



Universidad
Nacional de
San Luis

*Facultad de Ingeniería y Ciencias
Agropecuarias*

MÓDULO DE APOYO

Química

AGRONOMIA

Docentes: Ing. Eliana Fernández, Ing. Mercedes Quiroga y Mg. Natalia Del Negro

INTRODUCCIÓN

1. ¿POR QUÉ ESTUDIAR QUÍMICA?

La química no se hace sólo en los laboratorios, en realidad ocurre todos los días y tiene un gran impacto sobre lo que uno usa y hace. Sin embargo, la importancia de la misma no siempre se ve claramente. Hacemos química cuando cocinamos, cuando agregamos cloro a la pileta de natación o cuando se enciende el motor de un automóvil. Se produce una reacción química cuando un clavo se oxida, cuando las plantas convierten el dióxido de carbono y el agua en carbohidratos y energía para crecer o cuando una tableta antiácida se disuelve en agua.

A pesar de ello, muchas veces es posible ver o escuchar en los medios de comunicación, expresiones como “libre de químicos”, o “sin agregado de químicos”, lo que induciría a pensar que está libre de sustancia que hacen mal a la salud. Pues nada más lejos de la realidad. Tomemos por caso un alimento conocido y consumido por la mayoría: el pan. Para empezar, el pan está hecho de harina de trigo, que contiene a su vez hidratos de carbono, proteínas, vitaminas, sal agua, etc. Todos ellos son compuestos químicos. Los alimentos y todo lo que nos rodea, inclusive nosotros mismos, estamos “hechos” de “químicos”.

La Química no es algo que se les agrega a las cosas, sino una CIENCIA que está presente en nuestra vida cotidiana, y que formará parte de los pilares fundamentales sobre los que se cimentará el resto de sus carreras.

2. RECOMENDACIONES PARA ESTUDIAR Y RAZONAR LOS PROBLEMAS

Para muchos estudiantes, la química puede ser una experiencia nueva, y tal vez un tanto difícil. Para entenderla, será necesario resolver muchos problemas. En este punto, es posible que se encuentren con algunas dificultades, cuya fuente principal suelen ser los hábitos de estudio y el modo de analizar y resolver los problemas. Las sugerencias que se dan a continuación, tomadas con seriedad, pueden constituir una gran ayuda.

2.1. HÁBITOS DE ESTUDIO

- i. Aprende un tema antes de pasar a uno nuevo. En la química, los conceptos nuevos se apoyan en los conceptos anteriores. No se debe dejar nada de lado esperando aprenderlo más tarde. Y desde luego, no hay que retrasar el estudio hasta la fecha de examen. Es fundamental *mantenerse al día*.
- ii. Hay que saber algo de matemática para resolver los problemas. Generalmente aritmética y álgebra elemental. Si no se dominan esas herramientas, las dificultades aparecerán muy pronto.
- iii. La calculadora es una herramienta muy útil para la resolución de problemas. Pero no es capaz de razonar y analizar los mismos. Seleccionado el procedimiento correcto para la resolución, será una aliada muy importante, por lo que aprender a usarla correctamente será en extremo provechoso.
- iv. La Química no se estudia de memoria. Solo será necesario memorizar algunos conceptos fundamentales. Este mínimo apréndelo realmente bien; después centra tu atención en cómo utilizarlo de manera lógica y efectiva.
- v. ANTES de resolver los problemas, estudia los apuntes de clase y/o los capítulos del libro correspondientes. La Teoría es indispensable para la resolución de los ejercicios.
- vi. Intenta resolver los problemas con la menor ayuda posible. Si has necesitado la ayuda de un

- compañero o del profesor, trata luego de resolver algunos similares por tus propios medios.
- vii. Los días anteriores al Parcial repasa todos los problemas que hayas hecho. Clasifícalos por tipos de problemas e identifica el método para su resolución. Reconocer el tipo de problema es, con frecuencia, la mayor dificultad que hay que superar. En la mayoría de los casos solo hay un número pequeño de tipos de problemas.
 - viii. Asegúrate que entiendes la teoría. Hazte preguntas sobre la misma, utiliza las consultas con los profesores, inclusive puedes discutir la materia con un compañero. Si no entiendes lo que vas a hacer, difícilmente lo podrás hacer bien. Ten paciencia pero trabaja duro. No hay atajos para el estudio de la química.

TEMA 1**Química – Propiedades – Sistemas Materiales****1. CONCEPTO DE QUÍMICA**

La química es el estudio de la materia y los cambios que ocurren en ella. Es frecuente que se le considere como la ciencia central, ya que nos permite el entendimiento fundamental de otras ciencias y tecnologías.

Aunque la química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo XIX, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron que los científicos separaran sustancias en sus componentes y, por tanto, explicaran muchas de sus características físicas y químicas. A partir de allí, hubo un desarrollo acelerado de tecnología, hasta el uso de las computadoras y microscopios especiales, que les permite a los químicos analizar la estructura de los átomos y las moléculas (las unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química) y diseñar nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos y productos de consumo no contaminantes.

