y terciarios con no metales siempre tendrán $N_{ox} +$. Por lo general es igual al grupo en que se encuentran en la tabla periódica.

Ejemplos: Alcalinos $N_{ox} = 1+$ Alcalinotérreos $N_{ox} = 2+$

La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos en un compuesto es igual a cero. Si es un ión, la suma debe ser igual a la carga del ión.

- **El número de oxidación positivo o negativo de un elemento en una molécula es relativo, depende de los demás elementos.**

La mayoría de las veces el número de oxidación coincide con el número de valencia, pero hay algunas excepciones. Los elementos de un mismo grupo tienen números de oxidación similares debido a que su estructura electrónica externa es semejante.

Tabla 5.1 Números de oxidación

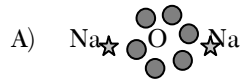
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
IA																	0	
H 1+ 1-																	He	
Li 1+	Be 2+												B 3+	C 2+ 4+ 2-4-	N 1+ 2+ 3+ 4+ 5+3-	O 1- 2-	F 1-	Ne
Na 1+	Mg 2+												Al 3+	Si 2+ 4+ 2-4-	P 3+ 5+ 3-	S 2+ 4+ 6+ 2-	Cl 1+ 3+ 5+ 7+1-	Ar
K 1+	Ca 2+	Sc 3+	Ti 2+ 3+ 4+	V 2+ 3+ 4+ 5+	Cr 2+ 3+ 6+ 7+	Mn 2+ 3+ 4+ 6+ 7+	Fe 2+ 3+	Co 2+ 3+	Ni 2+ 3+	Cu 1+ 2+	Zn 2+	Ga 3+	Ge 4+ 4-	As 3+ 5+ 3-	Se 4+ 6+ 2-	Br 1+ 3+ 5+ 7+ 1-	Kr	
Rb 1+	Sr 2+	Y 3+	Zr 4+	Nb 3+ 5+	Mo 2+ 3+ 4+ 5+ 6+	Te 7+	Ru 2+ 3+ 4+ 6+ 8+	Rh 2+ 3+ 4+	Pd 2+ 5+	Ag 1+	Cd 2+	In 3+	Sn 2+ 4+	Sb 3+ 5+ 3-	Te 4+ 6+ 2-	I 1+ 3+ 5+ 7+ 1-	Xe	
Cs 1+	Ba 2+	*	Hf 4+	Ta 5+	W 2+ 3+ 4+ 5+ 6+	Re 2+ 4+ 6+ 7+	Os 2+ 3+ 4+ 6+ 8+	Ir 2+ 3+ 4+ 6+	Pt 2+ 4+	Au 1+ 3+	Hg 1+ 2+	Tl 1+ 3+	Pb 2+ 4+	Bi 3+ 5+ 3-	Po 2+	At 1+ 5+ 1-	Rn	
Fr 1+	Ra 2+	**															On	

*La	Ce 3+ 4+	Pr 3+ 4+	Nd 3+	Pm 3+	Sm 2+ 3+	Eu 2+ 3+	Gd 3+	Tb 3+ 4+	Dy 3+	Ho 3+	Er 3+	Tm 2+ 3+	Yb 2+ 3+	Lu 3+
**Ac	Th 4+	Pa 4+ 5+	U 3+ 4+ 5+ 6+	Np 3+ 4+ 5+ 6+	Pu 3+ 4+ 5+ 6+	Am 3+ 4+ 5+ 6+	Cm 3+	Bk 3+ 4+	Cf 3+	Es 3+	Fm 3+	Md 2+ 3+	No 2+ 3+	Lr 3+

*Grupo del Lantano ** Grupo del Actinio

Para asignar números de oxidación a cada elemento en un compuesto, se realiza el siguiente procedimiento:

- A) Se escribe la estructura de Lewis.
- B) Los electrones enlazantes se asignan al núcleo más electronegativo que participa en el enlace.
- C) Si se unen átomos de un mismo elemento, los electrones enlazantes se dividen equitativamente.
- D) Se cuentan los electrones asignados a cada átomo, N_{asig} .
- E) Ahora resta el N_{asig} al número de valencia del elemento, N_{val} .



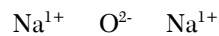
Ejemplos: 1) Na₂O

D) El oxígeno tiene asignados 8 e⁻ y el sodio tiene asignados cero e⁻

E) Procedemos a efectuar el paso E.

$$\text{Na } N_{\text{oxi}} = 1 - 0 = 1^+$$

$$\text{O } N_{\text{oxi}} = 6 - 8 = 2^-$$



Por último se realiza la suma de cargas para verificar que sea igual a cero. Recuerda que si se trata de un ión la suma de los números de oxidación debe ser

igual a su carga. Con ello comprobarás que los números de oxidación asignados son correctos

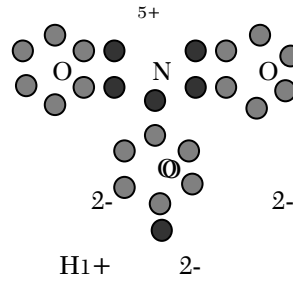
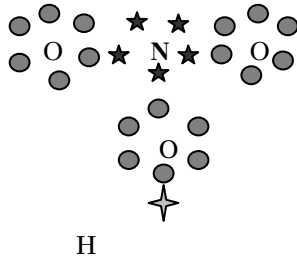
$$\begin{array}{r} \text{Na} = 1+ \text{ a) b)} \\ \text{Na} = 1+ \\ \text{O} = 2- \\ \hline \end{array}$$

0

2) HNO_3

a)

b)



c) El Oxígeno tiene asignados $8e^-$ e el Nitrógeno tiene asignados $2e^-$

d) Procedemos a realizar el paso 5.

$$\begin{array}{r} \text{N } N_{\text{oxi}} = 5 - 0 = 5+ \\ \text{O } N_{\text{oxi}} = 1 - 0 = 2- \\ \text{H } N_{\text{oxi}} = 1 - 0 = 1+ \end{array}$$

e) Suma de cargas

$$\begin{array}{r} \text{O} = 2- \\ \text{O} = 2- \\ \text{O} = 2- \\ \text{N} = 5+ \\ \text{H} = 1+ \\ \hline 0 \end{array}$$

Función química: Grupo de compuestos que tienen estructura molecular igual y propiedades semejantes.

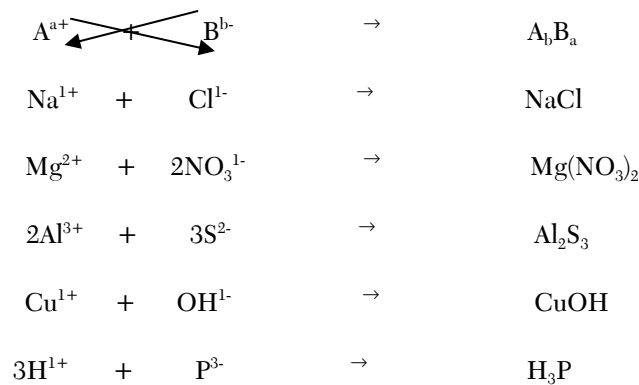
Grupo funcional: Es el grupo de átomos que representan a una función Química y determina sus propiedades.

Escritura de fórmulas

Para escribir una fórmula debes considerar que:

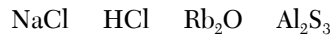
El símbolo del componente electropositivo se escribe al lado izquierdo y el electronegativo al lado derecho.

Los números de oxidación se intercambian con valores absolutos. Es decir, el número de oxidación del primero pasa a ser el subíndice del segundo y viceversa. Cuando sea posible se simplifican los subíndices y cuando tengan números de oxidación iguales, se omiten.



Por el número de elementos que forman los compuestos se clasifican en:

Binarios. Formados por dos elementos:



Terciarios. Formados por tres elementos:



Cuaternarios. Formados por cuatro elementos

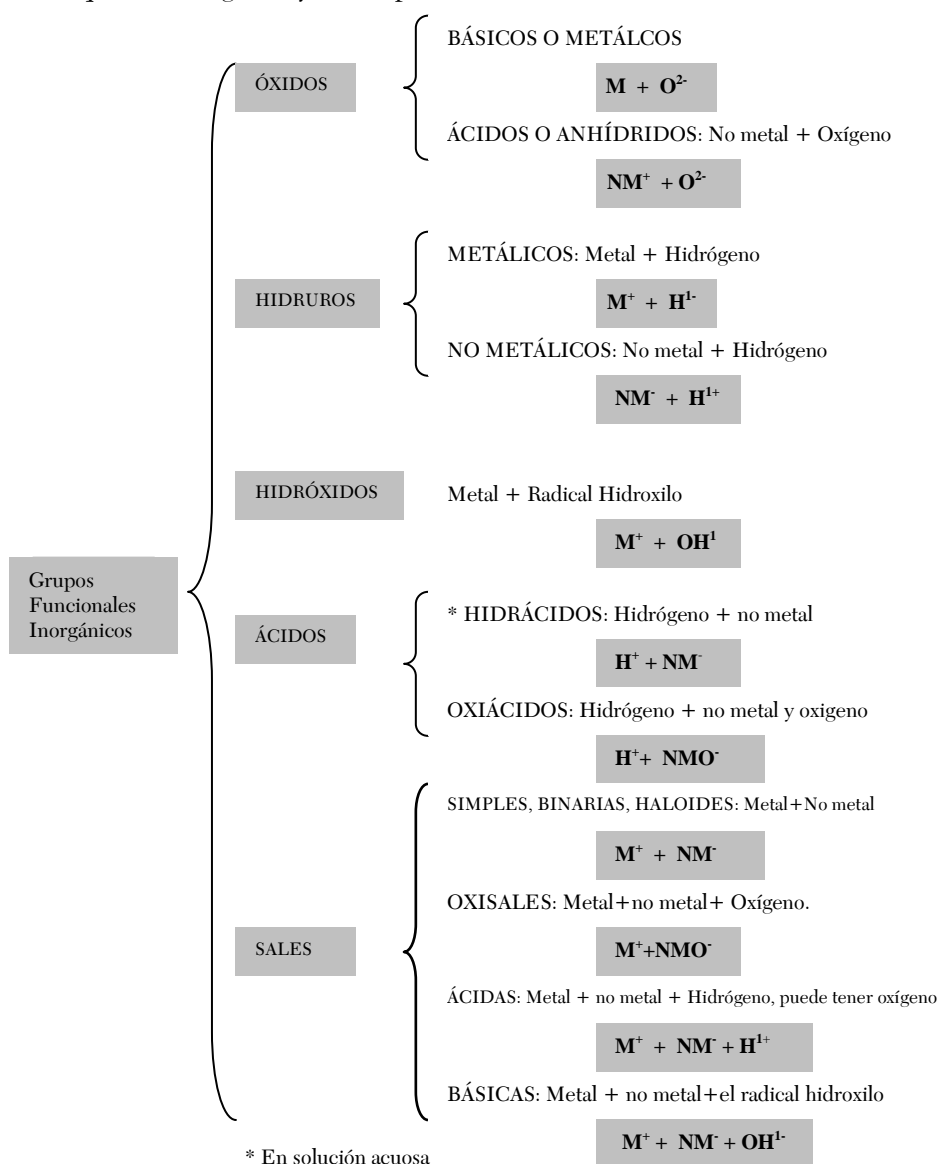


Para esta clasificación no se considera el número de átomos de cada elemento.

Por mucho tiempo los compuestos fueron nombrados de manera arbitraria, sin embargo, el gran número de especies químicas conocidas actualmente, hace necesario un sistema racional para nombrarlos. Por ello, aparecieron sistemas de nomenclatura como el Ginebra y el Stock, los cuales actualmente han sido reemplazados por el sistema propuesto por la U.I.Q.P.A. (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), la cual ha enunciado una serie de normas que periódicamente complementa, con la finalidad de tener un lenguaje general en cualquier país.

5.2 CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS POR SU FUNCIÓN QUÍMICA.

En el siguiente cuadro te presentamos los principales grupos funcionales de la química Inorgánica y su composición:



5.3 SISTEMAS DE NOMENCLATURA

SISTEMA DE NOMENCLATURA TRADICIONAL (GINEBRA)

Este sistema es el más antiguo y fue empleado por mucho tiempo, sin embargo ahora se recomienda no emplear, debido a su complejidad, ya que provoca confusiones cuando un elemento tiene más de dos valencias.

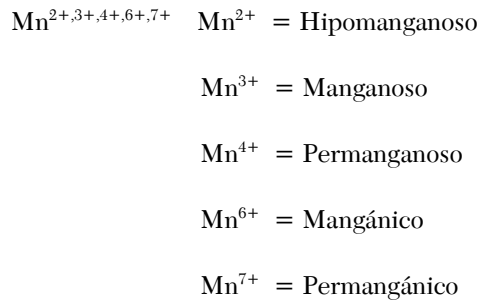
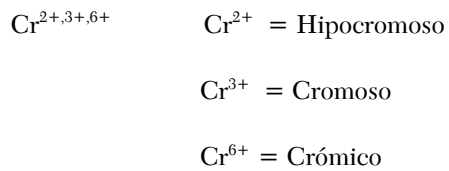
Asigna terminaciones y prefijos para los elementos que trabajan con dos o más números de valencia, en la siguiente forma.

