



UNIVERSIDAD NACIONAL DEL COMAHUE
FACULTAD DE CIENCIAS DEL AMBIENTE Y LA SALUD

MÓDULO DE FÍSICOQUÍMICA PARA INGRESANTES
2023

Docentes a cargo:

Lic. Hollmann Eugenia

Lic. Ramirez Natalia

INTRODUCCIÓN

La QUÍMICA es una ciencia que se ocupa de estudiar las transformaciones de la materia en las que ocurren cambios energéticos (cambios de estados) y cambios en la composición del sistema (reacciones químicas).

La FÍSICOQUÍMICA es una rama de la química que estudia la materia empleando conceptos físicos y químicos.

OBJETIVO

El presente cuadernillo tiene como objetivo acercar al estudiante a los contenidos básicos de FÍSICOQUÍMICA, disciplina que está relacionada con la QUÍMICA y FÍSICA, ciencias que son pilares esenciales, en las carreras de la Licenciatura en Enfermería y la Licenciatura en Saneamiento y Protección Ambiental.

CONTENIDOS:

UNIDAD 1: MATERIA

Concepto de Materia. Estados de agregación de la materia. Sistemas materiales. Propiedades de la materia. Sistemas homogéneos. Sistemas heterogéneos. Métodos de separación de fases. Mediciones y variables. Fenómenos químicos y físicos.

UNIDAD 2: ATÓMOS / COMPUESTOS

Átomos, Moléculas e Iones. Fórmulas químicas. Fórmulas empíricas. Uniones y reacciones químicas. Ecuaciones químicas. Clasificación y Nomenclatura. Compuestos inorgánicos y orgánicos.

UNIDAD 1

Materia

El mundo que nos rodea contiene objetos tales como libros, montañas, etc. que denominamos *cuerpos*. Estos cuerpos sufren cambios, transformaciones, que son estudiados por *ciencias naturales* como la Química, la Física y la Biología. Las explicaciones dadas por estas ciencias son verificables; se basan en hechos comprobables; son *ciencias experimentales*.

El componente común a todos los cuerpos es la *materia*.

La materia es todo aquello que tiene masa, ocupa un lugar en el espacio, es impenetrable y divisible.

La materia incluye lo que podemos ver y tocar (como el agua, tierra y árboles) y lo que no podemos ver ni tocar (como el aire). Todo el universo tiene una conexión "química".

Los químicos distinguen varios tipos de materia según su composición y propiedades. La clasificación de la materia incluye sustancias, mezclas, elementos, compuestos, además de átomos y moléculas.

*Una **sustancia** es una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintas.*

Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades. Ejemplo de ello son: el agua, amoníaco, azúcar, oro y oxígeno.

*Una **mezcla** es una combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades.*

Las mezclas no poseen composición constante. Algunos ejemplos son el aire, las gaseosas, la leche y el cemento.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua, se obtiene una **mezcla homogénea**, es decir que la composición de la misma es uniforme. Sin embargo, al mezclar arena con virutas de hierro, tanto una como las otras se mantienen separadas. En dicho caso, se habla de una **mezcla heterogénea**, es decir que su composición no es uniforme.

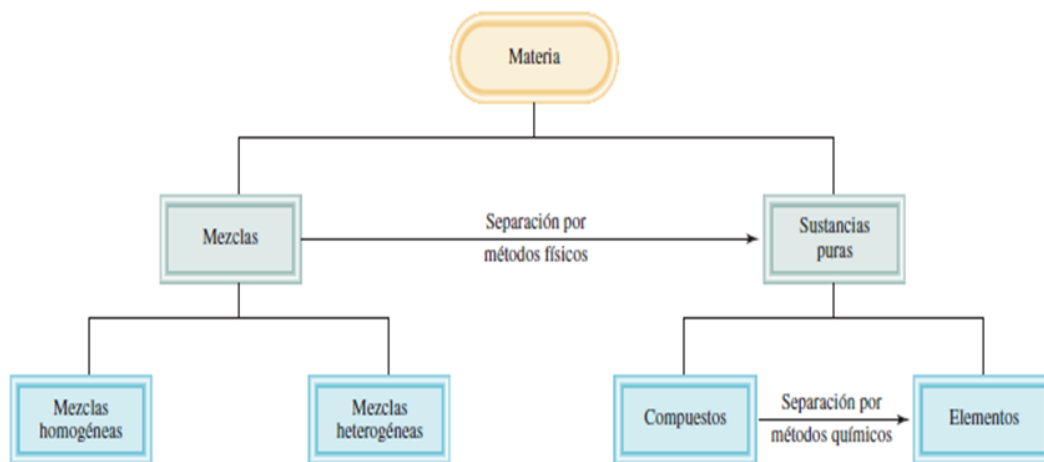
Cualquier mezcla, sea homogénea o heterogénea, se puede formar y luego separar por medios físicos en sus componentes puros sin cambiar la identidad de tales componentes, es decir que, tendrán la misma composición y propiedades que al principio.

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos.

*Un **elemento** es una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos.*

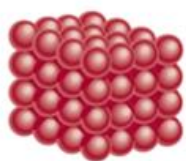
Hasta la fecha se han identificado 117 elementos. La mayoría se encuentra de manera natural en la Tierra, algunos se han obtenido por medios científicos mediante procesos nucleares. Los átomos de muchos elementos pueden interactuar entre sí para formar compuestos. Por ejemplo, la combustión del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso forma agua, cuyas propiedades difieren de las correspondientes a los elementos que la forman. El agua consiste en dos partes de hidrógeno por una de oxígeno. Esta composición no se modifica sin importar de donde provenga el agua, ya que es un compuesto.

Un **compuesto**, es una *sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas*.



Estados de agregación de la materia

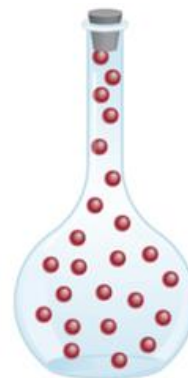
Los materiales pueden presentarse, fundamentalmente, en tres estados físicos diferentes, denominados *estados de agregación de la materia*: sólido, líquido y gaseoso.