La Química es una ciencia experimental y como tal requiere de la observación y la experimentación, que provienen del mundo macroscópico. Pero, para explicar los hechos observados, se requiere de la creación de un modelo teórico a nivel submicroscópico. Es decir, una teoría basada en la formulación de hipótesis o suposiciones, a través de las cuales es posible explicar los hechos experimentales.

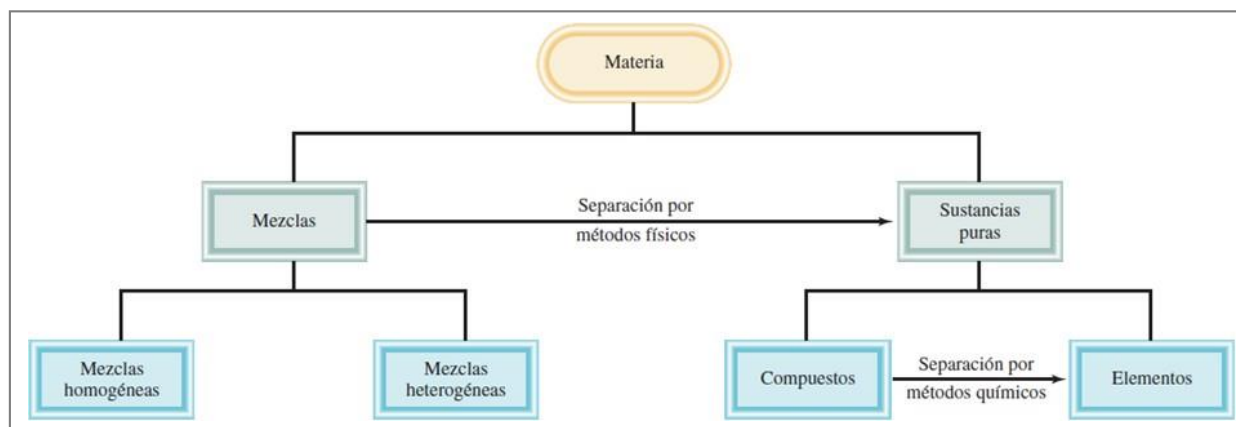
La química cubre un campo de estudios bastante amplio, por lo que en la práctica se estudia cada tema de manera particular. Las principales y más estudiadas ramas de la química son:

- **Química Inorgánica:** estudia la formación, la composición, las propiedades, la estructura, los intercambios energéticos y las reacciones químicas entre los átomos de la tabla periódica, que no sean de carbono (aunque con algunas excepciones).
- **Química Orgánica:** estudia la síntesis, reacciones y propiedades de los compuestos que se basan en el elemento carbono.
- **Bioquímica:** estudia las reacciones químicas en los seres vivos, estudia el organismo y los seres vivos, sus proteínas, carbohidratos, lípidos, ácidos nucleicos, etc.
- **Química Física:** estudia los fundamentos y bases físicas de los sistemas y procesos químicos. En particular, son de interés para el químico físico los aspectos energéticos y dinámicos de tales sistemas y procesos. Entre sus áreas de estudio más importantes se incluyen la termodinámica química, la cinética química, la electroquímica, la mecánica estadística y la espectroscopía. Usualmente se la asocia también con la química cuántica y la química teórica.
- **Química Industrial:** Estudia los métodos de producción de reactivos químicos en cantidades elevadas, de la manera económicamente más beneficiosa. En la actualidad también intenta aunar sus intereses iniciales, con un bajo daño al medio ambiente.
- **Química Analítica:** estudia los métodos de detección (identificación) y cuantificación (determinación) de una sustancia en una muestra.
- **Otras:** petroquímica, química nuclear, fotoquímica, etc.

Por consiguiente, la química estudia la materia, en cuanto a su composición y estructura, sus propiedades, los cambios o transformaciones en la composición de la misma y las variaciones de energía que acompañan sus transformaciones.

2. ESTUDIO DE LA MATERIA

La química estudia las propiedades y el comportamiento de la materia. La **materia** es todo aquello que constituye el universo, que tiene masa y ocupa espacio. La materia se distingue por ciertas propiedades como su aspecto, el punto de fusión y ebullición, la densidad y otras, y pueden presentarse en alguno de los estados de agregación, es decir, sólido, líquido o gaseoso (los más comunes, aunque hay algunos más). Entonces decimos que una **propiedad** es cualquier característica que nos permita reconocer un tipo particular de materia y distinguirla de otros tipos. Un libro, el aire que respiramos y la ropa que vestimos son ejemplos de materia.



Clasificación de la materia.

Podemos distinguir varios subtipos de materia con base en su composición y propiedades. La clasificación de la materia incluye sustancias, mezclas, elementos y compuestos, además de los átomos y moléculas (que veremos más adelante). La primera distinción que podemos hacer, es entre sustancias puras y mezclas. En las sustancias puras encontramos que todas sus moléculas son iguales (por ejemplo, una muestra de dióxido de carbono: CO_2 ; o una porción de agua pura: H_2O), mientras que en las mezclas encontramos dos o más sustancias (salmuera: agua y sal).