2 valencias	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Menor, terminación } \mathbf{oso} \\ \text{Mayor, terminación } \mathbf{ico} \end{array} \right.$	3 valencias	$\left\{ \begin{array}{l} \mathbf{Hipo--oso} \\ -oso \\ --ico \end{array} \right.$

4 valencias	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Hipo—oso} \\ --oso \\ --ico \\ \text{per--ico} \end{array} \right.$	5 valencias	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Hipo—oso} \\ --oso \\ \text{per--oso} \\ --ico \end{array} \right.$

Ejemplos :

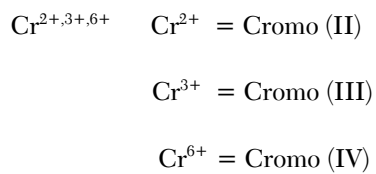
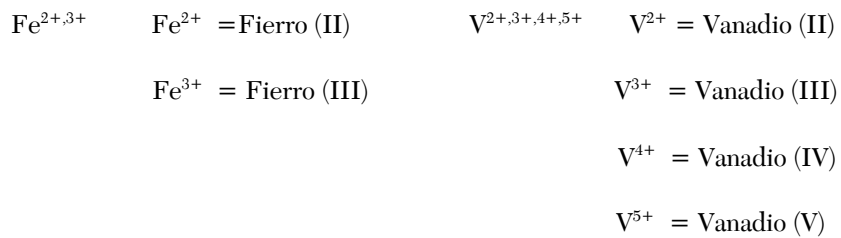
$\text{Fe}^{2+,3+}$	$\text{Fe}^{2+} = \text{Ferroso}$	$\text{V}^{2+,3+,4+,5+}$	$\text{V}^{2+} = \text{Hipovanadoso}$
	$\text{Fe}^{3+} = \text{Férrico}$		$\text{V}^{3+} = \text{Vanadoso}$
			$\text{V}^{4+} = \text{Vanádico}$
			$\text{V}^{5+} = \text{Pervanádico}$



Reglas de nomenclatura del sistema stock.

Este sistema se denomina así, en honor al químico alemán Alfred Stock (1876-1946). Consiste en colocar la valencia del elemento, con número romano después del nombre del mismo.

Ejemplos:



$\text{Mn}^{2+,3+,4+,6+,7+}$ Mn^{2+} = Manganeso (II)

Mn^{3+} = Manganeso (III)

Mn^{4+} = Manganeso

Mn^{6+} = Manganeso (VI)

Mn^{7+} = Manganeso (VII)

Reglas de nomenclatura del sistema ewens-basett.

Es un sistema poco empleado, consiste en indicar la carga del ión entre paréntesis y con número arábigo.

Ejemplos:

$\text{Fe}^{2+,3+}$ Fe^{2+} = Fierro (2+)

Fe^{3+} = Fierro (3+)

$\text{V}^{2+,3+,4+,5+}$ V^{2+} = vanadio (2+)

V^{3+} = Vanadio(3+)

V^{4+} = Vanadio (4+)

V^{5+} = Vanadio (5+)

$\text{Cr}^{2+,3+,6+}$ Cr^{2+} = Cromo (2+)

Cr^{3+} = Cromo (3+)

Cr^{6+} = Cromo (6+)

$\text{Mn}^{2+,3+,4+,6+,7+}$,

Mn^{2+} = Manganeso (2+)

Mn^{3+} = Manganeso (3+)

Mn^{4+} = Manganeso (4+)

Mn^{6+} = Manganeso (6+)

Mn^{7+} = Manganeso (7+)

Sistema de nomenclatura U.I.Q.P.A. (1921)

Emplea prefijos griegos para indica el número de átomos presentes. La letra a final del prefijo no se suprime.

El prefijo mono puede suprimirse, y algunos otros, siempre que ello no provoque ambigüedad.

Tabla 5.2 Prefijos numerales

1	Mono	7	hepta
2	di,	8	octa
3	tri,	9	nona, ó ene
4	tetra	10	deca
5	penta	11	undeca
6	hexa	12	dodeca

También permite el empleo de **hemi**, para la relación 2:1, y **sesqui** para la relación 2:3.

Para nombrar compuestos binarios, se nombra primero el elemento más electronegativo, tratado como un ión, después se escribe la preposición “**de**”, y al final el nombre del elemento menos electronegativo, tratado como un ión aunque no lo sea.

El sistema U.I.Q.P.A. es reconocido oficialmente a nivel internacional, sin embargo, esta unión reconoce el sistema Stock y permite el empleo del mismo. Nosotros emplearemos el sistema U.I.Q.P.A., pero daremos los nombres de todos los ejemplos en los tres sistemas, solo como referencia.

5.4 NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

ÓXIDOS BÁSICOS O METÁLICOS (O^{2-})

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un metal (M^+) con el oxígeno (O^{2-}).

METAL	+	OXIGENO	→	OXIDO BASICO
M^+	+	O^{2-}	→	MO
Ejemplos:				
$2Na^{1+}$	+	O^{2-}	→	Na_2O
Mg^{2+}	+	O^{2-}	→	MgO
$2Al^{3+}$	+	$3O^{2-}$	→	Al_2O_3

Recuerda, el símbolo del componente electropositivo se escribe al lado izquierdo y el electronegativo al lado derecho. Los números de oxidación se intercambian con valores absolutos. es decir, el número de oxidación del primero pasa a ser el subíndice del segundo y viceversa; por último en todos los compuestos la suma de cargas debe ser igual a cero, si esto no es así, la fórmula esta mal escrita.

Nomenclatura U.I.Q.P.A.

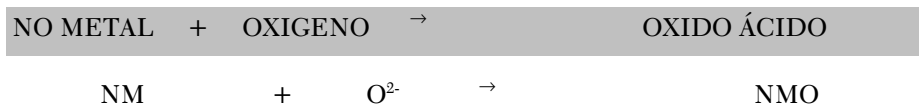
Se escribe la palabra **óxido** con su prefijo correspondiente, seguida de la preposición “de” y el nombre del metal con el prefijo apropiado. La U.I.Q.P.A. reconoce como válido el sistema stock para nombrar estos compuestos.

TABLA 5.3 NOMENCLATURA DE ÓXIDOS BÁSICOS

FORMULA	N. I.U.P.A.C	N. STOCK	TRADICIONAL
$^{1+}\text{K}_2\text{O}$	Óxido de potasio ó Hemióxido de Potasio	Óxido de potasio	Óxido de potasio
^{2+}MgO	Óxido de magnesio	Óxido de magnesio	Óxido de magnesio
$^{3+}\text{Al}_2\text{O}_3$	Trióxido de aluminio o sesquióxido de aluminio	Óxido de aluminio.	Óxido de aluminio
$^{2,3+}\text{FeO}$	Monóxido de fierro	Óxido de fierro (II)	Óxido ferroso
$^{2,3+}\text{Fe}_2\text{O}_3$	Trióxido de difierro ó sesquióxido de fierro	Óxido de fierro (III)	Óxido férrico
^{2+}ZnO	Óxido de zinc.	Óxido de Zinc	Óxido de Zinc
$^{2,3,4+}\text{TiO}_2$	Dióxido de titanio	Óxido de titánio (IV)	Óxido titánico
$^{1+}\text{Na}_2\text{O}$	Óxido de sodio	Óxido de sodio	Óxido de sodio
$^{1,3+}\text{Au}_2\text{O}_3$	Trióxido de dioro ó Sesquióxido de oro	Óxido de oro (III)	Óxido aúrico
$^{2,3,4,6,7}\text{Mn}_2\text{O}_7$	Heptaóxido de dimanganeso	Óxido de manganeso (VII)	Óxido hipermangánico
$^{1,2+}\text{CuO}$	Monóxido de cobre	Óxido de cobre (II)	Óxido cúprico
$^{1,2+}\text{Cu}_2\text{O}$	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre (I)	Óxido cuproso
^{2+}CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio	Óxido de calcio

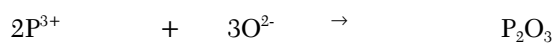
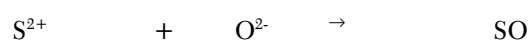
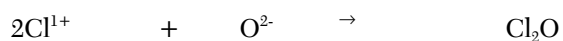
ÓXIDOS ÁCIDOS Ó ANHÍDRIDOS (O^{2-})

Son compuestos binarios formados por un no metal (NM^+) con el oxígeno (O^{2-}). Se obtienen al reaccionar un no metal con oxígeno, o bien al deshidratar totalmente los oxiácidos. Anhídrido significa sin agua.



Los no metales son menos electronegativos que el oxígeno (excepto el Flúor), por ello al unirse con él, lo hacen con número de oxidación positivo.

Ejemplos:



Nomenclatura U.I.Q.P.A.

Se escribe la palabra **óxido** con su prefijo correspondiente, seguida de la preposición “**de**” y el nombre del no metal con su prefijo. La nomenclatura tradicional para este grupo esta prohibida por la U.I.Q.P.A., pero aún es empleada.

Nota: En el sistema tradicional la palabra óxido cambia por anhídrido.

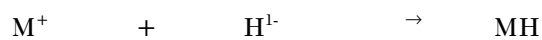
TABLA 5.4 NOMENCLATURA DE LOS ÓXIDOS ÁCIDOS

<i>FORMULA</i>	<i>N. U.I.Q.P.A.</i>	<i>N. STOCK</i>	<i>TRADICIONAL</i>
$^{1,2,3,4,5}N_2O_5$	Pentaóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)	Anhídrido pernítrico
$^{1,2,3,4,5}N_2O$	Monóxido de dinitrógeno ó hemióxido de nitrógeno	Óxido de Nitrógeno (I)	Anhídrido hiponitroso
$^{3,5}P_2O_3$	Trióxido de difósforo ó sesquióxido de fósforo	Óxido de fósforo (III)	Anhídrido fosforoso
$^{1,3,5,7}Cl_2O_7$	Heptaóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)	Anhídrido perclórico
$^{2,4,6}SO_3$	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Anhídrido sulfúrico
$^{1,3,5,7}Br_2O$	Monóxido de dibromo ó Hemióxido de bromo	Óxido de bromo (I)	Anhídrido hipobromoso
$^{2,4,6}SO_2$	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)	Anhídrido sulfuroso
$^{1,3,5,7}I_2O_3$	Trióxido de diyodo ó sesquióxido de Yodo.	Óxido de Yodo(III)	Anhídrido yodoso
$^{2,4}CO$	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)	Anhídrido carbonoso
$^{1,2,3,4,5}NO$	Monóxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (II)	Anhídrido hiponitroso

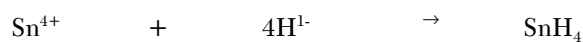
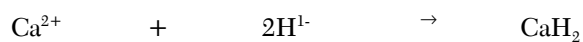
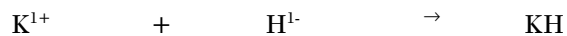
El Flúor no forma anhídridos ni oxiácidos

HIDRUROS METÁLICOS (H^{-1})

Compuestos binarios formados por un metal (M^{+}) más hidrógeno (H^{-1})



Ejemplos:



Nomenclatura U.I.Q.P.A.

Se escribe la palabra hidruro con su prefijo correspondiente, la preposición de y el nombre del metal. Cuando el metal solo tiene un número de oxidación se omite el prefijo. Para estos compuestos la U.I.Q.P.A. acepta como correcta la nomenclatura Stock.

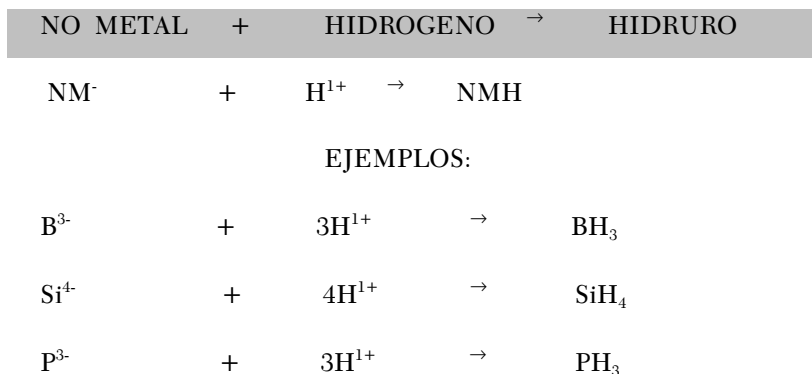
Es importante mencionar que los metales de transición no forman hidruros reales, debido a que el hidrógeno ocupa los espacios intermoleculares existentes en la red cristalina del metal, esto es el hidrógeno queda en el interior del cristal.