Sólido



Líquido



Gas

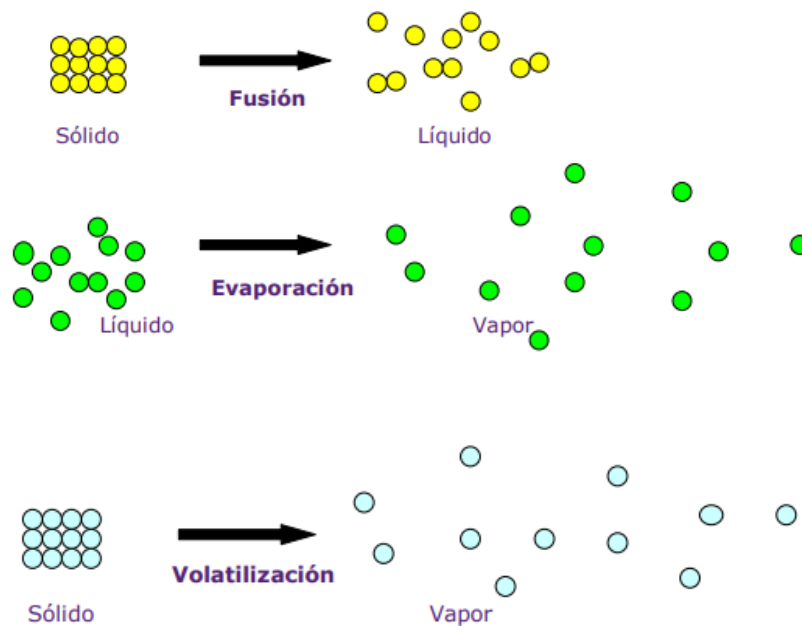


Cada estado de agregación resulta de la intensidad de las fuerzas de interacción entre las partículas (moléculas, iones o átomos) de las sustancias, éstas pueden ser: intermoleculares, metálicas o iónicas.

Sólido	Líquido	Gaseoso
<ul style="list-style-type: none"> Las moléculas se mantienen juntas de manera ordenada, con escasa libertad de movimiento. Poseen altas fuerzas de atracción. Incompresibles, poseen volumen y forma definida. Son rígidos. No pueden fluir. 	<ul style="list-style-type: none"> Las moléculas de un líquido están cerca unas de otras, sin que se mantengan en una posición rígida, por lo que pueden moverse. Las fuerzas de atracción son menores que en los sólidos. Adoptan la forma del recipiente que los contiene. Poseen volumen propio e incompresibles. Pueden fluir. 	<ul style="list-style-type: none"> Las moléculas están separadas entre sí por distancias grandes en comparación con el tamaño de las moléculas mismas. A altas temperaturas y bajas presiones no existen entre sus partículas ningún tipo de atracción. Llenan completamente cualquier espacio en que se encuentren y son fácilmente compresibles. Pueden fluir. No presentan forma ni volumen propio.

Cambio de estado es el proceso mediante el cual las sustancias pasan de un estado de agregación a otro, intercambiando calor o energía con el medio ambiente en forma reversible. Como ya se comentó antes, las fuerzas de atracción entre partículas, define el estado de agregación, entonces un cambio en la intensidad de esas fuerzas por efecto de variaciones de temperatura o presión provocará que la sustancia cambie de un estado a otro.

El paso de un estado de agregación más ordenado a otro más desordenado, donde las partículas se mueven con más libertad entre sí, se produce cuando el sistema recibe calor, como consecuencia se incrementa el desorden. Es un **proceso endotérmico**.



Si al sistema se le quita calor (se enfría), las partículas comenzarán a ordenarse, moviéndose cada vez menos. Esto ocurre durante la **solidificación** (si se forma un sólido cristalino se denomina cristalización), **licuación** (si es vapor el que se licua se denomina condensación) y la **sublimación** (pasaje del estado de vapor a sólido).



Cuadro resumen:

El paso de un estado de agregación más ordenado a otro más desordenado, se denomina <i>cambio de estado progresivo:</i>	El paso de un estado de agregación más desordenado a otro más ordenado, se denomina <i>cambio de estado regresivo:</i>
<i>Fusión:</i> es el paso de sólido a líquido, por ejemplo: hielo a agua líquida.	<i>Condensación:</i> es el paso de vapor a líquido, cuyo cambio ocurre por enfriamiento o por compresión. Ejemplo: en los días fríos de invierno el vapor de agua de la atmósfera se condensa en los cristales de la ventana que se encuentran fríos.
<i>Vaporización:</i> es el paso de líquido a gaseoso, por ejemplo: el agua líquida cuando hierve pasa a vapor de agua.	<i>Solidificación:</i> es el paso de un líquido a sólido por pérdida de calor (se enfría).
<i>Volatilización:</i> es el paso de un sólido a gaseoso, por ejemplo: el azufre o el yodo que al calentarlos pasan directamente a gas.	<i>Sublimación:</i> es el paso de gas a sólido, por ejemplo: la desaparición de la naftalina. Sus típicas bolitas blancas desaparecen por sí solas a medida que pasan de estado sólido al gaseoso.
<i>Variación de temperatura</i>	<i>Variación de temperatura y de presión</i>

Leyes de cambio de estado

Cada sustancia pura tiene su propia temperatura de cambio de estado a una dada presión exterior. A esas temperaturas se las denominan: punto de fusión, de ebullición, de solidificación, etc., y son constantes físicas pues son valores invariables y pueden medirse.

Es preciso saber que, las temperaturas de cambios de estado están condicionadas por la presión. A menor presión menor temperatura de ebullición, por ejemplo, el agua hierve a 100 °C a nivel del mar, pero a medida que aumenta la altura menor es la presión y la temperatura de ebullición va disminuyendo.

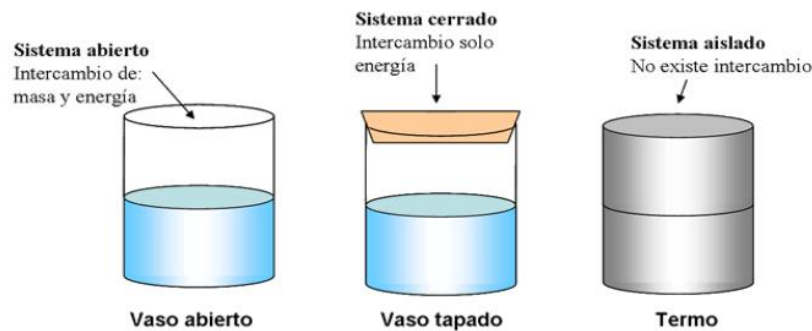
No obstante, mientras dura el cambio de estado de la temperatura se mantiene constante, manteniendo invariable la presión. El calor entregado al sistema se utiliza para aumentar la energía cinética de las partículas. Por ejemplo, mientras el agua hierve la temperatura se mantendrá a 100 °C si la presión exterior es de una atmósfera.

Sistemas Materiales

Un **sistema material** es una porción del universo que se aísla real o imaginariamente para su estudio. Tiene límites específicos, es objeto de estudios y/o análisis con algunos fines específicos.

Los límites de un sistema son muy importantes pues pueden interactuar con el medio que lo rodea e intercambiar materia y/o energía. En función de esto hay tres tipos de sistemas:

- **Sistema abierto:** intercambian materia y energía. Por ejemplo, la ebullición de agua en un recipiente abierto.
- **Sistema cerrado:** hay intercambio de energía, pero no de materia. Por ejemplo, la ebullición de agua en un recipiente cerrado.
- **Sistema cerrado y aislado:** no intercambian ni materia, ni energía. Ambos permanecen constantes, por ejemplo, agua hervida dentro de un termo en un tiempo determinado.