- **Sustancia:** es una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintivas. Son ejemplos de sustancia: agua, amoníaco, azúcar de mesa (sacarosa), sal de mesa, oro y oxígeno. Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades. A su vez, las sustancias puras pueden discriminarse en **sustancias simples**, también llamados **elementos**, y **sustancias compuestas o compuestos**.
- **Elemento/sustancia simple:** es una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos. Hasta la fecha se han identificado 118 elementos. La mayoría de ellos se encuentran de manera natural en la Tierra. Los otros se han obtenido por medios artificiales mediante procesos nucleares.

Por conveniencia, los químicos usan símbolos de una o dos letras para representar a los elementos. La primera letra del símbolo siempre es mayúscula, no así la letra siguiente. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, en tanto que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono.

Los símbolos de algunos elementos se derivan de su nombre en latín, por ejemplo, Au de *aurum* (oro), Fe de *ferrum* (hierro) y Na de *natrium* (sodio).

– **Compuesto:** es una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas. Por ejemplo, la combustión del hidrógeno (H_2) gaseoso con el oxígeno (O_2) gaseoso forma agua, cuyas propiedades difieren claramente de las correspondientes a los elementos que la forman. El agua (H_2O) consiste en dos partes de hidrogeno por una de oxígeno. Esta composición no se modifica, sin importar que el agua provenga de un grifo en Estados Unidos, de un lago en Mongolia o de las capas de hielo de Marte. A diferencia de las mezclas, los compuestos **sólo se pueden separar** en sus componentes puros **por medios químicos**.

▪ **Mezcla:** es una combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades. Cuando la materia se presenta de esta forma, las sustancias presentes se combinan físicamente **pero no químicamente**, y es por eso que cada una de ellas conserva sus propiedades. El aire que respiramos es una mezcla, principalmente de gases oxígeno y nitrógeno. El acero es una mezcla de hierro, níquel, carbono y cromo. Una solución como el té o el café también es una mezcla. Las mezclas **no poseen composición constante** (depende de la proporción de cada componente). Por tanto, las muestras de aire obtenidas en distintas ciudades probablemente diferirán en su composición a causa de diferencias de altitud, contaminación atmosférica, etc. A su vez, **las mezclas pueden ser Homogéneas o Heterogéneas:**

- **Mezcla homogénea**, en la que la composición de la mezcla es uniforme, por ejemplo cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua.
- **Mezcla heterogénea** porque su composición no es uniforme, por ejemplo, al mezclar arena con virutas de hierro, tanto una como las otras se mantienen separadas.

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.

En definitiva, la materia puede presentarse como sustancias puras o como mezclas. A su vez, las **mezclas** pueden ser **homogéneas** o **heterogéneas**, mientras que las sustancias puras pueden discriminarse en **simples, o compuestos**.

3. ESTADOS DE LA MATERIA

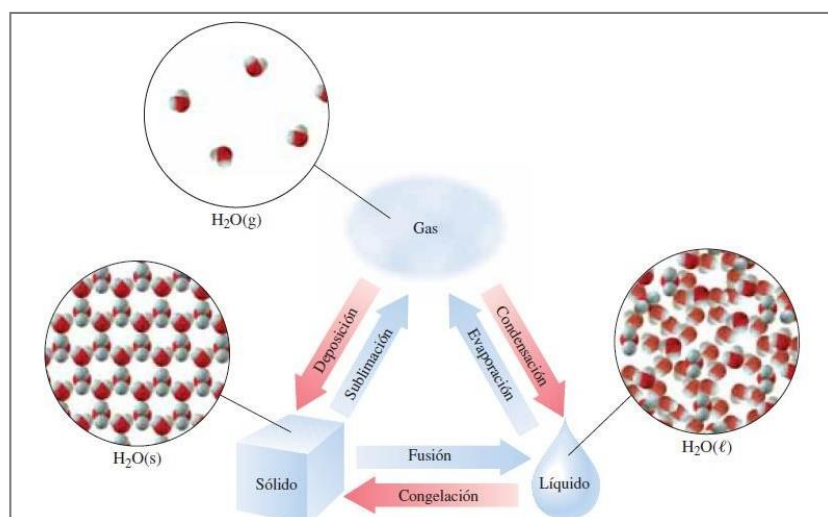
Todas las sustancias pueden existir en tres estados físicos o “estados de agregación”: sólido, líquido y gaseoso. Los gases difieren de los líquidos y sólidos en la distancia que media entre las moléculas. En un sólido, las moléculas se mantienen juntas de manera ordenada, con escasa libertad de movimiento. Las moléculas de un líquido están cerca unas de otras, sin que se mantengan en una posición rígida, por lo que pueden moverse (por eso los líquidos fluyen y los sólidos no). En un gas, las moléculas están separadas entre sí por distancias grandes en comparación con el tamaño de las moléculas mismas.