Tabla 5.5 Nomenclatura de hidruros metálicos

<i>FORMULA</i>	<i>N. U.I.Q.P.A.</i>	<i>N. STOCK</i>	<i>N TRADICIONAL</i>
${}^{1+}\text{KH}$	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio ó Hidruro potásico
${}^{2+}\text{MgH}_2$	Dihidruro de magnesio ó hidruro de magnesio	Hidruro de magnesio	Hidruro de magnesio Hidruro magnésico
${}^{3+}\text{AlH}_3$	Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio	Hidruro de aluminio ó Hidruro aluminico
${}^{2+}\text{CaH}_2$	Dihidruro de calcio ó Hidruro de calcio	Hidruro de calcio	Hidruro de calcio ó Hidruro calcico
${}^{2,4+}\text{PbH}_2$	Dihidruro de plomo	Hidruro de plomo (II)	Hidruro plumboso
${}^{2,4+}\text{PbH}_4$	Tetrahidruro de plomo	Hidruro de plomo (IV)	Hidruro plúmbico
${}^{1+}\text{NaH}$	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio ó Hidruro sódico

HIDRUROS NO METÁLICOS (H^{-})

Compuestos binarios formados por un no metal (NM) más hidrógeno (H^{1+}). Principalmente se componen con : O, N, P, Sb, C, Si y B.



Nomenclatura U.I.Q.P.A.

Se escribe la palabra **hidruro**, con el prefijo correspondiente, seguida de la preposición “**de**”, el nombre del no metal con prefijo si éste tiene dos o más números de oxidación. La U.I.Q.P.A. acepta los nombres triviales. Las fórmulas de estos compuestos son la excepción a la regla que indica, que el elemento electropositivo se escribe a la izquierda y el electronegativo a la derecha.

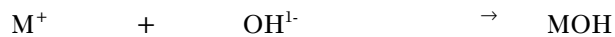
Tabla 5.6 Nomenclatura de hidruros no metálicos

<i>FORMULA</i>	<i>N. I.U.P.A.C</i>	<i>N. ESPECIALES.</i>
H₂O	Dihidruro de oxígeno	Agua
NH₃	Trihidruro de nitrógeno	Amoniacó
PH₃	Trihidruro de fósforo	Fosfina o fosfano
CH₄	Tetrahidruro de carbono	Metano
SiH₄	Tetrahidruro de silicio	Silano
BH₃	Trihidruro de boro	Borano
P₂H₄	Tetrahidruro de difósforo.	Difosfina o difosfano

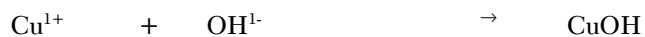
HIDRÓXIDOS O BASES OH^-

Compuestos terciarios que se obtienen al reaccionar un óxido metálico con agua; sin embargo, de manera convencional su ecuación se representa como la unión de un metal (M^+) con el grupo hidroxilo (OH^-).

METAL	+	HIDROXILO	→	HIDRÓXIDO
-------	---	-----------	---	-----------



Ejemplos:



Nomenclatura U.I.Q.P.A.

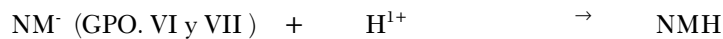
Se emplea la palabra genérica **Hidróxido** con el prefijo correspondiente seguida de la preposición “**de**” y el nombre del metal. Cuando el metal solo tiene un número de oxidación se omite el prefijo. También para este grupo de compuestos la U.I.Q.P.A. valida la nomenclatura Stock.

TABLA 5.7 NOMENCLATURA DE HIDRÓXIDO

FORMULA	N. U.I.Q.P.A.	N. STOCK	TRADICIONAL
$^{2,4+}\text{Sn}(\text{OH})_2$	Hidróxido de estaño	Hidróxido de estaño (II)	Hidróxido estannoso
$^{1+}\text{AgOH}$	Hidróxido de plata	Hidróxido de plata	Hidróxido de plata
$^{2+}\text{Zn}(\text{OH})_2$	Hidróxido de zinc	Hidróxido de zinc	Hidróxido de zinc
$^{2,4+}\text{Pb}(\text{OH})_4$	Tetrahidróxido de plomo	Hidróxido de plomo (IV)	Hidróxido plúmbico
$^{2+}\text{Ba}(\text{OH})_2$	Hidróxido de bario	Hidróxido de bario	Hidróxido de bario
$^{1+}\text{NaOH}$	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
$^{2+}\text{Mg}(\text{OH})_2$	Hidróxido de magnesio	Hidróxido de magnesio	Hidróxido de magnesio
$^{3+}\text{Al}(\text{OH})_3$	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
$^{1,3+}\text{AuOH}$	Monohidróxido de oro	Hidróxido de oro (I)	Hidróxido auroso

HIDRÁCIDOS H^{1+}

Son compuestos binarios formados por un no metal (NM^{\cdot}) de los grupos VIA y VIIA con el hidrógeno (H^{1+}). En solución acuosa contienen iones (H^{1+}) es decir, tienen carácter ácido.



Ejemplos:



Nomenclatura U.I.Q.P.A.

Estos compuestos hidrogenados reciben nombres diferentes en estado puro o en solución acuosa. En estado puro se designan escribiendo el nombre del no metal con la terminación URO, seguida de la preposición “de” y la palabra hidrógeno. En solución acuosa se nombran escribiendo la palabra ácido y el nombre del **no metal** con la terminación **hídrico**.

TABLA 5.8 NOMENCLATURA DE HIDRÁCIDOS

FORMULA	N. COMPUESTO PURO	N. SOLUCIÓN ACUOSA
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodihídrico
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
H₂S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
HAt	Astato de hidrógeno	Ácido astathídrico
H₂Se	Selenuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
H₂Te	Teluro de dihidrógeno	Ácido telurhídrico

OXIÁCIDOS

Son compuestos terciarios formados por hidrógeno (H^{1+}), un radical negativo (NMO^-). Se obtienen al hacer reaccionar al agua con los óxidos ácidos.

HIDRÓGENO + RADICAL NEGATIVO → OXIÁCIDO



Ejemplos:



Nomenclatura U.I.Q.P.A.

Se escribe el prefijo que indica el número de oxígenos, seguido del prefijo oxo que indica la presencia de oxígeno; a continuación el nombre del elemento central con terminación ato y el número de oxidación del átomo central por medio del método stock, finalmente se escribe “de hidrógeno”.

No se emplean los prefijos hipo, meta, orto, y di. La U.I.Q.P.A. admite algunos nombres tradicionales. Así mismo acepta que este grupo de compuestos se designen, indicando primero el nombre del radical negativo, seguido de las palabras “de hidrógeno”.

En la nomenclatura Sistemática y funcional se escribe la palabra ácido, seguida del prefijo que indica cuántos oxígenos están presentes, el prefijo oxo, el nombre del no metal con terminación ico y su número de oxidación entre paréntesis y con romano.

En el Sistema tradicional se nombran escribiendo la palabra ácido seguida del nombre del radical negativo cambiando la terminación ato por ico e ito por oso.

Nota: Para nombrar estos compuestos consulta la tabla de radicales negativos que se encuentra en la primera unidad.

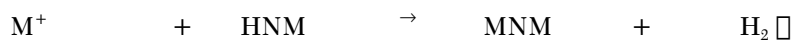
TABLA 5.9 NOMENCLATURA DE OXIÁCIDOS

FORMULA	N. U.I.Q.P.A.C	SISTEMÁTICA Y FUNCIONAL	TRADICIONAL
H₂SO₃	Trioxosulfato (IV) de hidrógeno * sulfito de hidrógeno	Ácido trioxosulfúrico (IV)	*Ácido sulfuroso
HNO₂	Dioxonitrato (III) de hidrógeno *Nitrito de hidrógeno	Ácido dioxonítrico (III)	*Ácido nitroso
H₃PO₄	Tetraoxofosfato (V) de hidrógeno * Fosfato de hidrógeno	Ácido tetraoxofosfórico (V)	*Ácido fosfórico ó ácido ortofosfórico
HMnO₄	Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno *Permanganato de hidrógeno	Ácido tetraoxomangánico (VII)	*Ácido permangánico
H₂CO₃	Trióxocarbonato (IV) de hidrógeno * Carbonato de hidrógeno	Ácido trióxocarbónico (IV)	*Ácido carbónico
HClO	Oxoclorato (I) de hidrógeno *Hipoclorito de hidrógeno	Ácido oxoclorico (I)	*Ácido hipocloroso
HClO₃	Trioxoclorato (V) de hidrógeno *Clorato de hidrógeno	Ácido trioxoclorico (V)	*Ácido clórico
HClO₄	Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno *Perclorato de hidrógeno	Ácido tetraoxoclorico (VII)	*Ácido perclórico

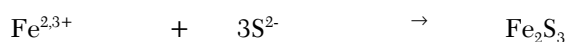
TODOS LOS NOMBRES CON (*), SON RECONOCIDOS POR LA U.I.Q.P.A.

SALES BINARIAS O NEUTRAS.

Compuestos binarios formados por un metal (M^+) y un no metal (NM^-). Se obtienen como producto de la reacción entre un hidróxido y un hidrácido. También se obtienen al sustituir los iones H^+ de un ácido por un metal (M^+). O bien se forman al unir directamente un metal (M^+) y un no metal (NM^-).



EJEMPLOS:



Nomenclatura U.I.Q.P.A.

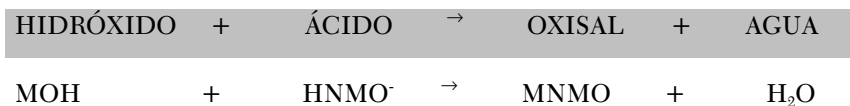
Se escribe el nombre del no metal con terminación **URO**, anteponiendo el prefijo correspondiente, seguido del nombre del metal.

TABLA 5.10 NOMENCLATURA DE SALES BINARIAS

<i>FORMULA</i>	<i>N. U.I.Q.P.A.</i>	<i>STOCK</i>	<i>TRADICIONAL</i>
$^{1,2+}\text{CuCl}$	Monocloruro de cobre	Cloruro de cobre (I)	Cloruro cuproso
$^{2,3+}\text{Fe}_2\text{S}_3$	Trisulfuro de dihierro	Sulfuro de hierro (III)	Sulfuro cúprico
$^{2+}\text{CaF}_2$	Difluoruro de calcio	Fluoruro de calcio	Fluoruro de calcio
^{1+}NaI	Yoduro de sodio	Yoduro de sodio	Yoduro de sodio
$^{2+}\text{MgSe}$	Monoselenuro de magnesio	Selenuro de magnesio	Selenuro de magnesio
$^{2+}\text{CaF}_2$	Difluoruro de calcio	Fluoruro de calcio	Fluoruro de calcio
KI	Yoduro de potasio	Yoduro de potasio	Yoduro de potasio
$^{2,3,6+}\text{Cr}_2\text{S}_6$	Hexasulfuro de dicromo	Sulfuro de cromo (VI)	Sulfuro cúprico
$^{1+}\text{AgBr}$	Bromuro de plata	Bromuro de plata	Bromuro de plata

OXISALES

Compuestos terciarios formados por un metal (M^+) y un radical negativo (no metal y oxígeno). Se obtienen cuando los hidrógenos de un oxiácido son substituidos por un metal. También se obtienen al neutralizar una base y un ácido.



EJEMPLOS:



Nomenclatura U.I.Q.P.A.

La U.I.Q.P.A. reconoce como válido el sistema Stock el cual nombra primero el radical negativo, después la preposición “de” y el nombre del metal, cuando éste tenga dos o más números de oxidación se debe indicar entre paréntesis y con número romano.

Otra forma de nombrarlos es escribiendo el prefijo que indica el número de oxígenos presentes, después la preposición oxo, seguido del nombre del no metal con terminación ato y entre paréntesis su número de oxidación (stock), la preposición “de” y el nombre del metal. La U.I.Q.P.A. reconoce como válida la nomenclatura stock.

Tabla 5.11 Nomenclatura de oxisale

FORMULA	N. I.U.P.A.C	N. STOCK	N. TRADICIONAL
CaCO₃	Trioxocarbonato (IV) de calcio	*Carbonato de calcio	Carbonato de calcio
NaClO	Monoxoclorato (I) de sodio	*Hipoclorito de sodio	Hipoclorito de sodio
CuCrO₄	Tetraoxocromato (VI) de cobre(VI)	*Cromato de cobre (II)	Cromato cúprico
MgSO₃	Trioxosulfato ((IV) de magnesio	* Sulfito de magnesio	Sulfito de magnesio
KNO₃	Trioxonitrato (V) de potasio	* Nitrato de potasio	Nitrato de potasio
Pb(NO₂)₄	Dióxonitrato (III) de plomo (IV)	* Nitrito de plomo (IV)	Nitrito plúmbico
LiMnO₄	Tetraoxomanganato (VII) de litio	* Permanganato de litio	Permanganato de litio
Hg(ClO)₂	Monoxoclorato (I) de mercurio (II)	* Hipoclorito de mercurio(II)	Hipoclorito mercurioso
FePO₄	Tetraoxofosfato (V) de fierro (III)	*Fosfato de fierro (III)	Fosfato férrico
NiSO₄	Tetraoxosulfato (VI) de níquel (II)	* Sulfato de níquel (II)	Sulfato níqueloso

Nota: Se acostumbra la nomenclatura stock (), debido a que es más sencilla.*

RESUMEN

Los compuestos inorgánicos se clasifican por su composición en: óxidos, hidruros, hidróxidos, ácidos y sales, aunque existen otros pequeños grupos como los peróxidos y las sales ácidas.