Propiedades de la materia

Una **sustancia** se identifica y distingue de otras por medio de sus **propiedades o cualidades** físicas y químicas. Las propiedades son las diversas formas en que la materia impresiona a nuestros sentidos (olor, color, sabor) o a los instrumentos de medida (longitud, masa, volumen). Así podemos diferenciar el agua del fenol, el cobre de la plata, la sal de la glucosa, etc. Así también se pueden clasificar por la forma en que actúan entre ellos: oxidación (el hierro Fe se oxida fácilmente pero no así la plata Ag), combustión (el butano reacciona con el oxígeno con liberación de calor, pero no así el CO₂), etc.

Las propiedades de la materia pueden ser generales o específicas:

- A- **Propiedades generales:** son aquellas características comunes a todos los cuerpos, ejemplo:
- Masa: cantidad de materia que contiene un cuerpo.
 - Volumen o extensión: espacio que ocupa un cuerpo.
 - Peso: fuerza que ejerce la gravedad sobre los cuerpos.
 - Porosidad: espacio que existe entre las partículas.
 - Inercia: característica que impide a la materia moverse sin intervención de una fuerza externa.
 - Impenetrabilidad: un cuerpo no puede usar el espacio de otro al mismo tiempo.
 - Divisibilidad: capacidad de la materia de dividirse en partes más pequeñas.
- B- **Propiedades específicas:** son las características que diferencian un cuerpo de otro y se subdividen en:
- **Propiedades físicas** se pueden medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia, por ejemplo:

- Estado físico: sólido, líquido, gaseoso o plasma (estados de la materia).
- Olor: fragante, frutal, químico, dulce, podrido, cítrico, mentolado.
- Sabor: salado, ácido, amargo, dulce y picante.
- Densidad: relación entre masa y volumen.
- Viscosidad: resistencia en la fluidez de un líquido.
- Maleabilidad: flexibilidad.
- Temperatura de ebullición: es la temperatura a la que un líquido se vuelve gaseoso.
- Punto de fusión: temperatura necesaria para que los sólidos se fundan y los líquidos se solidifiquen.
- Conductividad: capacidad de conducir algún tipo de energía.
- Solubilidad: capacidad de una sustancia de disolverse en otra, etc.

Por ejemplo, es posible medir el punto de fusión del hielo al calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua. El agua difiere del hielo sólo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física.

- **Propiedades químicas:** se observan cuando ocurre un cambio en la estructura interna o molecular de una sustancia al interactuar con otra sustancia, creando una nueva. Son diferentes en cada sustancia ya que su reacción o comportamiento como reactivo depende de su composición molecular y la del componente con el cual entra en contacto. Como ejemplo de estas propiedades se pueden mencionar a las siguientes:
 - Reactividad química: es la forma en que una sustancia reacciona frente a otra (reacción química).
 - Combustión: es la reacción de las sustancias frente al oxígeno produciendo energía en forma de calor o luz. Esto determina si una sustancia es combustible o no.
 - Oxidación: es la pérdida de electrones de un átomo o ión. Determina la corrosión y oxidación de algunas sustancias frente a otros compuestos.
 - Reducción: aumento de electrones en un átomo o ión. Es un fenómeno contrario a la oxidación pero que pueden suceder en simultáneamente llamándose oxidación-reducción.

Cuando se dice que el hidrógeno se quema en presencia de oxígeno para formar agua, se describe una propiedad química.

Todas **propiedades mensurables de la materia** corresponden a una de dos categorías adicionales: propiedades extensivas y propiedades intensivas.

*El valor medido de una **propiedad extensiva** depende de la cantidad de materia que se considere. Por su parte, el valor medido de una **propiedad intensiva** no depende de la cantidad de materia que posea el cuerpo en estudio.*

Propiedad Extensiva	Propiedad Intensiva
Masa	Sabor, olor, color, densidad
Volumen	Temperatura
Resistencia eléctrica	Tensión superficial
Carga eléctrica	Elasticidad
Capacidad calorífica	Temperatura de fusión
Longitud	Temperatura de ebullición
Número de moléculas	Conductividad térmica
Entropía	Calor específico
Entalpía	Volumen específico
	Viscosidad

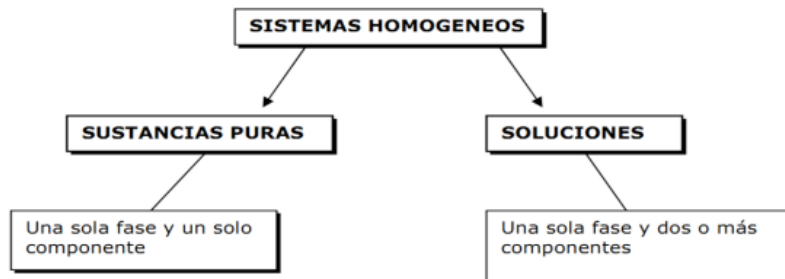
Si se analiza un sistema material en función de sus propiedades intensivas, éste se puede clasificar en dos grandes grupos:

1. **Sistemas homogéneos:** son aquellos que presentan las mismas propiedades intensivas en todos los puntos de su masa, es decir que, constituye una masa homogénea y uniforme. Por ejemplo, son sistemas homogéneos las *sustancias puras* como una granalla de zinc, azufre, agua, glucosa y las *soluciones* como agua azucarada, solución de agua y sal, el aire.
2. **Sistemas heterogéneos:** son discontinuos y a simple vista se distinguen dos o más fases diferentes, con distintas propiedades cada una de ellas. Por ejemplo, si analizamos un sistema constituido por agua y nafta comprobamos que no posee homogeneidad pues pueden distinguirse cada uno de los líquidos, en este sistema encontramos distintas porciones en donde las propiedades intensivas son constantes; se trata de las diferentes fases del sistema heterogéneo.

Sistema homogéneo	Sistema heterogéneo
- Número de fases = 1	- Número de fases = 2 o más
- Tienen las mismas propiedades intensivas en todos los puntos de su masa	- Tienen dos o más fases
- No presentan superficies de discontinuidad	- Presentan superficies de discontinuidad

Los sistemas homogéneos, de acuerdo a su composición, se clasifican en:

- **Sustancia pura** es un sistema homogéneo a partir del cual no es posible obtener otras sustancias por medio de métodos de fraccionamiento.
- **Solución** es un sistema homogéneo formado por más de una sustancia. Pueden fraccionarse, es decir aislar las sustancias que lo componen.



Mezcla heterogénea es la reunión de dos o más sustancias químicas en cualquier proporción, donde las propiedades de los componentes se conservan, o sea no hay combinación química, son susceptibles a la separación por medios mecánicos o físicos.

Generalizando, las partes de un **sistema material** son:

- 1) Medio externo: es todo aquello que rodea al sistema.
- 2) Pared del sistema: es el medio material que separa el medio externo y el sistema propiamente dicho.
- 3) Fase: es cada una de las partes homogéneas que constituye un sistema heterogéneo, está separada de las otras partes por límites físicos.
- 4) Interfase: es el medio que separa las fases.
- 5) Componente: es cada una de las sustancias presente en el sistema (simple o compuesta o mezcla homogénea).