El estado de agregación de una sustancia depende de la presión y de la temperatura a la que se encuentre. Algunas de las principales propiedades de la materia en cada estado de agregación son:

- a) El estado **sólido** se caracteriza por poseer forma propia y una gran capacidad para conservarla. Tienen volumen constante, no se puede comprimir y no fluyen. Las moléculas están muy juntas, ocupan lugares determinados y no poseen movimiento.
- b) El estado **líquido** no posee forma propia sino que adopta la forma del recipiente que lo contiene. Tiene volumen fijo, son poco compresibles y fluyen por sí mismos. Las moléculas están unas cerca de otras.
- c) El estado **gaseoso** se caracteriza por no poseer ni forma ni volumen propio, y llenan totalmente el recipiente que los contiene. Son fácilmente compresibles, difunden con facilidad y presentan una gran tendencia a mezclarse con otros gases. El volumen de los mismos aumenta o disminuye considerablemente al variar las condiciones externas a las que está sometido (presión y temperatura). Las moléculas están muy separadas y chocan unas con otras y con las paredes del recipiente.

3.1. CAMBIOS DE ESTADO

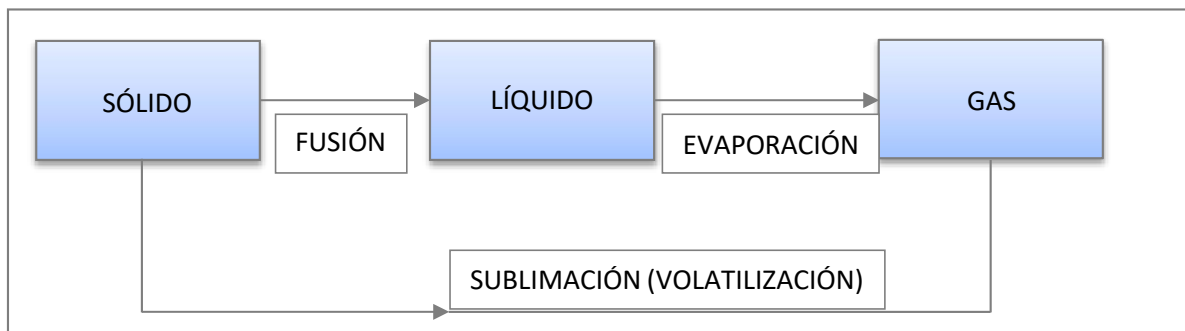
Son posibles las conversiones entre los tres estados de la materia sin que cambie la composición de la sustancia. Al calentar un sólido (por ejemplo, el hielo) se funde y se transforma en líquido (agua). La temperatura en la que ocurre esa transición se denomina **punto de fusión**. Su calentamiento adicional convierte al líquido en gas. Esta conversión sobreviene en el **punto de ebullición** del líquido. Por otra parte, el **enfriamiento** de un gas hace que se **condense** en la forma de líquido. Al enfriar adicionalmente este líquido, se **congela** a su forma sólida.



Cambios de estado.

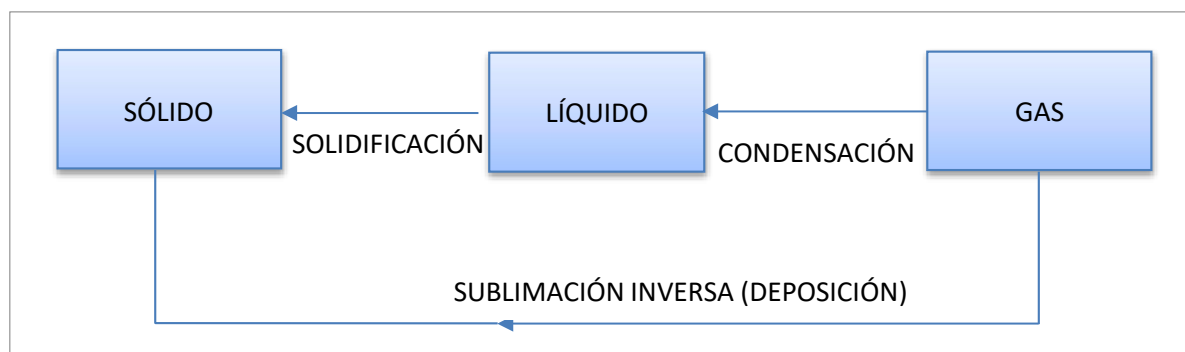
Los cambios de estado pueden clasificarse en Progresivos o Regresivos.

- **Progresivos**, la materia pasa de un estado de mayor agregación a un estado de menor agregación: sólido a líquido, líquido a gas, o sólido directamente a gas. Los cambios progresivos tienen lugar al subir la temperatura manteniendo constante la presión. Los nombres de los cambios de estado progresivos son:



Cambios de estado progresivos.

- **Regresivos** la materia pasa de un estado de menor agregación a un estado de mayor agregación: gas a líquido, líquido a sólido, o gas directamente a sólido. Los cambios regresivos tienen lugar al bajar la temperatura manteniendo constante la presión. Los nombres de los cambios de estado regresivos son:



Cambios de estado regresivos.

A una presión determinada la temperatura del cambio de estado es característica de la sustancia. La temperatura se mantiene constante mientras dura el cambio de estado, la energía aportada se consume en el cambio de agregación de la materia (cambio de estado) no en aumentar o disminuir la temperatura.