Para poder nombrarlos requerimos de un sistema de nomenclatura, nosotros emplearemos el U.I.Q.P.A. ó bien algún otro reconocido por esta institución. Retomamos este sistema por ser el más exacto.

Para nombrar correctamente los compuestos y escribir bien sus fórmulas es necesario considerar los conceptos de:

Electronegatividad: Se define como la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones cuando forma parte de un enlace químico.

Número de oxidación: Concepto teórico que agrupa a la valencia iónica y a la covalente. Es igual al número de electrones perdidos o ganados, total o parcialmente, por el elemento al formar un compuesto. Si todos los enlaces en el compuesto fueran iónicos, el número de oxidación sería igual a la carga del átomo. El número de oxidación representa la carga aparente de un átomo en la molécula

Valencia: Es una medida de la capacidad de combinación que tiene el átomo de un elemento, es decir de unirse a otros átomos. Se toma como referencia el átomo de Hidrógeno, al que se le asigna una valencia de uno.

Puede definirse también como: El número de átomos de Hidrógeno que se combinan con un átomo de ese elemento. ó como el número de enlaces que un átomo forma con otros al combinarse.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

- Escribe las fórmulas de todos los óxidos básicos que se pueden formar con los metales alcalinos y alcalinotérreos.
- Investiga las propiedades y usos de los hidróxidos de sodio, calcio, magnesio y potasio.
- Apoyándote en la tabla de radicales, escribe la fórmula de 10 oxiácidos.
- Enlista 10 productos químicos inorgánicos que contengan los limpiadores, jabones, shampoo, cremas y otras sustancias que empleas en tu casa.

EVALUACIÓN

Lee atentamente cada planteamiento y contesta correctamente.

¿Cuántos iones sodio serán necesarios para neutralizar la carga del ión sulfuro?

¿Cuántos iones cloruro serán necesarios para neutralizar un ión aluminio?

¿Cuántos iones sulfato se requieren para neutralizar el ión cromo $6+$?

¿En qué proporción se tendrán que unir el ión calcio y el ión cobre $I+$?

Escriba las fórmulas y los nombres de los iones de los metales alcalinotérreos.

Escriba las fórmulas y los nombres de los iones de los halógenos.

¿Cuál es el número de oxidación del oxígeno en los peróxidos?

¿Cuál es el número de oxidación de cualquier elemento en estado libre?

¿Con qué número de oxidación trabaja el hidrógeno en los hidruros?

El número de oxidación del hidrógeno en los hidrácidos es.

La suma algebraica de todos los números de oxidación de los átomos en un compuesto es igual a.

¿Cuál es el número de oxidación del oxígeno en los óxidos básicos?

¿Qué genera la unión de un óxido básico con agua?

¿Qué produce la unión de un no metal con oxígeno?

¿Qué produce la combinación de un metal e hidrógeno?

El producto de la unión de un metal y un no metal forma

Identifica la función de los siguientes compuestos.

HCl _____ HNO₃ _____
 MgS _____ Al(OH)₃ _____
 Cu₂O _____ Pb(NO₂)₂ _____
 NaH _____ AuCl₃ _____
 SO₃ _____ HClO _____
 H₂S _____ Cr₂O₃ _____

Completa la siguiente tabla, escribiendo la fórmula y el nombre de cada compuesto. Guíate por el ejemplo. Recuerda que debes emplear las reglas de nomenclatura de la U.I.Q.P.A. u otra reconocida por esta institución.

Aniones Cationes	CO ₃ ²⁻	OH ⁻	Br ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻
H ¹⁺					
Fe ³⁺		Fe(OH) ₃ Trihidróxido de hierro			
Mg ²⁺					
Na ¹⁺					
Ni ^{2,3+}					
Hg ^{1,2+}					
Cr ^{2,3,6+}					
Ag ¹⁺					

Nota: para los elementos que tienen dos o más números de oxidación, emplea el que está encerrado en un círculo

Escribe la fórmula de los siguientes compuestos.

Sulfuro de aluminio	Hemioxido de cobre
Sesquioxido de níquel	Clorito de hierro (III)
Sulfito de hidrógeno	Sulfato de potasio
Ácido clorhídrico	Hidruro de calcio
Trihidruro de fósforo	Nitrato de calcio
Dihidruro de plomo	Dióxido de azufre
Ácido nitroso	Tricloruro de níquel
Hidróxido de potasio	Hidróxido de zinc
Clorato de hidrógeno	Dióxido de plomo
Óxido de rubidio	Bromuro de hidrógeno

Determine la carga de los elementos que forman los siguientes compuestos.

Hg_2O	CuClO_4
BaO	Mn_2O_6
AgOH	N_2O_5
H_2SO_4	Mn_2O_7
HClO_3	H_2S
FeSe	Na_2O
CaH_3	HClO
HNO_3	MnF_2

Clasifica y nombra los siguientes compuestos

Compuesto	clasificación	nombre
KClO₂		
HCl		
CO₂		
CaO		
H₃BO₃		
NaCl		
Al₂(MnO₄)₃		
Au(OH)₃		
ZnS		
Hg₂O		
Fe₂S₃		
I₂O		
H₂O		
CuBr		



UNIDAD 6

REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Identificar los tipos de reacciones químicas inorgánicas que existen.
- Leer y escribir correctamente las ecuaciones químicas.
- Interpretar el significado de una reacción química como un proceso de transformación de la materia

6.1 CONCEPTOS BÁSICOS DE REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.



Fig. 6.1 Ejemplos de cambios químicos, Cerillo, Phillips, p. 192. Madera ardiendo. Alexander; p. 47. Planta. Alexander; p. 330

¿Qué has observado cuando la madera se quema, un cerillo es frotado en una superficie o cuando las plantas crecen? ¿Observaste algún cambio?

Sí, efectivamente, se presentan cambios. Al hombre desde tiempos inmemoriales le han llamado la atención estos cambios, se ha interesado por conocerlos; y la razón es muy sencilla, una vez conocidos se pueden controlar para beneficio del mismo hombre.

En esta unidad comprenderás la importancia que tienen los fenómenos que modifican la naturaleza interna de las sustancias y su relación con nuestra vida cotidiana.

Concepto de reacción y ecuación química.

En la unidad uno vimos que la materia sufre cambios que pueden ser físicos, químicos o nucleares. También que cuando las sustancias sufren cambios químicos dan origen a nuevas sustancias con propiedades distintas a las iniciales.

Los cambios químicos que experimentan las sustancias al combinarse reciben el nombre de **reacciones químicas**.

En muchas reacciones químicas se pueden observar las transformaciones; las evidencias pueden ser: un cambio de color, un precipitado, la producción de un gas o calor (figura 6.2).



Fig. 6.2 Formación de óxido de hierro, como un ejemplo de reacción química. El óxido se forma al combinarse el oxígeno del aire con el metal de los automóviles. Phillips, p. 20.

En la naturaleza, la velocidad con la que se llevan a cabo las reacciones químicas es variable. Algunas transformaciones son muy lentas como la oxidación de los metales (figura. 6.2); otras muy rápidas como la explosión de nitroglicerina como se muestra en la figura 6.3.

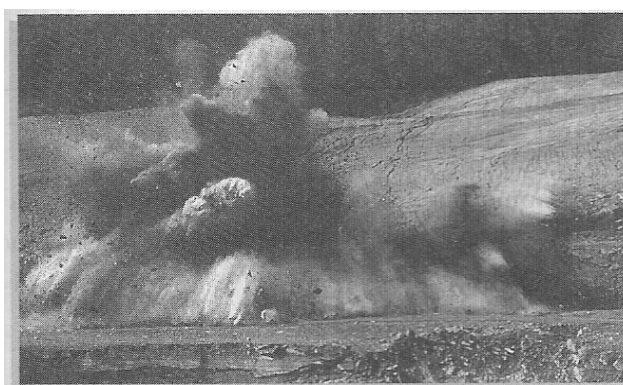
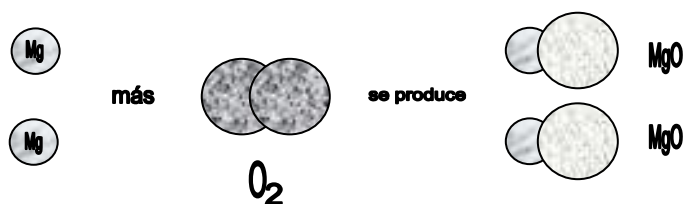


Fig. 6.3 Explosión de nitroglicerina. La reacción química que da lugar a la explosión se efectúa con un gran desprendimiento de energía en forma de calor y de productos gaseosos: CO_2 , N_2 , O_2 y vapor de agua. Phillips, p. 42.

¿Cómo se efectúa una reacción química? Al combinarse las sustancias ocurren rompimientos de los enlaces que mantienen unidos a los átomos que las conforman; de tal manera, que estos átomos se reorganizan mediante nuevos enlaces entre ellos, dando lugar así a nuevas sustancias.

Para expresar lo que sucede en una transformación química, consideremos lo que pasa en la combustión de un alambre de magnesio (Mg); se produce el desprendimiento de una luz blanca y calor, formando un polvo blanco identificado como óxido de magnesio (MgO):



Magnesio más oxígeno se produce óxido de magnesio.

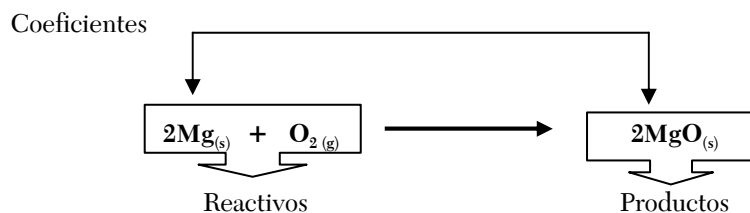
Como puedes observar la proporción en la que reacciona el magnesio con el oxígeno es de dos átomos de Mg por una molécula de O_2 .

¿Cómo representarías la reacción entre el magnesio y el oxígeno del ejemplo anterior?

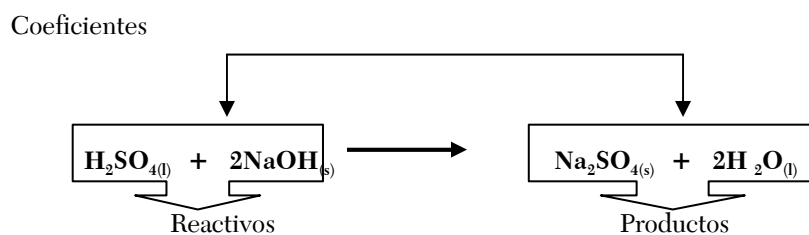
¡Acertaste!

La forma gráfica de representar una reacción química es por medio de una **ecuación química**.

Una ecuación química utiliza los símbolos de los elementos químicos, las fórmulas de las sustancias participantes y ciertos signos convencionales para representar una reacción. Veamos la estructura de la ecuación química que representa la transformación química entre el magnesio y el oxígeno:



Otro ejemplo lo tenemos en la reacción entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio, su combinación produce sulfato de sodio y agua.



La descripción de la estructura de una ecuación química se detalla a continuación:

Reactivos o reactantes. Son las sustancias que se combinan.

Productos. Son las sustancias que se producen al efectuarse la reacción.

La **flecha** se puede interpretar como: produce, origina o da lugar; la dirección de la flecha señala claramente los productos.

El **signo (+)** se utiliza para separar las sustancias participantes, tanto reactivos como productos.

Letra minúscula entre paréntesis. Esta letra se coloca al lado derecho del elemento o de la fórmula como subíndice; indica el estado de agregación de las sustancias participantes, o bien si es una solución acuosa (ac).

Coefficientes. Son los números que se colocan al lado izquierdo del símbolo del elemento o fórmula respectiva; estos números son muy importantes dado que son el resultado del balanceo de la ecuación química.

Otros términos o símbolos convencionales. En la siguiente tabla 6.1 se presentan algunos de los términos o símbolos que también son de uso común en las ecuaciones.