Métodos de separación de fases

En general en la naturaleza los sistemas homogéneos se encuentran formando parte de sistemas heterogéneos, para lograr la separación de las sustancias que conforman que los conforman se utilizan las diferentes propiedades de mismos.

En un sistema heterogéneo las fases se separan por *métodos mecánicos* como la decantación, filtración, tamización, etc. Mientras que los componentes de cada fase se aíslan por *métodos de fraccionamiento* como la destilación, cristalización, cromatografía, etc.

Entre los métodos mecánicos de separación de fases se puede mencionar:

- Filtración: permite separar una fase sólida de una líquida, utilizando un embudo con papel de filtro, por ejemplo: agua y arena.
- Decantación: se emplea para separar dos líquidos inmiscibles de diferentes densidades por efecto de la gravedad. Por ejemplo: en laboratorio se utilizan ampollas de decantación para separar agua del aceite.
- Tría: permite separar un sólido de un líquido con pinzas o con la mano, por ejemplo, la gaseosa y los cubitos de hielo.
- Tamización: se utiliza para separar sólidos de diferentes tamaños, por ejemplo, arena de canto rodado.
- Centrifugación: permite separar un sólido de un líquido por acción de la fuerza centrífuga, por ejemplo, separar el plasma de la sangre.
- Imantación: nos permite separar un sistema material formado por dos sólidos, donde una de sus fases tiene propiedades magnéticas, ejemplo, limaduras de hierro y talco.
- Flotación: se puede separar sólidos de diferente densidad, donde el material más liviano flotará y el más pesado decantará.
- Disolución: se puede separar sólidos cuando uno de ellos es soluble en un determinado solvente en tanto que el otro no, por ejemplo, arena y sal.



Flotación



Imantación



Filtración



Decantación

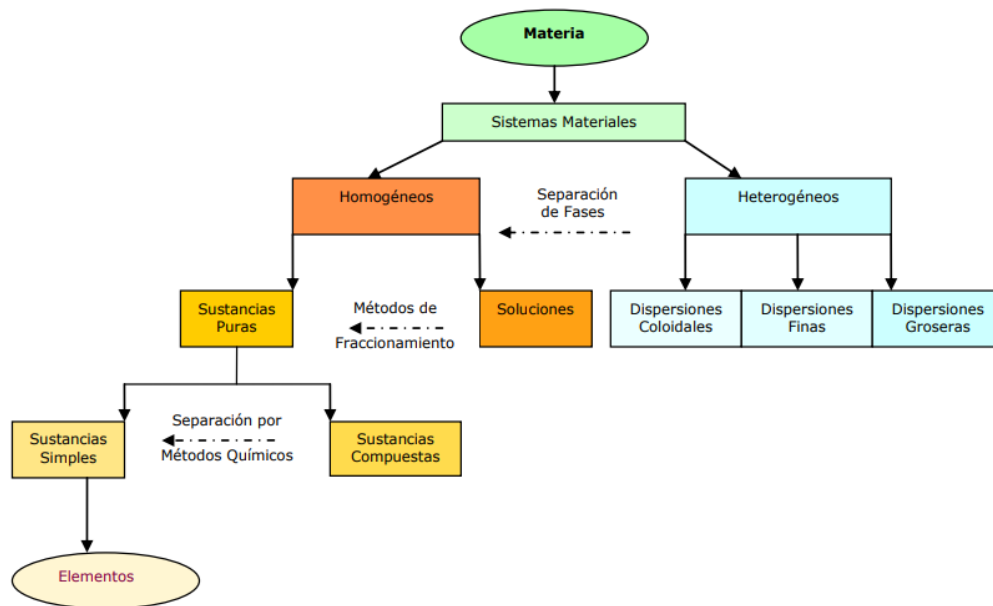


Centrifugación

Los métodos de fraccionamiento implican la separación de los componentes del sistema homogéneo mediante:

- Evaporación: nos permite separar una fase sólida de una líquida, por ejemplo, agua y sal.
- Cristalización: este método consiste en obtener el soluto sólido cristalizado de una solución por evaporación del disolvente. Ejemplo, solución de sulfato de cobre, proceso que tiene lugar en la formación de salinas, estalactitas y estalagmitas.
- Cromatografía: se utiliza para separar diferentes componentes de una solución, ejemplo, presencia de pigmentos en las hojas de vegetales.
- Destilación simple: permite separar un disolvente de las sustancias sólidas disueltas en él, por ejemplo, obtención de agua destilada.
- Destilación fraccionada: se emplea para separar dos o más líquido mezclados con diferentes puntos de ebullición, ejemplo, agua y alcohol.
- Extracción con solventes: se emplea para separar una mezcla de sustancias parcialmente miscibles (yodo + agua) entre sí por medio de una tercera sustancia, (tetracloruro de carbono) que sea miscible con la sustancia a extraer (yodo) pero que no sea miscible con la sustancia de separación (agua).

Clasificación de los Sistemas Materiales



Mediciones y variables

Los químicos realizan mediciones mediante cálculos para obtener cantidades relacionadas. Con diferentes instrumentos se puede medir las propiedades de una sustancia: con una cinta métrica se mide la longitud; con bureta, pipeta, probeta graduada o matraz se mide el volumen, con balanza la masa y con el termómetro la temperatura. Estos instrumentos proporcionan mediciones de *las propiedades*

macroscópicas que pueden determinarse directamente. Mientras que las propiedades microscópicas, es decir a escala atómica, tienen que determinarse por un método indirecto.

Unidades de Sistema Internacional (SI)

En el año 1.960 la autoridad internacional en cuanto a unidades, la Conferencia General de Pesos y Medidas, propuso un sistema métrico revisado, llamado Sistema Internacional de Unidades. A continuación, se muestran las unidades básicas del SI en la tabla 1.2.

Cantidad básica	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Al igual que las unidades métricas, las del SI se modifican de manera decimal con prefijos, tal como se ilustra en la siguiente tabla:

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
tera-	T	1 000 000 000 000, o 10^{12}	1 terámetro (Tm) = 1×10^{12} m
giga-	G	1 000 000 000, o 10^9	1 gigámetro (Gm) = 1×10^9 m
mega-	M	1 000 000, o 10^6	1 megámetro (Mm) = 1×10^6 m
kilo-	k	1 000, o 10^3	1 kilómetro (km) = 1×10^3 m
deci-	d	1/10, o 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0.1 m
centi-	c	1/100, o 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0.01 m
mili-	m	1/1 000, o 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0.001 m
micro-	μ	1/1 000 000, o 10^{-6}	1 micrómetro (μ m) = 1×10^{-6} m
nano-	n	1/1 000 000 000, o 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
pico-	p	1/1 000 000 000 000, o 10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m

Las mediciones que se utilizan frecuentemente en fisicoquímica son: temperatura, masa, densidad. Volumen y tiempo.