3.1.1. Observaciones en los cambios de estado

- A. El cambio de estado de líquido a gas denominado vaporización, se produce de dos formas:
- **Evaporación.** Tiene lugar a cualquier temperatura aunque al aumentar la temperatura la evaporación es mayor. Sólo sobre la superficie del líquido y con cierta lentitud.
 - **Ebullición.** Tiene lugar a una temperatura determinada, precisamente es esa temperatura una característica de la sustancia (para una presión determinada). Tiene lugar en todo el líquido (superficie e interior) por eso cuando un líquido entra en

ebullición vemos que burbujea, se convierte el líquido a gas también en el interior (ebulle). La ebullición es tumultuosa.

- El **punto de ebullición**, en un líquido, es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión del medio que rodea al líquido. En esas condiciones se puede formar vapor en cualquier punto del líquido.

B. **Licuefacción o licuación** de los gases es el cambio de estado que ocurre cuando una sustancia pasa del estado gaseoso al líquido, por aumento de la presión a una temperatura constante (inferior a la temperatura crítica).

Un ejemplo cotidiano de licuefacción es el gas natural licuado (GNL). Este es el gas natural que ha sido procesado para ser transportado en forma líquida por medio de un proceso de licuación.

C. **Plasma**: ha sido llamado el cuarto estado de la materia. Es un estado físico de la materia que existe a temperaturas extremadamente altas, en el cual todas las moléculas están disociadas y casi todos los átomos están ionizados. El estado **plasma** se forma a partir del estado gaseoso y mediante la ionización de los átomos, que al romperse pierden su cubierta de electrones, quedando libres estos y los núcleos positivos.



4. PROPIEDADES DE LA MATERIA

La composición de la materia se define como las partes o componentes de una muestra y sus propiedades relativas. Estas propiedades **son las cualidades y los atributos que se pueden utilizar para diferenciar e identificar una muestra de materia de otra**. Entre estas propiedades podemos mencionar las propiedades físicas y las químicas, las propiedades intensivas y extensivas.

- **Propiedades físicas**: se pueden observar **sin alterar** la identidad y composición de **la sustancia**. Entre las propiedades físicas podemos encontrar: color, olor, densidad, puntos de fusión, puntos de ebullición y dureza.

- **Propiedades químicas:** describen la forma en que una sustancia puede cambiar, o reaccionar, para formar otras sustancias. Esto implica que ocurren **con cambios** o modificaciones **en la materia**. Ejemplos de estas propiedades son la inflamabilidad, corrosividad, poder calorífico o energía calórica, acidez, entre otras.
- **Propiedad extensiva:** el valor medido **depende de la cantidad de materia** que se considere. La masa, que es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse. Por ejemplo, dos monedas de cobre tienen la misma masa combinada que la suma de las masas de cada moneda, en tanto que la longitud de dos canchas de tenis es la suma de las longitudes desde ambas canchas. El volumen, que se define como la longitud elevada al cubo, es otra propiedad extensiva. El valor de una cantidad extensiva depende de la cantidad de materia.
- **Propiedad intensiva:** el valor medido **no depende de cuánta materia se considere**. La densidad, que se define como la masa de un objeto dividida entre su volumen, es una propiedad intensiva. También lo es la temperatura. Suponga que se tienen dos recipientes llenos de agua que está a la misma temperatura. Si se coloca el contenido de ambos recipientes en uno solo para tener un solo volumen de agua más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que tenían en los recipientes separados. A diferencia de la masa, longitud y volumen, la temperatura y otras propiedades intensivas no son aditivas.

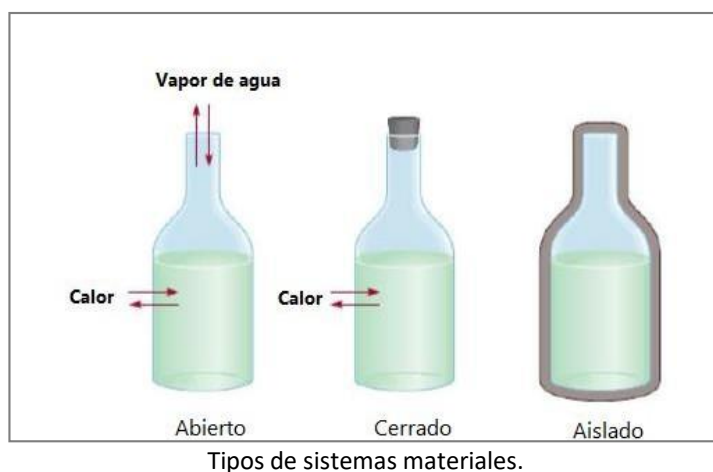
5. SISTEMAS MATERIALES

La porción de materia aislada del medio circundante con fines de estudio se denomina *sistema material*.

5.1. SISTEMAS ABIERTOS, CERRADOS Y AISLADOS

Cuando se estudia un sistema material se debe tener en cuenta que entre este sistema y el medio que lo rodea existe una superficie de contacto que puede ser visible o no pero según los casos permite el pasaje de materia y/o energía del sistema al medio o viceversa. De acuerdo con esto los sistemas materiales se clasifican en:

- **ABIERTOS:** aquellos donde **hay transferencia de materia y energía** entre el sistema y el medio. Por ejemplo: agua hirviendo en una olla sin tapa.
- **CERRADOS:** aquellos donde **sólo hay intercambio de energía** entre el sistema y el medio. Por ejemplo: bolsa de agua caliente.
- **AISLADOS:** aquellos donde **no hay intercambio ni de materia ni de energía** del sistema al medio o viceversa. Por ejemplo: un termo (utilizado para conservar líquidos a temperatura constante).