Tabla 6.1 Términos y símbolos de uso común en las ecuaciones químicas

TÉRMINO O SÍMBOLO	SIGNIFICADO	EJEMPLO
\rightleftharpoons	Reacción reversible	$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$
\uparrow	Indica la formación de un gas.	$Mg_{(s)} + H_2SO_{4(l)} \longrightarrow MgSO_{4(s)} + H_2\uparrow$
\downarrow	Indica la formación de un precipitado.	$Zn + CuSO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + Cu\downarrow$
Δ	Se utiliza la letra delta cuando la reacción necesita calor para llevarse a cabo.	$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_2\uparrow$
Pt, luz solar, clorofila, enzima, etc.	Son elementos o sustancias llamadas catalizadores que son necesarios para que la reacción se efectúe.	$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{Pt} 2H_2O_{(l)}$ $6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} \xrightarrow[\text{clorofila}]{\text{luz solar}} C_6H_{12}O_{6(s)} + 6O_{2(g)}$

6.2 BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS.

Como en las matemáticas, una ecuación química representa una igualdad; por lo que, el número de átomos del lado de los reactivos debe ser igual al número de átomos del lado de los productos. Como los átomos tienen masa, entonces la masa total de las sustancias reactivas es igual a la masa total de los productos. Cuando en la ecuación se cumple esta condición, se cumple también la Ley de la Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier:

“La masa no se crea ni se destruye, solo se transforma”

El cumplimiento de la Ley de Lavoisier implica el balanceo de la ecuación:

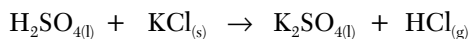
Balancear una ecuación es buscar la igualdad entre los átomos de ambos miembros de la ecuación mediante el empleo de coeficientes numéricos.

Existen varios métodos para balancear ecuaciones químicas, como el algebraico, el de óxido-reducción, ión-electrón y el método por tanteo. El balanceo por tanteo, también llamado de inspección o de prueba y error se utiliza para balancear ecuaciones químicas sencillas.

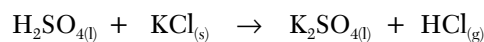
Balanceo de ecuaciones por el método de tanteo.

En este método no se requiere hacer ningún cálculo matemático, prácticamente es un conteo de los átomos de cada elemento en uno y otro lado de la ecuación; sin embargo, se siguen algunas reglas que facilitan el balanceo de la ecuación. Utilicemos la reacción del ácido sulfúrico (H_2SO_4) con el cloruro de potasio (KCl) para explicar este método.

Se revisa que los elementos o las fórmulas estén correctamente escritas.

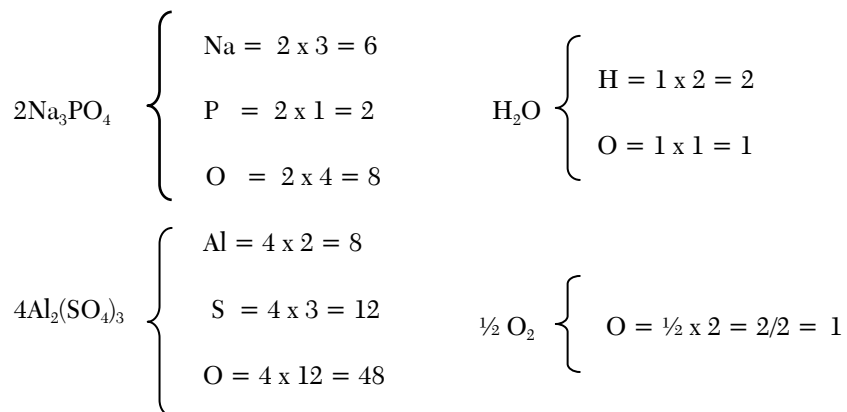


Se compara la cantidad de átomos de cada uno de los elementos en ambos miembros, comenzando por el primer elemento de la izquierda, o bien por el compuesto más complejo; se recomienda escribir abajo de la flecha los elementos en forma de lista preferentemente en el siguiente orden: metales, no metales y al final hidrógeno y oxígeno como se muestra en el ejemplo, con la finalidad de ir probando coeficientes hasta lograr el balanceo de la ecuación:



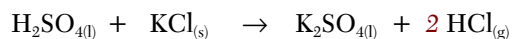
___ K ___
 ___ S ___
 ___ Cl ___
 ___ H ___
 ___ O ___

Cuando se ha comparado el número de átomos en ambos lados de la ecuación se buscan los coeficientes, si son necesarios⁸, y se escriben en el miembro de la ecuación donde se encuentre en menor proporción el átomo comparado. Los coeficientes son números enteros pequeños (algunos son fraccionarios como $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{5}$, etc.), que cuando se escriben al lado de la fórmula del compuesto alteran las cantidades de cada uno de los átomos que lo forman. *Si no se coloca ningún número antes de la fórmula, se considera que el coeficiente es 1.* Veamos algunos ejemplos:



⁸ Existen ecuaciones, que tal como están escritas se encuentran balanceadas y ya no es necesario buscar otro coeficiente numérico; se comprueba la igualdad haciendo un conteo comparativo del número de átomos en ambos miembros de la ecuación.

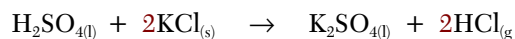
En nuestra ecuación, observamos que hay dos hidrógenos en el primer miembro y uno en el segundo; el coeficiente en este caso es un dos que multiplicado por el subíndice del hidrógeno nos da la igualdad para este átomo.



___ K ___
 ___ S ___
 ___ Cl ___
 2 ___ H ___ 2
 ___ O ___

Para balancear no se deben cambiar los subíndices, si se hace, alteramos la composición química del compuesto, tan solo se cambian los coeficientes hasta encontrar los adecuados para lograr la igualdad de la ecuación.

Se verifica el balanceo de la ecuación contando nuevamente los átomos en los dos miembros de la ecuación. En el ejemplo del ácido sulfúrico y el cloruro de potasio, el resultado del conteo se va escribiendo a los lados de los elementos que están colocados debajo de la flecha.



Reactivos

Productos

2 — K — 2

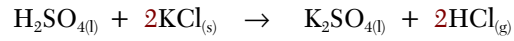
1 — S — 1

2 — Cl — 2

2 — H — 2

4 — O — 4

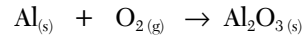
Se dice que la ecuación esta balanceada cuando se establece la misma cantidad de materia en el primero y segundo miembro; nuestro ejemplo queda de la siguiente forma:



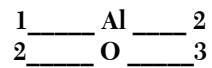
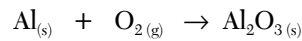
Para una mejor comprensión de la aplicación de las reglas de balanceo por tanteo de las ecuaciones químicas, a continuación se desarrollan una serie de ejercicios.

a) Aluminio más oxígeno produce óxido de aluminio.

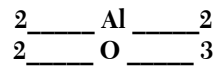
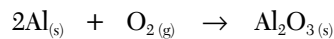
Escribimos la reacción revisando que los símbolos de los elementos y las fórmulas sean los correctos.



Se escriben los elementos siguiendo un orden abajo de la flecha y se hace un conteo comparativo de los átomos de los reactivos y los productos: la ecuación no esta balanceada.

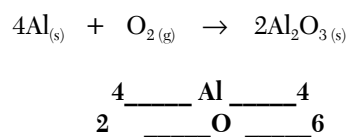


En este ejemplo se considera el compuesto más complejo (Al_2O_3); son dos los aluminios, por lo tanto se coloca un 2 como coeficiente del aluminio del primer miembro:

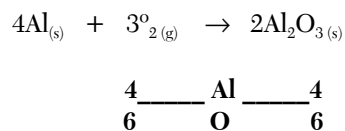


Queda balanceado el aluminio; pero al querer igualar el número de oxígenos no se encuentra el coeficiente adecuado; sin embargo, si probamos con

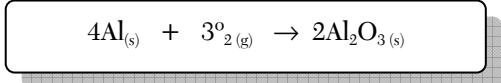
un 2 como coeficiente del Al_2O_3 , entonces se antepone un 4 al aluminio del primer miembro, quedando la ecuación de la siguiente forma:



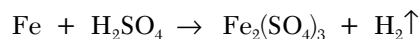
Tan solo falta buscar un coeficiente que multiplicado por el subíndice del oxígeno del primer miembro de como resultado un seis, el número encontrado es tres. Finalmente se verifica el conteo de los átomos, obteniéndose:



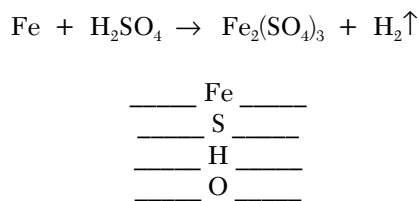
La ecuación balanceada queda de la siguiente manera:



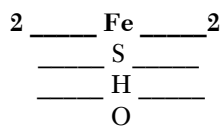
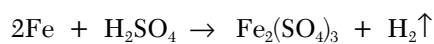
b) Hierro más ácido sulfúrico produce sulfato de hierro (III) más hidrógeno.



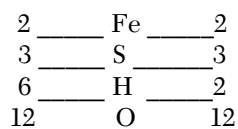
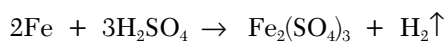
Una vez revisada la escritura de los símbolos de los elementos y las fórmulas, se escriben los elementos siguiendo un orden abajo de la flecha.



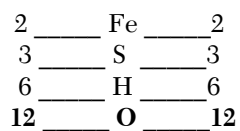
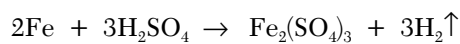
Examinando la ecuación encontramos un hierro en el miembro izquierdo y dos en el derecho, por lo que tentaremos que sucede si para balancearlos le ponemos el coeficiente 2 al hierro del lado izquierdo.



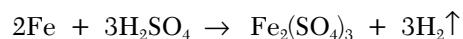
En el miembro derecho hay 3 átomos de azufre y en el lado izquierdo uno, para balancearlos le anteponeamos un 3 a la molécula del H_2SO_4 , lo que da:



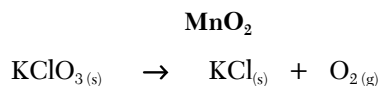
Ahora hay seis hidrógenos en el lado izquierdo y dos en el derecho, si multiplicamos por tres la molécula del H_2 del miembro derecho quedarían balanceados los hidrógenos de ambos lados. Por último, se cuentan todos los átomos que participan en la reacción para asegurarnos que la ecuación está balanceada:



La ecuación balanceada queda de la siguiente manera:

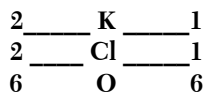
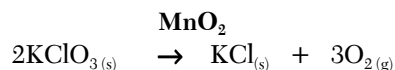


c) Clorato de potasio produce cloruro de potasio más oxígeno (como catalizador se utiliza el dióxido de manganeso).

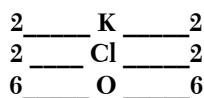
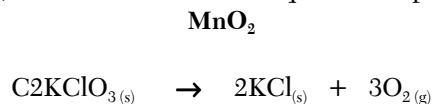


Se revisa que estén correctamente escritos los símbolos de los elementos y las fórmulas.

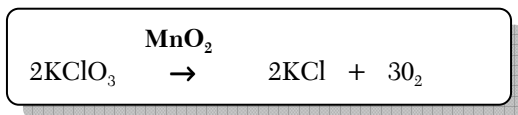
Iniciamos el proceso de balanceo con la molécula de clorato de potasio, KClO_3 ; esta molécula tiene tres átomos de oxígeno, mientras que se tienen dos oxígenos en el lado derecho. Para lograr la igualdad, se prueban coeficientes, encontrándose los coeficientes 2 y 3, mismos que se anteponen al clorato de potasio y al oxígeno de miembro derecho respectivamente:



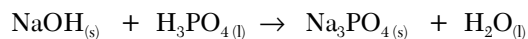
Falta balancear el número de potasios y cloros, por lo que se busca el coeficiente adecuado; en este caso es un dos que se antepone al KCl , quedando así:



Ecuación balanceada:

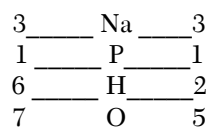
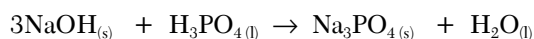


d) Hidróxido de sodio más ácido fosfórico produce fosfato de sodio más agua.

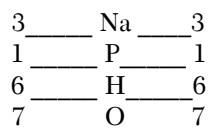
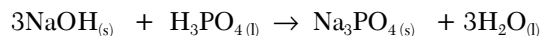


Se revisa en la ecuación la escritura de los símbolos de elementos y fórmulas.

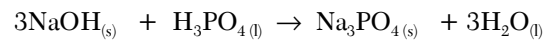
Examinando la reacción, parece conveniente iniciar el balanceo con el fosfato de sodio, Na_3PO_4 ; como hay tres átomos de Na en esta molécula se multiplica entonces por tres la molécula de NaOH, así tendremos el mismo número de sodios y fósforos en los dos lados de la ecuación:



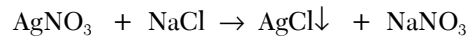
Buscaremos ahora un coeficiente numérico que iguale los átomos de hidrógeno y oxígeno de ambos lados. Como son seis los hidrógenos del lado izquierdo, probemos escribiendo un coeficiente tres a la molécula de agua; al hacer esto, los oxígenos también se balancean:



Ecuación balanceada:

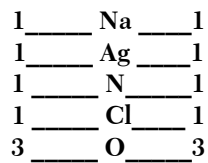
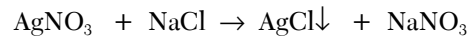


e) Nitrato de plata más cloruro de sodio produce cloruro de plata más nitrato de sodio.