Masa es una medición de la cantidad de materia en un objeto.

Peso es la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto.

Una manzana que cae de un árbol es atraída hacia abajo por la gravedad de la Tierra. La masa de la manzana es constante y no depende de su ubicación, mientras que el peso sí.

La unidad básica de masa del SI es el kilogramo (kg). A diferencia de las unidades de longitud y tiempo, que se basan en procesos naturales que los científicos pueden repetir en cualquier momento, el kg se define en función de un objeto en particular. En química se usa por conveniencia la unidad más pequeña, el gramo (g):

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

La unidad de longitud del SI es el metro (m) y la unidad derivada del SI para volumen es el metro cúbico (m^3). Los químicos suelen trabajar con volúmenes más pequeños, como centímetro cúbico (cm^3) y el decímetro cúbico (dm^3):

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Otra unidad de volumen también usada es el litro (L):

$$1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} = 1.000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

La **densidad** es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente.

Por lo que la proporción de masa sobre volumen permanece sin cambio para un material dado, es decir que, v aumenta conforme lo hace m .

Usualmente la densidad depende de la temperatura.

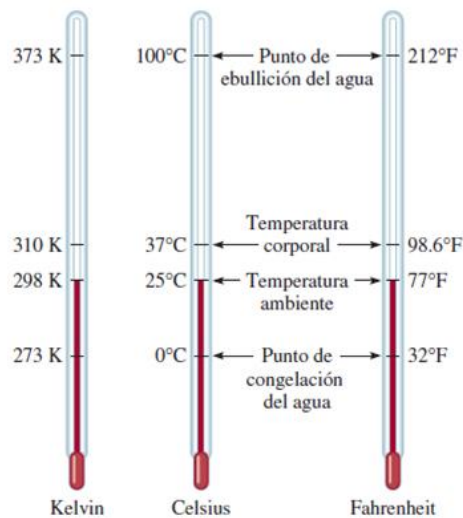
La ecuación de densidad es: $d = m/v$ donde m : masa y v : volumen

La unidad derivada del SI para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m^3):

$$1 \text{ g}/\text{cm}^3 = 1 \text{ g}/\text{mL} = 1000 \text{ kg}/\text{m}^3$$

Temperatura

En química se utilizan tres escalas de temperatura, cuyas unidades son: °F (grados Fahrenheit), °C (grados Celsius) y °K (grados Kelvin).

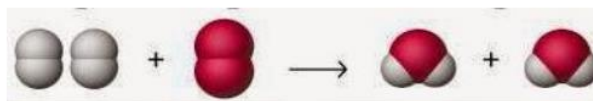


Fenómenos físicos y Fenómenos Químicos

Si dejamos salir el gas hidrógeno de un globo, se mezcla con el aire sin sufrir ninguna transformación. Sin embargo, si prendemos un fósforo en la boca del globo oiremos una pequeña explosión, pues el hidrógeno se combina con el oxígeno del aire y se forma una nueva sustancia: el agua.

En una mezcla, las propiedades de sus componentes no varían y estos se pueden separar por medios físicos.

En una combinación o reacción química, los componentes pierden sus propiedades como consecuencia de una transformación química.



Fenómenos Físicos

Son transformaciones transitorias, donde las mismas sustancias se encuentran antes y después del fenómeno, es decir, **no hay alteración en su estructura molecular**. Es fácilmente reversible mediante otro **fenómeno físico**.

Los fenómenos físicos que se pueden mencionar:

- Evaporación del agua de mar.
- Disolución de azúcar en agua.
- Sublimación de la naftalina.

- Separación de la sal (NaCl) del agua de mar.
- Ruptura de un vaso de vidrio.
- Congelamiento del agua.
- Alargamiento de un resorte o cuerpo elástico.

Fenómenos Químicos

Son transformaciones permanentes, donde una o varias sustancias desaparecen, y una o varias sustancias nuevas se forman, es decir hay alteraciones en su estructura íntima o molecular. No es reversible mediante procesos físicos.

Los fenómenos químicos que se pueden mencionar:

- Fermentación de la glucosa (C₆H₁₂O₆)
- Digestión de los límites.
- Respiración.
- Crecimiento de una planta
- Oscurecimiento de la plata en presencia de O₂.
- Encender un fósforo

UNIDAD 2

Estructura atómica

Átomo es la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química.

Dalton describió un átomo como una partícula pequeña e indivisible, no obstante, una serie de investigaciones iniciadas en 1.850 y que continuaron hasta el siglo pasado, demostraron que los átomos tienen una estructura interna

Los átomos están formados por un núcleo (**protones** y **neutrones**), de tamaño reducido y cargado positivamente, rodeado por una nube de **electrones**, que se encuentra en la corteza.

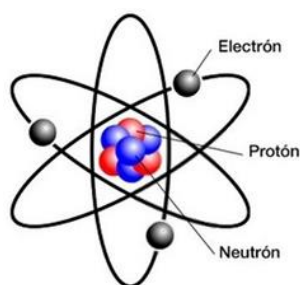


TABLA 2.1 Masa y carga de las partículas subatómicas			
Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulomb	Unidad de carga
Electrón*	9.10938×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

* Las mediciones más refinadas aportan un valor más preciso de la masa de un electrón que las de Millikan.

Número atómico, número másico e isótopos

Todos los átomos se pueden identificar por el número de protones y neutrones que contienen.

El **número atómico (Z)**, es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento.

En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. Por ejemplo, el Z del flúor es 9,

es decir que, cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico.

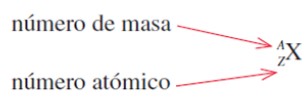
*El **número másico (A)**, es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento.*

En general, el número de masa está dado por:

$$\text{Número de masa} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

$$= \text{número atómico} + \text{número de neutrones}$$

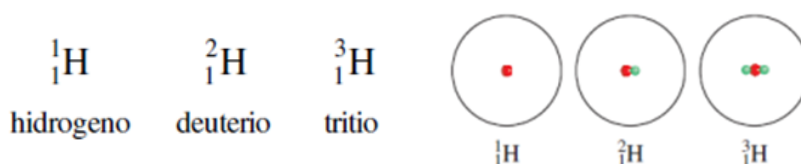
El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico ($A - Z$). Por ejemplo, si el número de masa de un átomo específico de boro es 12 y su número atómico es 5 (5 protones en el núcleo), entonces el número de neutrones es $12 - 5 = 7$.



No todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa, por general la mayoría de los elementos tiene dos o más isótopos.

***Isótopos**, átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número másico.*

Por ejemplo, existen isótopos de hidrógeno:



Las propiedades químicas de un elemento están determinadas, principalmente, por los protones y electrones de sus átomos; los neutrones no participan en los cambios químicos en condiciones normales. En consecuencia, los isótopos del mismo elemento tienen un comportamiento químico semejante, forman el mismo tipo de compuestos y presentan reactividades semejantes.