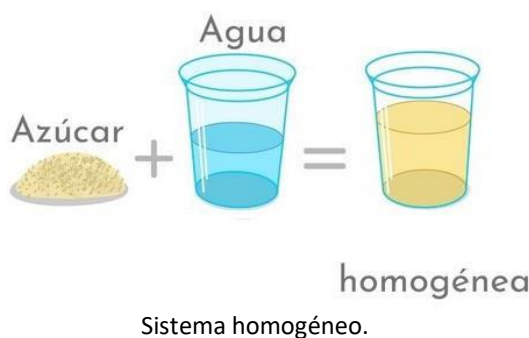
5.2. SISTEMAS HOMOGÉNEOS Y HETEROGÉNEOS

Si se atiende a las propiedades en el interior de cada sistema, se adopta otro criterio de clasificación, según el cual hay dos categorías: sistemas homogéneos y sistemas heterogéneos.

5.2.1. SISTEMA HOMOGÉNEO

Un sistema homogéneo es aquel que presenta **las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos**. Se caracteriza por presentar continuidad cuando se lo observa a simple vista, al microscopio y aún al ultramicroscopio.

Un ejemplo de sistema homogéneo es agua pura contenida en un recipiente, veremos que las propiedades intensivas permanecen constantes para cualquier porción de agua que se considere. Si ahora consideramos un sistema formado por el agua a la que le hemos agregado una pequeña cantidad de azúcar disuelta, podemos observar que las propiedades intensivas son iguales en todos los puntos del sistema.



De lo expuesto se deduce que los sistemas homogéneos se pueden clasificar en:

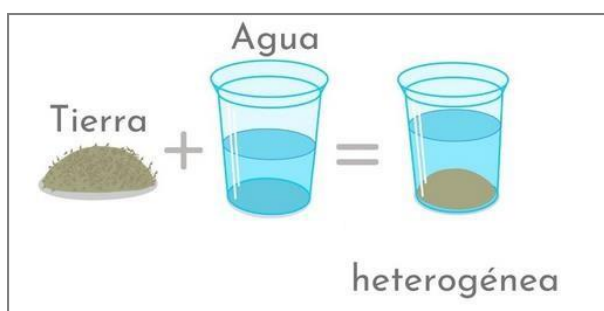
- **Sustancia pura** como un sistema homogéneo a partir del cual no es posible obtener otras sustancias por métodos de fraccionamiento de fase.
- **Solución o disolución** como una mezcla homogénea que se puede fraccionar en sus componentes. Dichos componentes a su vez son sustancias puras. Una solución está formada por un **soluto** (o varios), que generalmente se encuentra en menor proporción y es el que me

determina la concentración de la solución, y un **solvente o disolvente**. En las soluciones acuosas, el solvente siempre es agua sin importar la proporción en la que esta se encuentre.

5.2.2. SISTEMA HETEROGÉNEO

Son aquellos sistemas que **presentan distintas propiedades intensivas, en por lo menos, dos de sus puntos**. Por ejemplo, si analizamos un sistema formado por agua y aceite (dos componentes), comprobamos que no posee homogeneidad, ya que a simple vista se distinguen la zona ocupada por el aceite y la zona ocupada por el agua.

También podemos comprobar que ciertas propiedades intensivas (como la densidad) no se mantienen constantes cuando pasamos de un punto ocupado por el aceite a otro punto ocupado por el agua.



Sistema heterogéneo.

Otros ejemplos de sistemas heterogéneos son: Agua y arena, agua y limaduras de hierro, hielo y agua líquida, etc. Si consideramos este último sistema (hielo y agua líquida) el mismo está constituido por dos sistemas homogéneos y un solo componente; dichos sistemas homogéneos se denominan fases.

Fase: se define como cada uno de los sistemas homogéneos (con superficie de separación perfectamente definida) en que se puede dividir un sistema heterogéneo. Dichas superficies de separación se denominan **interfase**. Los sistemas materiales homogéneos están formados por una sola fase, en tanto que los sistemas heterogéneos están formados por más de una fase, es decir por más de un sistema homogéneo.

ANEXO

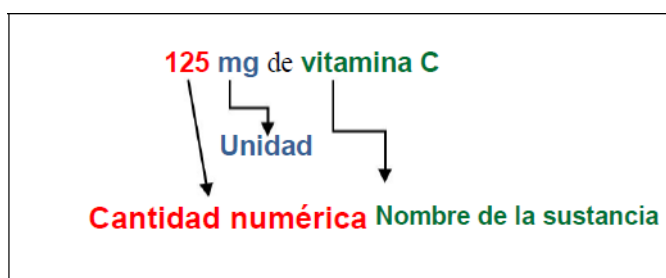
Magnitudes y unidades

1. Medidas

En ciencias usamos las medidas para comprender el mundo que nos rodea. Los científicos miden las cantidades de los materiales que conforman todo en nuestro universo. Al aprender acerca de la medición se desarrollan habilidades para resolver problemas y trabajar con números en química. Los profesionales tienen que tomar decisiones a partir de datos. Esto implica realizar mediciones precisas de longitud, volumen, masa, temperatura y tiempo.