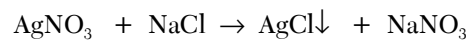


Se revisa si los símbolos de los elementos y las fórmulas están escritas correctamente.

Una vez revisada la escritura de las fórmulas, se hace un conteo de los átomos en ambos lados de la ecuación. Podemos observar que la ecuación está balanceada y no es necesario buscar otros coeficientes numéricos.



Ecuación balanceada:



6.3 CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS.

Cuando se efectúa una reacción química se presentan cambios en la composición y estructura de las sustancias reaccionantes.

Pero ¿cómo predecir la forma de reaccionar de dos o más sustancias entre sí o bien lo que sucede a un reactante cuando se le aplica calor o se le adiciona algún catalizador?

Para dar respuesta a esta interrogante los químicos se han auxiliado del conocimiento que tienen de las propiedades de los elementos y los compuestos y las ecuaciones químicas, para predecir las posibles combinaciones entre las sustancias. De acuerdo a esto, los tipos de reacciones mediante los cuales se forman los compuestos son los siguientes:

1. Reacciones de síntesis o adición.
2. Reacciones de descomposición.
3. Reacciones de sustitución o desplazamiento simple.
4. Reacciones de doble sustitución o desplazamiento doble.

Reacciones de síntesis o adición.

A estas reacciones también se les llama de unión directa o combinación:

Las reacciones de combinación son aquellas en las que dos o más sustancias (elementos o compuestos) se combinan para formar un solo compuesto.

La ecuación general que representa este tipo de reacción es:



donde A y B pueden ser:

Primer caso: Ambos elementos.

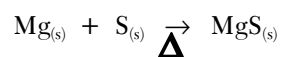
Segundo caso: Ambos compuestos.

Tercer caso: Cuando A es un compuesto y B, un elemento.

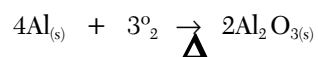
Tomando en cuenta lo anterior, presentamos a continuación algunos ejemplos de reacciones de combinación:

Primer caso: A y B como elementos.

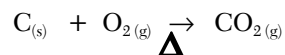
a) Metal + no metal \rightarrow compuesto binario



b) Metal + oxígeno \rightarrow óxido metálico



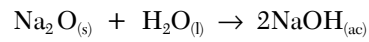
c) No metal + oxígeno $\xrightarrow{\Delta}$ óxido no metálico



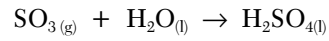
A las reacciones donde un metal o un no-metal se combinan con el oxígeno también se les llama reacciones de combustión.

Segundo caso: A y B como compuestos.

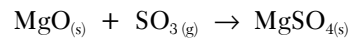
a) Óxido metálico + agua → hidróxido o base



b) Óxido no metálico + agua → oxiácido

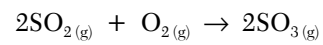


d) Óxido metálico + óxido no metálico → sal

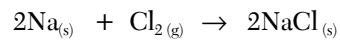


Tercer caso: Cuando A es un compuesto y B, un elemento.

a) Compuesto₁ + elemento → compuesto₂



Estas reacciones son importantes en la vida del ser humano; un ejemplo, es la reacción entre el sodio y el cloro que da lugar al cloruro de sodio o sal común (NaCl):



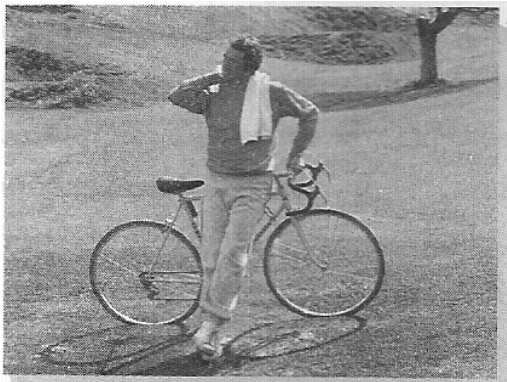


Fig. 6.4 El hombre necesita ingerir cloruro de sodio para retener agua y no deshidratarse; también el Na ayuda a eliminar el potasio (K) del organismo, ya que niveles elevados de este elemento altera el buen funcionamiento del corazón, Enciclopedia Salvat de la salud, p. 152.

Reacciones de descomposición.

Se les conoce también como reacciones de análisis:

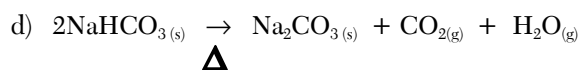
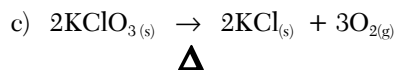
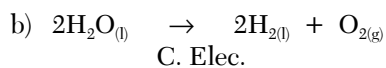
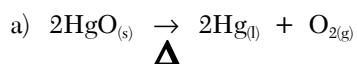
Una reacción de descomposición es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes (elementos o compuestos).

La ecuación general es:



donde A y B pueden ser elementos o compuestos.

Por lo general se requiere de la acción del calor o de la electricidad para que se puedan llevar a cabo. Algunos ejemplos de este tipo de reacción son:



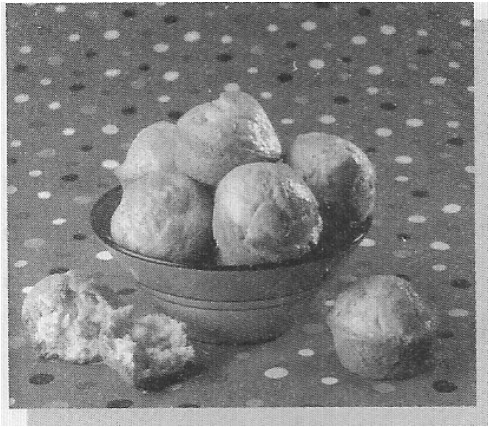
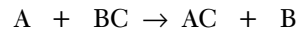


Fig. 6.5 El bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio (NaHCO_3), mejor conocido como polvo de hornear, se utiliza en panadería; la producción de CO_2 en esta reacción hace que el pan se esponje. También el NaHCO_3 se usa para apagar el fuego ya que elimina el aire.

Reacciones de sustitución o desplazamiento simple.

Una reacción de sustitución simple es aquella en la que reaccionan un elemento y un compuesto, y el elemento por afinidad química sustituye a otro elemento del compuesto.

Con una ecuación general se puede representar esta reacción:



En este tipo de reacciones "A" es el elemento que desplaza o sustituye y puede ser un metal o un no-metal.

Una forma sencilla de predecir si en realidad va a ocurrir una reacción de desplazamiento es consultando la *serie de actividades de los metales*⁹ y la *de los halógenos* (tabla 6.2) Estas series agrupan a los metales y los halógenos por orden de reactividad química descendente.

Tabla 6.2 Actividades de metales y halógenos

Metales	Li K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Au	Disminuye la reactividad
Halógenos	F Cl Br I	Disminuye la reactividad

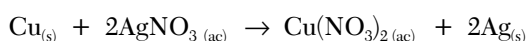
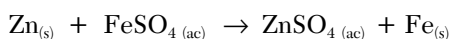
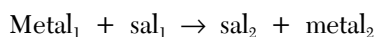
²A la serie de actividades de los metales también se le llama serie electromotriz o electroquímica.

El hidrógeno (H) es un no-metal, pero se incluye en esta tabla por su grado de reactividad.

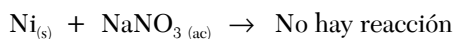
La mayoría de las reacciones de desplazamiento simple pertenecen a los siguientes casos:

Primer caso: Cuando "A" es un metal en estado libre.

a) El metal desplaza a otro metal en su sal.

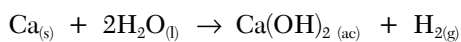
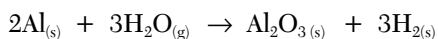
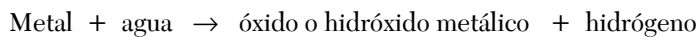


Revisando la serie de actividades, ambas reacciones se llevan a cabo ya que el Zn es más reactivo que el Fe y el Cu es más reactivo que la Ag, por lo que fácilmente desplazan al hierro y a la plata respectivamente. No sucede esto en la siguiente reacción:



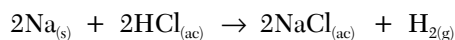
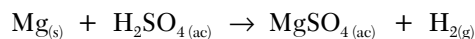
Si observamos la tabla de actividades, el níquel (Ni) está colocado después de sodio (Na), lo que indica que el Ni es menos reactivo que el Na y no podrá desplazar a este elemento.

b) El metal desplaza al hidrógeno del agua.



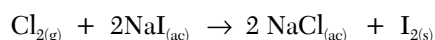
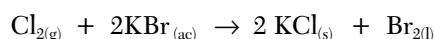
c) El metal desplaza al hidrógeno de un ácido (oxiácido o un hidrácido)

Metal + ácido \rightarrow sal + hidrógeno



Segundo caso: Cuando "A" es un no-metal (halógeno).

Halógeno₁ + sal de halógeno₁ \rightarrow halógeno₂ + sal de halógeno₂



El comportamiento de los halógenos en las reacciones de sustitución simple es el que se señala en la serie de actividades (tabla 6.2).

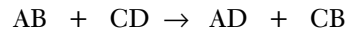
Las reacciones de sustitución simple son de gran aplicación industrial; ejemplo de ello, son las reacciones en las que intervienen los halógenos, sobre todo el CLORO por ser un agente oxidante muy fuerte.

Reacciones de doble sustitución o desplazamiento doble.

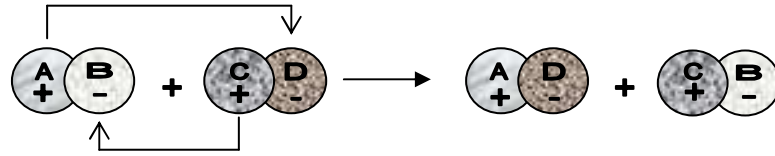
A estas reacciones también se les llama de metátesis, que significa un cambio en el estado, en la sustancia o en la forma.

Las reacciones de doble sustitución son aquellas en las que hay un intercambio de iones entre los compuestos.

La ecuación general es



Para comprender mejor este tipo de reacciones, debemos tener presente que los compuestos están formados por un parte positiva o catión y una negativa o anión, los que al reaccionar por doble sustitución se intercambian:



Es característico de este tipo de reacciones:

- a) La formación de un precipitado.
- b) La formación de un gas.
- c) El desprendimiento de calor.

a) Formación de un precipitado.

Esta es la reacción más común de las reacciones de doble sustitución. Para reconocer si se formará un precipitado es importante conocer la solubilidad de las sustancias.

La solubilidad es la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica.

Existen algunas reglas sencillas de solubilidad de los compuestos inorgánicos en agua, que se pueden consultar y que permiten predecir la formación de un precipitado:

Los sulfuros (S^{2-}) son insolubles, excepto los de metales alcalinos, alcalinotérreos y el sulfuro de amonio.

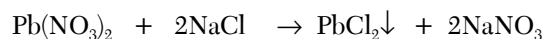
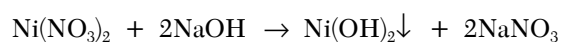
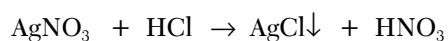
Los sulfatos (SO_4^{2-}) son solubles, excepto el $BaSO_4$, $SrSO_4$ $PbSO_4$; ligeramente solubles el $CaSO_4$ y Ag_2SO_4

Los cloruros (Cl^-) son solubles, excepto el $AgCl$, Hg_2Cl_2 y el $PbCl_2$

Los fosfatos (PO_4^{3-}) y carbonatos (CO_3^{2-}) son insolubles, excepto los de metales alcalinos y las sales de amonio

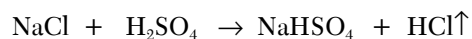
Los óxidos (O^{2-}) y los hidróxidos (OH^-) son insolubles, excepto los de metales alcalinos y de ciertos metales alcalinotérreos.

Algunos ejemplos de reacciones de este tipo son:



b) Formación de un gas.

Son ejemplos de este tipo de reacciones:



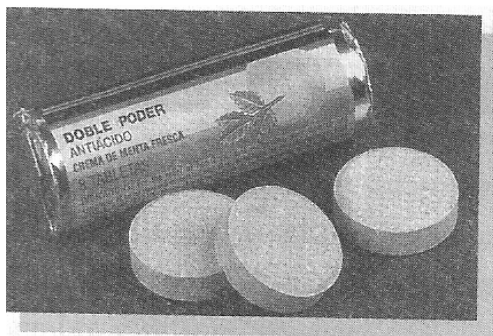
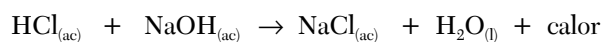


Fig. 6.6 El carbonato de calcio es la material prima para la elaboración de las tabletas antiácidas. Phillips, p. 512.

c) Desprendimiento de calor.