Moléculas

La mayor parte de materia está compuesta de moléculas o iones.

*Una **molécula** es un agregado de, por lo menos, dos átomos en una colación definida que se mantienen unidos a través de fuerzas químicas, enlaces químicos.*

Una molécula puede contener átomos del mismo elementos o átomos de dos o más elementos, siempre en una proporción fija, de acuerdo con la ley de las proporciones definidas. Una molécula no siempre es un compuesto, el cual, por definición, está formado por dos o más elementos. Por ejemplo, el hidrógeno gaseoso, es un elemento puro, que consta de moléculas formadas por dos átomos de H cada una. Por otra parte, el agua es un compuesto molecular que contiene hidrogeno y oxígeno en una relación de dos átomos de H y un átomo de O. Al igual que los átomos, las moléculas son eléctricamente neutras.

La molécula de hidrógeno, H_2 , es una *molécula diatómica* porque *contiene sólo dos átomos*. Mientras que el ozono O_3 , es una *molécula poliatómica* porque *contiene más de dos átomos*.

Iones

Un ion es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa.

El número de protones, cargados positivamente, del núcleo de un átomo permanece igual durante los cambios químicos (reacciones químicas), pero se pueden perder o ganar electrones, cargados negativamente. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un **catión**, *un ion con carga neta positiva*. Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como el ion Na^+ :

Átomo de Na	Ion Na^+
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, un anión es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion Cl^- :

Átomo de Cl	Ion Cl^-
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Fórmulas químicas

Los químicos utilizan **fórmulas químicas** para *expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medios de símbolos químicos*. Composición significa no solamente los elementos presentes, sino también la proporción en la cual combinan los átomos.

Fórmulas moleculares

Una **fórmula molecular** indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia. En el análisis sobre moléculas, cada ejemplo se presenta con su fórmula molecular entre paréntesis.

Las moléculas son demasiado pequeñas como para poder observarlas de manera directa. Una forma efectiva para visualizarlas es mediante el uso de modelos moleculares. Por lo general se utilizan dos tipos: los modelos de esferas y barras, y los modelos espaciales.

El primer paso para construir un modelo consiste en escribir la **fórmula estructural**, que muestra cómo están unidos entre sí los átomos de una molécula.

	Hidrógeno	Agua	Amoniaco	Metano
Fórmula molecular	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Fórmula estructural	H—H	H—O—H	$\begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
Modelo de esferas y barras				
Modelo espacial				

Fórmulas empíricas

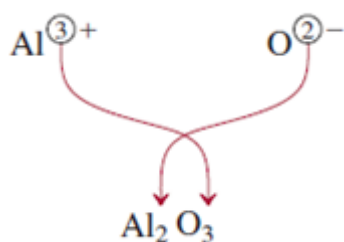
La **fórmula empírica** indica cuáles elementos están presentes y la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos.

Las fórmulas empíricas son las fórmulas químicas más sencillas; se escriben de manera que los subíndices de las fórmulas moleculares se reduzcan a los números enteros más pequeños que sea posible. Las fórmulas moleculares son las fórmulas reales de las moléculas. Una vez que se conoce la fórmula molecular, también se conoce la fórmula empírica, pero no al contrario.

Las fórmulas de los compuestos iónicos por lo general son las mismas que sus fórmulas empíricas debido a que los compuestos iónicos no están formados por unidades moleculares discretas. Por ejemplo, una muestra sólida de cloruro de sodio (NaCl) consiste en el mismo número de iones Na^+ y Cl^- dispuestos en una red tridimensional. En este compuesto existe una proporción de cationes y aniones de 1:1, de forma que el compuesto es eléctricamente neutro.

Para que los compuestos iónicos sean eléctricamente neutros, la suma de las cargas de los cationes y de los aniones de una fórmula debe ser igual a cero. Si las cargas de los cationes y de los aniones son numéricamente diferentes, se aplica la siguiente regla para que la fórmula sea eléctricamente neutra: *el subíndice del catión debe ser numéricamente igual a la carga del anión, y el subíndice del anión debe ser numéricamente igual a la carga del catión.*

Ejemplo: Óxido de aluminio. El catión es Al^{3+} y el anión oxígeno es O^{2-} . El siguiente diagrama ayuda para la determinación de los subíndices del compuesto formado por el catión y el anión:



La suma de las cargas es $2(+3) + 3(-2) = 0$

La fórmula del óxido de aluminio es Al_2O_3

Reacción química

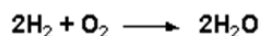
Una **reacción química** es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) desaparece para formar una o más sustancias nuevas.

Ecuaciones químicas

La **ecuación química** es la representación escrita, abreviada y simbólica de una reacción química, y puede ser expresada por medio de símbolos y fórmulas de las sustancias participantes



Esta ecuación expresa que durante el transcurso de una reacción, los reactivos se consumen mientras se forman los productos. Como resultado, podemos seguir el progreso de una reacción al medir ya sea la disminución en la concentración de los reactivos, o el aumento en la concentración de los productos. Por ejemplo el hidrógeno gas (H_2) puede reaccionar con oxígeno gas (O_2) para dar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



Clasificación química

Cuando se efectúa una reacción química se presentan cambios en la composición y estructura de las sustancias reaccionantes.

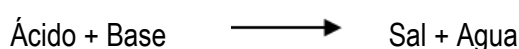
Pero ¿Cómo predecir la forma de reaccionar de dos o más sustancias entre sí, o bien, lo que sucede a un reactivo cuando se le aplica calor o se le adiciona algún catalizador?

Para dar respuesta a esta interrogante los químicos han utilizado el conocimiento que tienen de las propiedades de los elementos, así como de los compuestos y las ecuaciones químicas para predecir las posibles combinaciones entre las sustancias.

Los tipos de reacciones comunes en química son:

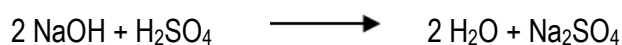
Ácido-Base

Una **reacción ácido-base** o **reacción de neutralización** es una [reacción química](#) que ocurre entre un ácido y una base produciendo sal y agua.



Las reacciones de neutralización son generalmente exotérmicas, lo que significa que desprenden energía en forma de calor. Se les suele llamar de neutralización porque al reaccionar un ácido con una base, estos neutralizan sus propiedades mutuamente.

Los iones positivos procedentes de una base forman una sal con los iones negativos procedentes de un ácido. Por ejemplo, dos moles de la base hidróxido de sodio (NaOH) pueden combinarse con un mol de ácido sulfúrico (H₂SO₄) para formar dos moles de agua y un mol de sulfato de sodio.



Cuando un ácido se mezcla con una base ambas especies reaccionan en diferentes grados que dependen en gran medida de las concentraciones y volúmenes del ácido y la base.