Un valor de medición se compone de tres partes:

- La cantidad numérica
- La unidad
- El nombre de la sustancia



2. Unidades métricas y Sistema Internacional (SI)

El sistema métrico es usado por científicos y profesionales en todo el mundo. En 1960, los científicos adoptaron una modificación del sistema métrico llamada Sistema Internacional de Unidades (SI) para uniformar las unidades en todo el mundo. Este sistema se basa en el sistema decimal.

Un sistema de unidades se construye a partir de ciertas unidades llamadas fundamentales o básicas, cada una de ellas representa una magnitud física susceptible de ser medida. Son ejemplos de unidades básicas: longitud, masa, temperatura, tiempo.

Son unidades derivadas las que se obtienen por combinación de una o más unidades básicas. Ejemplo: medidas de superficie, volumen, densidad, velocidad, aceleración.

Unidades de medición

Medición Sistema	Sistema Internacional	Sistema métrico
Longitud	Metro (m)	Metro (m)
Volumen	Metro cúbico (m ³)	Litro (L)
Masa	Kilogramo (kg)	Gramo (g)
Temperatura	Kelvin (K)	Grados centígrados o Celsius (°C)
Tiempo	Segundo (s)	Segundo (s)
Cantidad de sustancia	Mol	Mol

3. Magnitudes

3.1. Masa y peso

Todos los cuerpos están constituidos por materia, pero, ¿cómo saber si un cuerpo tiene más materia que otro? es decir, ¿cómo medir la cantidad de materia que hay en un cuerpo? A la cantidad de materia se la define como masa de un cuerpo.

El peso de un cuerpo, por otro lado, es la fuerza con que la Tierra lo atrae y esta fuerza depende de la masa del cuerpo. En un ropero de madera hay más materia que en una regla del mismo material y el ropero pesa más que la regla, es decir la Tierra lo atrae más, pues tiene más materia.

La masa y el peso de los cuerpos son propiedades diferentes pero son dos magnitudes que están relacionadas entre sí; si se comparan las masas de dos cuerpos en el mismo lugar de la Tierra se observa que:

Si tiene las mismas masas, tienen el mismo peso y el que tiene mayor masa tiene mayor peso. Podemos afirmar que la masa y el peso son dos magnitudes directamente proporcionales.

Se utiliza la balanza como instrumento de medida para comparar masa o peso de dos cuerpos en un mismo lugar de la Tierra.

La masa y la cantidad de materia se mantienen constantes en cualquier lugar de la Tierra, mientras que el peso difiere según el lugar donde se encuentre el cuerpo.

Resumiendo: la masa es la cantidad de materia que posee un cuerpo y el peso es el valor de dicha masa multiplicado por la aceleración de la gravedad ($P = m \times g$). El peso de un cuerpo es variable y la masa es siempre invariable.

3.2. Volumen

Esta es otra magnitud muy usada y es la cantidad de espacio que ocupa una sustancia. Ya dijimos que la unidad en el SI es el m^3 y es el volumen de un cubo cuyos lados miden 1 m de largo. En los laboratorios químicos se utiliza más comúnmente el litro (L) como unidad o el mililitro (mL).

3.3. Densidad

La densidad es una característica importante de la materia. Vemos que el corcho flota porque es menos denso que el agua. La densidad es la relación entre la masa de la sustancia y su volumen; densidad $\delta = \text{masa/volumen} = m/V$ y sus unidades son: g/cm^3 para los sólidos, g/cm^3 o g/mL para los líquidos y g/L para los gases. En el SI se expresa en kg/m^3 .

3.4. El mol

El mol es otra unidad básica del SI que se incorporó posteriormente y que usan fundamentalmente los químicos. El mol se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas como átomos hay en 0,012 kg de C 12. Estas partículas pueden ser átomos, iones, o moléculas. Así un mol contiene $6,022 \times 10^{23}$ partículas. Este número tan grande se llama número de Avogadro en honor a un físico italiano.

4. Notación científica

En química y en ciencias en general, las mediciones implican números que pueden ser muy pequeños o extremadamente grandes. Por ejemplo, el ancho de un cabello humano es de aproximadamente 0,000008 m, la luz viaja a 30.000.000.000 cm/s. Para estas cantidades es conveniente utilizar la notación científica, expresando los números como potencias de 10.