En la reacción anterior participan un ácido y una base o hidróxido, a este tipo de reacciones se les conoce como *reacciones de neutralización*, y como desprenden calor al efectuarse se les consideran *reacciones exotérmicas*; se describen este tipo de reacciones en el tabla 6.3.

Ahora conoces varios tipos de reacciones que se presentan en las combinaciones químicas de las sustancias. Pero también las reacciones se pueden clasificar de otras formas; esta clasificación depende del aspecto que se tome en cuenta para su estudio. Los aspectos que se pueden considerar como objeto de estudio en una reacción química se resumen en la tabla 6.3, se incluyen en esta tabla los tipos de reacciones ya señalas.

Tabla 6.3 Clasificación de reacciones químicas inorgánicas

Aspecto considerado	Clasificación	Ecuación general o ejemplo
Número y naturaleza química de reactivos y productos.	Síntesis o combinación Descomposición Sustitución o desplazamiento simple Doble sustitución o desplazamiento doble	$A + B \rightarrow C$ $C \rightarrow A + B$ $A + BC \rightarrow AC + B$ $AB + CD \rightarrow AD + CB$
Las reacciones químicas siempre van acompañadas de cambios de energía, las reacciones que liberan energía en forma de calor se conocen como exotérmicas y las que absorben calor de su entorno, endotérmicas.	Endotérmicas Exotérmicas	$A + B + \text{CALOR} \rightarrow C + D$ $A + B \rightarrow C + D + \text{CALOR}$
Pérdida o ganancia de electrones entre las sustancias participantes en la reacción.	Óxido-reducción (REDOX)	$\overset{0}{\text{Cu}} + \overset{+5}{\text{HNO}_3} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} + \overset{+2}{\text{NO}} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{+2}$ (oxidación) $\text{N}^{+5} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{+2}$ (reducción)
Los productos de la reacción se encuentran en forma de iones.	Iónicas	$\text{NH}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{NH}_4^+_{(\text{ac})} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$

Reacciones químicas importantes por su impacto ecológico

Hemos visto a lo largo de esta unidad, la importancia de las reacciones químicas para las actividades del ser humano. Sin embargo, una consecuencia de estas actividades es la *contaminación* de los ecosistemas.

En la contaminación como fenómeno químico, participan una serie de reacciones características, cuyo conocimiento es un foco rojo de alerta para el hombre y su supervivencia.

Un claro ejemplo de lo anterior es el uso de los combustibles fósiles. A principios del siglo XX, algunas industrias cambiaron su fuente de energía de carbón a petróleo. Años más tarde, con el uso del automóvil, se empezaron a utilizar otro tipo de contaminantes.

El motor del automóvil no quema la gasolina completamente. Como resultado, se añaden al aire compuestos como los óxidos de carbono (CO y CO_2), de nitrógeno (NO y NO_2) y de azufre (SO_2), entre otros. Estos compuestos son todos tóxicos; algunos compuestos como los del nitrógeno y el azufre reaccionan en el aire por la acción de la luz solar para producir otras sustancias igualmente tóxicas. A continuación señalaremos algunos de los efectos nocivos de estos anhídridos ácidos.

Monóxido y dióxido de carbono.

Actualmente, la cantidad de óxidos de carbono en la atmósfera está aumentando, debido a las grandes cantidades de combustibles que se queman (carbón, petróleo, gas natural y madera). Este incremento tiene dos efectos principales; uno, en los animales y el ser humano, y otro en la atmósfera.

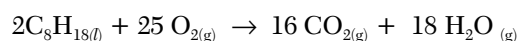
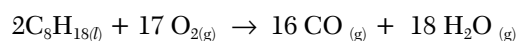


Fig. 6.7 Contaminación por dióxido de carbono. Phillips, p. 494.

El monóxido de carbono (CO) es perjudicial para los animales y para el hombre. La hemoglobina de los glóbulos rojos de la sangre tiene mayor afinidad por la molécula de CO que por la del oxígeno, bloqueando así el transporte del O₂ a todos los tejidos, peligrando en consecuencia la vida del organismo.

Por otro lado, dióxido de carbono aumenta el efecto de atrapar el calor de la atmósfera, y esto está ocasionando un aumento gradual en la temperatura mundial: **efecto invernadero**.

Las fuentes de emisión del CO y CO₂ son varias; pero una muy importante es la combustión incompleta de la gasolina en los automóviles. Las ecuaciones químicas representativas de la combustión de la gasolina son:

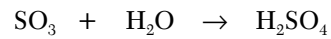
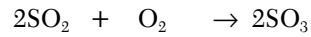
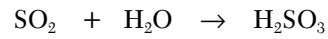


El CO₂ al igual que otros anhídridos ácidos, también reacciona en el aire formando ácido carbónico (H₂CO₃), incrementando la acidez de la atmósfera: lluvia ácida.

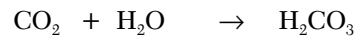
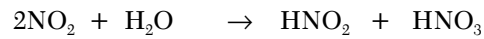
Lluvia ácida

En años recientes, la atmósfera se ha vuelto cada vez más ácida y su efecto ha sido devastador en los bosques y en las tierras de cultivo, y en todo aquello formado de metal o piedra; en especial a causa del dióxido de azufre (SO₂) que se produce en las plantas generadoras que queman carbón para producir electricidad, los procesos metalúrgicos y la combustión y refinación del petróleo.

Cuando el dióxido de azufre se combina con el oxígeno y vapor de agua en el aire, se produce ácido sulfuroso (H₂SO₃); el SO₂ que sufre una oxidación adicional hasta SO₃, reacciona formando ácido sulfúrico (H₂SO₄). Las ecuaciones que representan esta serie de reacciones químicas en la atmósfera son:



Los ácidos formados en la atmósfera caen a la tierra con la lluvia. Esta combinación se conoce como **lluvia ácida**. Los anhídridos ácidos de nitrógeno y de carbono provenientes de los vehículos de motor y de las plantas productoras de electricidad forman ácido nitroso (HNO_2), ácido nítrico (HNO_3) y ácido carbónico (H_2CO_3) en la atmósfera, agravando el problema de la lluvia ácida. Las ecuaciones químicas que representan estas reacciones son:



Los efectos de la lluvia ácida se conocen bien. La piedra caliza y el mármol en las estatuas y edificios se disuelven con la lluvia ácida. Las estructuras de metal como la de los puentes se corroen. En los bosques, los ríos, lagos y las áreas agrícolas cambia el grado de acidez provocando la muerte de los organismos que los habitan (figura 6.8).

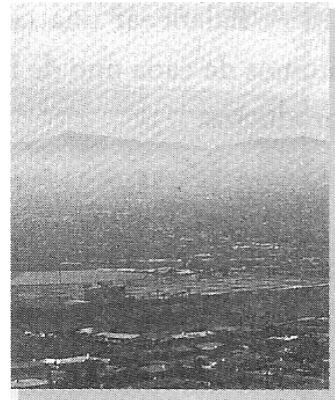


Fig. 6.8 Contaminación por dióxido de carbono, azufre y nitrógeno: lluvia ácida. Alexander, p. 663.

RESUMEN

Una reacción química es el cambio químico que experimentan las sustancias al combinarse. Son ejemplos de reacciones químicas la liberación de un gas o de calor, la formación de un precipitado, el cambio de color, etc.

Las ecuaciones químicas se utilizan para representar las reacciones. Se escriben mediante símbolos y términos convencionales, proporcionándonos de esta manera información muy valiosa sobre la reacción.

La estructura de una ecuación química consta de dos partes separadas por una flecha; la primera, corresponde a las sustancias que van a reaccionar (reactantes); y la segunda, a las sustancias que se forman (productos).

Las ecuaciones químicas, como en las matemáticas, representan una igualdad. Si al escribir las ecuaciones con las fórmulas correctas de reactivos y productos, algún elemento aparece con un número de átomos distinto antes y después de la reacción, debe igualarse dicho número. Cuando se balancea el número de átomos de la ecuación cumple con la Ley de la Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier.

Balancear una ecuación química significa tener el mismo número de átomos de cada uno de los elementos que intervienen como reactantes y como productos.

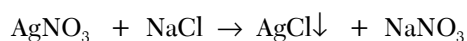
Para balancear ecuaciones químicas sencillas se utiliza el método de balanceo por tanteo; este método se basa en la colocación de coeficientes antes de las fórmulas y requiere del seguimiento de algunas reglas muy simples.

Las reacciones químicas por el comportamiento de los reactivos y los productos que participan en ella se clasifican en:

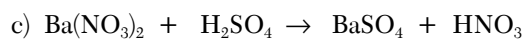
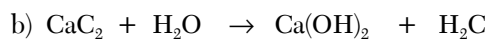
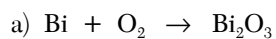
<p>Reacción de síntesis o combinación. Estas reacciones se identifican porque dos reactantes se unen para formar un solo producto.</p>	$A + B \longrightarrow C$
<p>Reacciones de descomposición. Se caracterizan porque un compuesto que actúa como reactante, por la acción de calor o por la adición de un catalizador, se separa en sus componentes respectivos (productos)</p>	$C \longrightarrow A + B$
<p>Reacciones de sustitución simple. Se identifican por tener como reactante a un compuesto y un elemento químico, el cual va a remplazar en el compuesto, según sea el caso, al catión o al anión.</p>	$A + BC \longrightarrow AC + B$
<p>Reacciones de doble sustitución. En estas reacciones los cationes y los aniones de los reactivos se intercambian para formar nuevas sustancias (productos)</p>	$AB + CD \longrightarrow AD + CB$

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

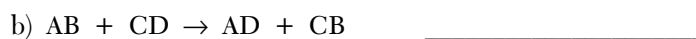
- Elaborar un ensayo en el que se explique la importancia de las reacciones químicas en las actividades del ser humano.
- Hacer un mapa conceptual en el que se relacionen las características de la reacción y ecuación química.
- Enlistar la información que proporciona una ecuación química.
- En la siguiente ecuación química, identificar y describir los elementos que la estructuran.



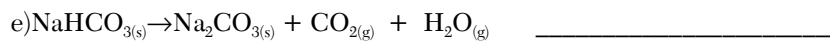
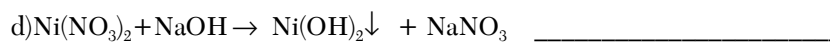
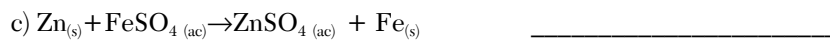
- Aplicar las reglas del balanceo por tanteo para las siguientes ecuaciones químicas.



- Identificar a que tipo de reacción química pertenecen las siguientes fórmulas generales.



Balancear y clasificar cada una de estas reacciones dentro de los cuatro tipos generales.



EVALUACIÓN

Relaciona ambas columnas colocando en el paréntesis el número que corresponda.

- | | |
|---|---------------------------------------|
| () Es la representación gráfica de una reacción química por medio de símbolos y fórmulas. | 1. Una flecha apuntando hacia arriba |
| () En este tipo de reacciones siempre se produce un solo compuesto. | 2. Reacciones exotérmicas |
| () Es la ley que debe cumplir toda ecuación química para estar balanceada. | 3. Octavas de Newlands |
| () Proceso mediante el cual, elementos y compuestos se unen para formar una o más sustancias con diferentes características. | 4. Serie electromotriz |
| () Son aquellas reacciones en las que los reactantes son un compuesto y un elemento y los productos son un compuesto y un elemento diferentes de los anteriores. | 5. Reacciones de doble sustitución |
| () En una ecuación química representa el desprendimiento de un gas. | 6. Serie de actínidos |
| () Esta serie agrupa los metales en orden de reactividad química. | 7. Ecuación química |
| () Es el símbolo que en una ecuación química identifica la formación de un producto. | 8. Una flecha apuntando hacia abajo |
| () En estas reacciones hay intercambio de iones entre los compuestos. | 9. Reacciones de síntesis |
| () Son las reacciones que al efectuarse liberan energía en forma de calor. | 10. Reacción química |
| | 11. Ley de la Conservación de la Masa |
| | 12. Reacciones de sustitución simple. |

II. Cambia las siguientes ecuaciones expresadas con palabras a ecuaciones químicas y balancéalas por el método de tanteo.

a) Cloruro de sodio + nitrato de plomo (II) → cloruro de plomo (II) + nitrato de sodio

b) Yoduro de calcio + ácido sulfúrico → yoduro de hidrógeno + sulfato de calcio

c) Óxido férrico + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro férrico + agua

d) Carbonato ácido de sodio + ácido fosfórico \rightarrow fosfato de sodio + dióxido de carbono + agua

e) Hierro + cloro \rightarrow cloruro de hierro (III)

f) Nitrato de potasio + calor \rightarrow nitrito de potasio + oxígeno

g) Sulfuro de bismuto (III) + oxígeno \rightarrow óxido de bismuto (III) + dióxido de azufre

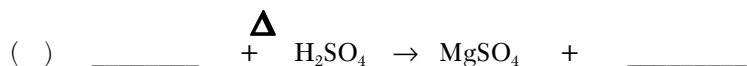
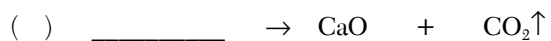
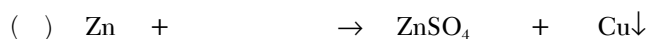
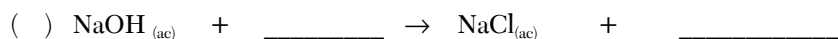
h) Óxido de aluminio + agua \rightarrow hidróxido de aluminio

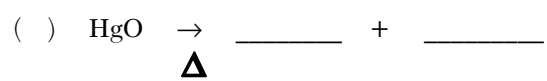
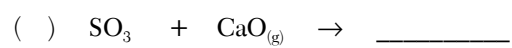
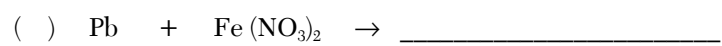
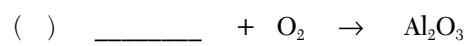
i) Magnesio + azufre + calor \rightarrow sulfuro de magnesio

j) Nitrato de plata + cloruro de cobre (II) \rightarrow cloruro de plata + nitrato de cobre (II)

III. Completa, balancea por tanteo y clasifica las siguientes ecuaciones, anotando en el paréntesis de la izquierda la letra que corresponda.