Pueden considerarse las siguientes alternativas que surgen de la mezcla de un ácido con una base:

1. Ácido fuerte con una base fuerte: la especie que quedará en disolución será la que esté en mayor cantidad respecto de la otra.
2. Ácido fuerte con una base débil: la disolución será neutralizada completamente, quedando una porción del ácido fuerte y dependiendo de la cantidad de moles que reaccionaron con la base.
3. Ácido débil con una base fuerte: la disolución será básica, ya que será la base la que permanezca en la reacción.

4. Ácido débil con una base débil: si esto sucede, la acidez de una disolución dependerá de la constante de acidez del ácido débil y de las concentraciones tanto de la base como del ácido.

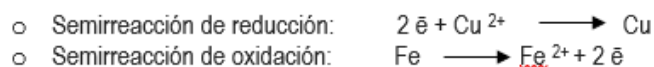
Reducción-oxidación

Se denomina **reacción rédox**, a toda reacción química en la que uno o más electrones se transfieren entre los reactivos, provocando un cambio en sus estados de oxidación.

Para que exista una reacción de reducción-oxidación, en el sistema debe haber un elemento que ceda electrones, y otro que los acepte:

- El agente oxidante: es aquel elemento químico que tiende a captar esos electrones, quedando con un estado de oxidación inferior al que tenía, es decir, siendo reducido.
- El agente reductor: es aquel elemento químico que suministra electrones de su estructura química al medio, aumentando su estado de oxidación, es decir, siendo oxidado.

Dentro de una reacción global redox, se da una serie de reacciones particulares llamadas semirreacciones o reacciones parciales.



O más comúnmente, también llamada ecuación general: $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

Precipitación

Un **precipitado** es el sólido que se produce en una disolución por efecto de una reacción química, llamada **precipitación**.

Dicha reacción puede ocurrir cuando una sustancia insoluble se forma en la disolución debido a una reacción química.

En la mayoría de los casos, el precipitado (el sólido formado) baja al fondo si la disolución porque es más denso, caso contrario, flotaría.

Combustión

La **combustión**, puede entenderse como toda reacción química, relativamente rápida, exotérmica, que se desarrolla en fase gaseosa o heterogénea (líquido-gas, sólido-gas) con o sin manifestación del tipo de llamas o de radiaciones visibles.

La combustión se refiere a las reacciones de oxidación que se producen de forma rápida, de materiales llamados combustibles, formados fundamentalmente por carbono (C) e hidrógeno (H) y en algunos casos

por azufre (S), en presencia de oxígeno, denominado el comburente, y con gran desprendimiento de calor.

La reacción de combustión del C se puede escribir de la siguiente manera: $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

Nomenclatura

La **nomenclatura química** (del latín *nomenclatura*) es un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar los compuestos químicos. La IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada; en inglés *International Union of Pure and Applied Chemistry*) es la máxima autoridad en esta materia, y se encarga de establecer las reglas correspondientes.

El sistema de nomenclatura para los compuestos inorgánicos se basa en: los siguientes:

- Nomenclatura IUPAC: es un sistema simple y unificador, difiere de la nomenclatura tradicional en que resuelve muchos de los problemas heredados de la historia de la química.
- Nomenclatura tradicional: es conocida por distinguir los compuestos a partir de la valencia de sus átomos enlazados, empleando así los sufijos – oso, ico – tanto como los prefijos – hipo, hiper.
- Nomenclatura por Numeral de Stock: utiliza números romanos entre paréntesis para indicar el número de oxidación del elemento.

Compuestos inorgánicos

Son aquellos cuya composición involucra diversos elementos de la tabla periódica. Estos compuestos se forman a través de reacciones y fenómenos físicos presentes en la naturaleza, tales como la energía solar, la acción de la electricidad o del calor, etc. Que permiten la creación de sustancias diversas. Sus átomos y moléculas suelen unirse mediante enlaces iónicos o covalentes.

Los compuestos inorgánicos pueden ser:

Óxidos. Compuestos formados por la unión del oxígeno y algún otro elemento metálico (óxidos básicos) o no metálicos (óxidos ácidos). Por ejemplo: monóxido de carbono (CO); óxido de cloro (VII), óxido de hierro (II) u óxido ferroso (FeO).

Peróxidos. Se forman por la unión del grupo peróxido (O_2^{2-}) con un elemento metálico. Por ejemplo: peróxido de calcio (CaO_2), peróxido de hidrógeno (H_2O_2).

Superóxidos. También conocidos como peróxidos, ocurren cuando el oxígeno reacciona con valencia $-1/2$. Se nombran regularmente como los óxidos, pero empleando la palabra “hiperóxido” o “superóxido”. Por ejemplo: superóxido o hiperóxido de potasio (KO_2).

Hidruros. Están formados por hidrógeno y otro elemento metálico (hidruro metálico) o no metálico (hidruro no metálico o hidrácidos):

- **Metálico.** Se usa el término “hidruro” y de prefijos numerales dependiendo de la cantidad de átomos de hidrógeno y el elemento metálico. Por ejemplo: monohidruro de potasio (KH), tetrahidruro de plomo (PbH₄).
- **No metálico.** Se añade el terminal -uro al elemento no metálico y se añade luego “de hidrógeno”. Por ejemplo: fluoruro de hidrógeno (HF), seleniuro de dihidrógeno (SeH₂).

Oxácidos. Son compuestos ácidos que surgen de la reacción entre un anhídrido (óxido no metálico) y agua. Llamados también oxoácidos u oxiácidos (y popularmente “ácidos”), su nomenclatura exige usar el prefijo correspondiente al número de átomos de oxígeno, seguido de la partícula “oxo” unida al nombre del no metal terminado en “-ato”, y luego “de hidrógeno”. Por ejemplo: tetraoxosulfato de hidrógeno (H₂SO₄), dioxosulfato de hidrógeno (H₂SO₂).

Hidróxidos o bases. Formados por la unión de un óxido básico y agua, se reconocen por su grupo funcional -OH, y se nombran genéricamente como hidróxido, junto a los prefijos respectivos dependiendo de la cantidad de grupos hidroxilo presentes. Por ejemplo: dihidróxido de plomo (Pb[OH]₂), hidróxido de litio (LiOH).

Sales. Son producto de la unión de sustancias ácidas y básicas, y se nombran de acuerdo a su clasificación:

- **Sales neutras.** Se forman por la unión de un ácido y un hidroxilo, liberando agua en el proceso, y serán binarias y ternarias, dependiendo de si el ácido es un hidrácido o un oxácido, respectivamente.
- **Sales ácidas.** Resultan del reemplazo de hidrógeno en un ácido por átomos metálicos. Su nomenclatura es igual a la de las sales neutras ternarias, pero añadiendo la palabra “hidrógeno”. Por ejemplo: hidrógeno sulfato (VI) de sodio (NaHSO₄), hidrógeno carbonato de potasio (KHCO₃).
- **Sales básicas.** Producto del reemplazo de los oxidrilos de una base por los aniones de un ácido, su nomenclatura depende de si el ácido era un hidrácido o un oxácido.
- **Sales mixtas.** Producidas al sustituir los hidrógenos de un ácido por átomos metálicos de distintos hidróxidos. Su nomenclatura es idéntica a la de las sales ácidas, pero incluyendo ambos elementos. Por ejemplo: tetraoxosulfato de sodio y potasio (NaKSO₄).

Las sustancias inorgánicas pueden diferir enormemente las unas de las otras, sin embargo, se pueden mencionar en línea generales las siguientes propiedades:

- ★ Buenos conductores de calor y de electricidad.
- ★ Electrovalentes, es decir que entre ellos predomina el enlace iónico.
- ★ Algunos sólidos suelen presentar dureza y fragilidad.
- ★ Forman cristales cuando son sales sólidas, debido a la falta de movilidad entre los iones.
- ★ Tienen puntos de ebullición y de fusión.

Compuestos Orgánicos

Los **compuestos orgánicos** (o moléculas orgánicas) son aquellos que proceden de los seres vivos, es decir, son compuestos de origen biológico, los cuales se caracterizan por tener al **átomo de carbono C** como principal elemento.

Esto quiere decir que todos los compuestos orgánicos contienen carbono, aunque no todos los compuestos que poseen carbono son orgánicos.

Los compuestos orgánicos están presentes en todos los seres vivos (animales, plantas, hongos y bacterias), sus restos y productos. El petróleo y sus derivados, como la gasolina, son también compuestos orgánicos, ya que se formaron a partir de animales muertos, plantas y microorganismos enterrados bajo las altas presiones y calor de la corteza terrestre.

Generalmente, los elementos que participan en los compuestos orgánicos son el carbono y el hidrógeno, seguidos por el nitrógeno, el oxígeno, el fósforo y el azufre. Estos son elementos no metales, una de sus características es unirse mediante enlaces covalentes, esto es, enlaces en los que se comparten electrones.

La **química orgánica** es la ciencia que se dedica al estudio de los compuestos orgánicos (carbono) y a sus aplicaciones. Algunos ejemplos de estos compuestos son:

- **Proteínas** (como las enzimas, las fibras musculares y los anticuerpos)
- **Lípidos** (como los aceites, la mantequilla, el colesterol y los triglicéridos; las ceras y esteroides)
- **Carbohidratos** (azúcares como la glucosa, la sacarosa y la fructosa)
- **Ácidos nucleicos** (ADN o ARN)
- **Hidrocarburos** (benceno, el petróleo y sus derivados gasolina, queroseno)

Característica de los compuestos orgánicos

A pesar de la diversidad de compuestos orgánicos que existen, todos comparten las siguientes características:

- Siempre tienen al carbono como elemento principal, y casi siempre enlazado al hidrógeno. Menos frecuentemente presentan nitrógeno, oxígeno, fósforo y azufre.
- Forman enlaces covalentes estables, los cuales permiten la formación de cadenas lineales, ramificadas o cíclicas.
- Pueden ser líquidos, sólidos o gaseosos.

Propiedades de los compuestos orgánicos

Las propiedades que presentan estos compuestos tienen que ver con los atributos propios de su naturaleza que caracterizan su comportamiento, por ejemplo:

- Combustibles: la mayoría tienen la propiedad de arder en presencia de oxígeno.
- Solubilidad: algunos son solubles en disolventes orgánicos, como el plástico en gasolina; mientras que otros son solubles en agua, como el alcohol y el azúcar.
- Isomería: pueden formar diferentes compuestos con el mismo número de átomos. Por ejemplo, la fructosa y la glucosa son compuestos diferentes que tienen la misma cantidad de átomos de C, H y O.
- Aromáticos: algunos presentan aroma debido a que poseen una estructura de anillos con enlaces simples y dobles intercalados. Por ejemplo, productos con benceno como la gasolina, las pinturas y los disolventes.
- Punto de ebullición y fusión: la mayoría suelen registrar bajos puntos de ebullición y de fusión.

Clasificación

Los compuestos orgánicos pueden ser clasificados según su origen, grupos funcionales, su estructura y su polaridad.

De acuerdo a la procedencia, los compuestos orgánicos pueden ser:

- Naturales: aquellos procedentes de los seres vivos o sus restos, como por ejemplo la clorofila y los aminoácidos.
- Artificiales: aquellos que pueden ser sintetizados artificialmente en laboratorios químicos, por ejemplo, los plásticos y las fibras sintéticas.

De acuerdo a los grupos funcionales, los compuestos orgánicos pueden ser:

- Alcoholes: se forma con un carbono unido a un grupo hidroxilo OH.
- Éteres: se forman cuando una cadena de C presenta un átomo de O intercalado
- Ésteres: resultan de la combinación de un alcohol con un ácido orgánico.
- Ácidos orgánicos: formados por C unido a un grupo carboxilo.
- Aldehídos: resultan de la unión del C con un grupo carbonilo, es decir, un grupo formado por un C y un O.
- Aminas: se forman por la unión del C a un grupo amino -NH₂

Los grupos funcionales son conjuntos de átomos arreglados en una forma específica que determinan la forma de reaccionar de los compuestos.

Cuando hablamos de estructura, nos referimos a la forma en que se unen los átomos de C entre sí, dando origen a compuestos:

- Alifáticos: son los que forman estructuras de cadena, ya sean lineales o ramificadas. Por ejemplo, los hidrocarburos como el propano.
- Aromáticos: son aquellos que forman estructuras de anillos, por ejemplo, la naftalina ($C_{10}H_8$) y el benceno (C_6H_6).
- Heterocíclicos: su estructura se forma de anillos de C enlazados a otros elementos, como nitrógeno. Por ejemplo, la sacarina ($C_7H_5NO_3S$)



La polaridad surge cuando la distribución de los electrones en las moléculas es desigual. Esto es una condición constante de los compuestos inorgánicos, pero no de los orgánicos. Por ello, también se pueden clasificar en:

- Polares: son aquellos cuyos enlaces de carbono (C) e hidrógeno (H) presentan otros elementos químicos como el nitrógeno (N), el oxígeno (O), el fósforo (P), el azufre (S), de lo que resulta una distribución desigual de electrones.
- Apolares: son aquellos que sólo tienen carbono (C) e hidrógeno (H) y, por ende, la distribución de sus electrones es uniforme.

Cuadro comparativo entre los compuestos orgánicos de los inorgánicos

	Compuestos orgánicos	Compuestos inorgánicos
Origen	Biológico	No biológico
Elementos	Carbono (siempre), hidrógeno (casi siempre), oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre	Elementos metales y elementos no metales
Enlaces	Covalentes	Iónicos en su mayoría
Isomería	Sí	No
Conducción de electricidad	No	Sí

Combustibilidad	Sí	Rara vez
Aromaticidad	Sí	No
Puntos de fusión y ebullición	Bajos	Altos