- A) Reacción de síntesis C) Reacción de descomposición
B) Reacción de sustitución D) Reacción de doble sustitución





NOTAS

1. Existen ecuaciones, que tal como están escritas se encuentran balanceadas y ya no es necesario buscar otro coeficiente numérico; se comprueba la igualdad haciendo un conteo comparativo del número de átomos en ambos miembros de la ecuación.

2. A la serie de las actividades de los metales también se le llama serie electromotriz o electroquímica

BIBLIOGRAFÍA

Beristain B.B., Camacho F.P., Domínguez O. M. A. Química II. Ed. Compañía editorial Nueva Imagen. México. 1996

Burns A. Ralph. Fundamentos de Química I, Ed. Prentice Hall. 2ª. Edición. México. 1996.

De la Llata Loyola Ma Dolores. Química Inorgánica. Ed. Progreso. 1ª. Reimpresión. México D.F. 1998.

Devoré E., Muñoz MENA G. Química Orgánica. Ed. Publicaciones Cultural. 2ª. Edición. 1959.

Chang, Raymond. Química. Ed. McGrawHill, 6ª. Ed. México. 1999.

García Pérez J. A., Teyon Rivera J.M. Formulación y Nomenclatura de Química Inorgánica Normas I.U.P.A.C. Ed. Tebarflores S.L. Madrid. 1993.

Garriz A., Chamizo J.A. Química. Ed. Addison Wesley Iberoamérica 1ª. Edición. México. 1994. pp. 27

López Enrique Elías Química I. Sistema de Bachillerato Semiescolarizado SEP, Subsecretaría de Educación Media Superior e Investigación Científica México.

Mortimer Charles E. Química. Editorial Iberoamericana. 5ª. Edición. México. 1983

Norman Joseph. Análisis Cuantitativo y Química Inorgánica. Ed. CECSA 1ª. Edición. 1977.

Ocampo G.A. Fundamentos de Química I. Ed. Publicaciones Cultural 5ª. Edición. México. 1999. pp. 7

Philips John S. Víctor S. Strozak, Cheryl Wistrom. Química Conceptos y Aplicaciones. Ed. Mc Graw Hill. México. 2000.

Sánchez Moguer E., Álvarez S. M., Ibarra C. V.E., Méndez P. Ma. I., Cámara P. M.A., Cruz D.J.M. y Madrigal G.J.C. Antología de Química I. Colegio de Bachilleres del Estado de Tabasco. México. 1999.

Seese William S., Daub G. William. Química. Ed. Prentice – Hall Hispanoamericana, S.A., México. 1989.

Smoot R.C., Price J. Smith R.G. Química un curso Moderno. Ed. Cerril Publishing Company. U.S.A. 1965.

Zundahl Steven S. Fundamentos de Química. Ed. Mc. Graw Hill. Trad. Aguilar Ortega Ma. Teresa. México. 1992.

CRÉDITOS DE LAS IMÁGENES

UNIDAD 1

Figura 1.4^a 1.4b y 1.5 Caso Alfonso. El Tesoro de Monte Albán. INAH. SEP. Créditos: Jaime Valdés. P. 84, 172 y 42.

Figura 1.7 P. Alexander, Bahret Mary. Biología. Prentice Hall Créditos: James Somers / Taurus Photos Pág. 192, lámina 10.2.

Figura 1.13 Phillips John S. Víctor S Strozak, Cheryl Wistrom. Conceptos y Aplicaciones. Créditos: Strozak. Química y Sociedad Ken Fisher / Tony Stone Imágenes Pág. 127 (a) Joyce Photographics / Photo Researchers.

Figura 1.14 Phillips John S. Víctor S. Strozak, Cheryl Wistrom. Química Conceptos y Aplicaciones. Créditos: Dawson Jones, Inc/The Stock Market. Pág. 286.

Figura 1.17 Phillips John S. Víctor S. Strozak. Cheryl Wistrom. Química Conceptos y Aplicaciones. Créditos: Strozak. Química y Sociedad Ken Fisher / Tony Stone Imágenes, pág. 71 (ab) Gary Yeowell Tony Stone Imágenes.

Figura 1.18c Phillips John Victor S. Stozak Cheryl Wistrom. Química Conceptos y Aplicaciones. Créditos: Stozak. Química y Sociedad Ken Fisher/ Tony Stone Imágenes, pág. 483 (ai) E.R. Degginger Color- Pic.

Figura 1.21b Phillips John S. Victor S. Stozak, Cheryl Wistrom. Química Conceptos y Aplicaciones. Créditos: Stozak. Química y Sociedad Ken Fisher / Tony Stone Imágenes Pág. 25 Matt meadows.

Figura 1.27b Phillips John S. Victor. S. Stozak, Cheryl Wistrom. Química Conceptos y Aplicaciones. Créditos: Stozak Química y Sociedad Ken Fisher /Tony Stone Imágenes Pág. 22 Matt meadows.

Nota las imágenes 1.2, 1.8^a, 1.16, 1.19, 1.20, fueron diseñadas en Word, algunas contienen imágenes de Clipart.

UNIDAD 2

Fig. 2.1 La Materia del universo. Enciclopedia temática del estudiante, Edicultura, S.A. de C.V. Pepita de Oro, Pág. 431 Enciclopedia Larousse Temática, Vol. 1, Feldepatos Granito Pág. 31 Fig. A. Vol. 1. Galaxia Pág. 6-15, Vol. Fig. B.

Fig. 2.2 Tubo de rayos catódicos. Choppin R. Gregory, Química, Publicaciones Cultural S.A México, D.F. 1971, Fig. 8.1 Pág. 170

Fig. 2.3 Tubo de rayos catódicos. Choppin R. Gregory, Química, Publicaciones Cultural S.A. México, D.F. 1971, Fig. 8.1 Pág. 170.

Fig. 2.4 Tubo de rayos catódicos. Garritz A. Chamizo J. "Química", Edit. Addison Wesley Iberoamerica S.A. Wilmington, Delawar, USA 1994, Fig. 5.8 Pág. 324

Fig. 2.5 Experimento de Millikan. Burns A. Ralph, "Fundamentos de Química" Edit. Prentice Hall. Pág.

Fig. 2.8 Experimento de Rutherford, Química un Curso Moderno, Edit. Cerril Publishing Company Pág. 122, lámina 7-6.

Fig. 2.9 Átomos de muestra desviación de partículas α , Burns A. Ralph Fundamentos de Química, Edit. Prentice Hall, USA 1994, Pág. 122 Fig. 7-6

Fig. 2.10 Modelo atómico de Rutherford, G. Devoré y E. Muñoz Mena, Química Orgánica, "Publicaciones Cultural", México 1979. Fig. 2.4 Pág.

Fig. 2.11 Modelo atómico de Bohr, Burns I. Ralph. Fundamentos de Química. Edit. Prentice Hall, USA 1994, Fig. 5.20 Pág. 137

Fig. 2.12 Modelo atómico de Bohr, Burns I. Ralph. Fundamentos de Química. Edit. Prentice Hall, USA 1994, Fig. 5.20 Pág. 137

Fig. 2.12 Modelo atómico de Sommerfeld, G. Devoré y Muñoz Mena, E. Química Orgánica, Edit. Publicaciones Cultural S.A. México 1969. Fig. 2.9 pág. 13

Fig. 2.13 Espectro electromagnético, Zundahl Steven, Fundamentos de Química, Edit. Mc. Graw Hill, México 1992, Fig. 11.3 Pág. 324 D

Fig. 2.14 Modelo atómico de Schroedinger, Burns A. Ralph. Fundamentos de Química, Edit. Prentice Hall, USA, 1994, Fig. 5.25 Pág. 142

Fig. 2.15 Modelo atómico de la mecánica cuántica. Burns. P. 141.

UNIDAD 3

Fig. 3.1 Dimitri I Mendeleiev: Smoot/Price/Smith, Química un curso moderno, pág. 192

Fig. 3.2 Glenn Seaborg: Enciclopedia Visual de los conocimientos, Tomo I, pág. 61

Fig. 3.5 Soplado de vidrio: Enciclopedia Visual de los conocimientos, Tomo I, pág. 53

Fig. 3.7 a) Chip: Enciclopedia visual de los conocimientos, programa educativo visual, pág. 52

Fig. 3.8 Sal: Enciclopedia visual de los conocimientos, Tomo I pág. 70

Fig. 3.9 Cobre y plata: Phillips, Strozac y Wistrom, Química conceptos y aplicaciones, pág. 106

Fig. 3.10 Ensayos a la flama: Enciclopedia Metódica Larousse, Tomo 6, pág. 273

Fig. 3.11 Diamante: Enciclopedia visual de los conocimientos, Tomo I, pág. 50

Fig. 3.12 Fabricación del jabón: Enciclopedia Visual de los conocimientos, Tomo I, pág. 59

Fig. 3.13 a) Neón: Enciclopedia Visual de los conocimientos, Tomo, I pág. 39. Fig. 3.13 b) Helio: Enciclopedia Visual de los conocimientos. Tomo I, pág. 39

Fig. 3.14 Cromado: Phillips, Strozac y Wistrom, Química conceptos y aplicaciones, pág. 106

Fig. 3.15 Baterías: Daub/Seese, Química, pág. 461

Fig. 3.17 Variación del radio atómico: Burns Ralph, Fundamentos de química, pág. 167

UNIDAD 4

Fig. 4.6 Orientación de moléculas de agua con iones solvatados. Burns A. Ralph. Fundamentos de Química, Edit. Prentice Hall, Fig. 7.11. pág. 204

Fig. 4.10 Enlaces por puente de hidrógeno, a) Agua. Blanquer A. V.A. Química 3. p 12. b) Proteínas, Garritz A. Chamizo J. A. Química. Adisson Wesley Iberoamericana S.A Wilmington. Delawar, USA 1994, Pág. 539

Fig. 4.11 Variación en los puntos de ebullición de compuestos hidrogenados, Burns A. Ralph. Fundamentos de Química, Edit. Prentice Hall, Fig. 13.3, Pág. 384.

UNIDAD 6

1.Fig. 6.1 Phillips, Strozac y Wistrom, Química conceptos y aplicaciones, pág. 192 Diamond Internacional.

2.Fig. 6.1 Alexander/Bahret/Chaves/Courts/D'Alessio, Biología, pág. 47. Silver Burdett.

3. Fig. 6.1 Alexander/Bahret/Chaves/Courts/D'Alesio, Biología, pág. 330. E.R. Degginger.
4. Fig. 6.2 Phillips, Strozac y Wistrom, Química conceptos y aplicaciones, pág. 204. Michael Cooper/Stock Boston.
5. Fig. 6.3 Phillips, Strozac y Wistrom, Química conceptos y aplicaciones, pág. 42. Ed. Lallo/ Gama Liaison.
6. Fig. 6.4 Enciclopedia Salvat de la Salud, Fascículo 24, pág. 152. G. Marché/Zardoya Press.
- 7.- Fig. 6.5 Colección Tesoros de la Cocina. Vanidades. Ed. Samra S.A de C.V... p. 33.
8. Fig. 6.6 Phillips, Strozac y Wistrom, Química conceptos y aplicaciones, pág. 512. Mark Steinmetz.
9. Fig. 6.7. Phillips, Strozac y Wistrom, Química conceptos y aplicaciones, pág.494. Kent Knudson/Uniphoto.
10. Fig. 6.8 Alexander/Bajret/Chaves/Courts/D'Alessio, Biología, pág. 663. Mickey Gibson/Tom Stack & Associates.