Un número escrito en notación científica consta de dos partes: un coeficiente, que varía entre 1 y 10, y una potencia en base 10. Por ejemplo el número 2400, en notación científica se escribe $2,4 \times 10^3$, donde 2,4 es el coeficiente y 10^3 muestra la potencia. El coeficiente se determina moviendo el punto decimal tres lugares a la izquierda para dar un número entre 1 y 10, y puesto que movimos el punto decimal tres lugares a la izquierda la potencia de base 10 es un 3 positivo. Cuando un número menor que 1 se escribe en notación científica, el exponente de la potencia de base 10 es negativo. Por ejemplo, para escribir 0,00086 en notación científica, movemos el punto decimal cuatro lugares para dar un coeficiente 8,6, que está entre 1 y 10 y la potencia será 4 negativo, es decir $8,6 \times 10^{-4}$.

TEMA 2

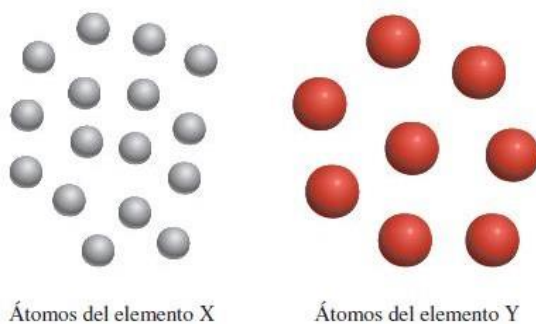
Átomos, Moléculas e Iones – Tabla Periódica

1. EL ÁTOMO

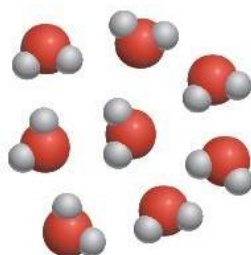
Todos los elementos de la tabla periódica están hechos de pequeñas partículas llamadas átomos. Un átomo es la partícula más pequeña de un elemento que tiene las características de éste, es decir, que conserva las propiedades del elemento.

El concepto de átomo es relativamente reciente, aunque fue planteado en la antigüedad. En el siglo V a.C, el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles que llamó **átomos** (que significa indestructible o indivisible).

Esta idea se convirtió en teoría cuando en 1808, el científico inglés John Dalton, formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos **átomos**, marcando así el principio de la química moderna. La **teoría de Dalton** proponía que **todo elemento está conformado por pequeñas partículas llamadas átomos**, que **los átomos de un mismo elemento son idénticos** entre sí, y **distintos de los átomos de otros elementos**, y que **los átomos que formaban los elementos se combinaban para formar compuestos**.



Todos los átomos que forman el elemento X son iguales entre sí y diferentes a los de otro elemento diferente como el elemento Y.



Compuestos formados por los elementos X y Y

Los átomos del elemento X y elemento Y se combinan para formar un compuesto donde la proporción de los átomos del elemento X con respecto a la del elemento Y es de 2:1. Observe que la reacción química produce sólo un reordenamiento de átomos, no su destrucción o creación.

Teoría atómica de Dalton.

El avance teórico y experimental demostró que si bien es correcto que los átomos de distintos elementos eran diferentes, no todos los átomos del mismo elemento son exactamente idénticos en cuanto a su masa, tamaño y propiedades.

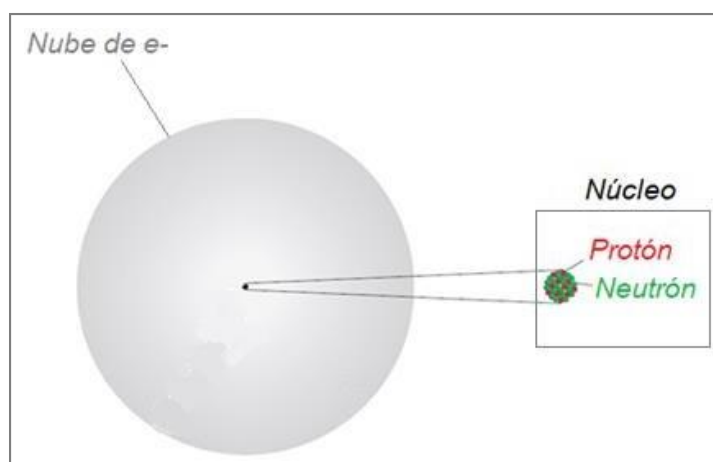
Algunos aspectos de la teoría de Dalton surgieron a partir de las siguientes leyes:

- **Ley de las proporciones múltiples**, en la cual según Dalton diferentes compuestos formados por los mismos elementos difieren en el número de átomos de cada clase.
- **Ley de las proporciones definidas** o *Ley de Proust* que establece que muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa.
- **La ley de conservación de la masa** o *Ley de conservación de la materia* o *Ley de Lomonósov-Lavoisier*: en una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos.

2. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas **subatómicas**. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas fundamentales: **electrones, protones y neutrones**.

De acuerdo con la teoría moderna **el átomo está formado por un núcleo** denso, que representa el 99% de la masa del átomo, donde se encuentran los **protones y neutrones**, rodeados por una **nube de electrones**.



Estructura del átomo.

El núcleo del átomo es la parte central. Tiene carga positiva, y en él se concentra casi toda la masa del mismo. Sin embargo, ocupa una fracción muy pequeña del volumen del átomo: su radio es unas diez mil veces más pequeño. El núcleo está formado, como mencionamos antes, por protones y neutrones. Alrededor del núcleo se encuentran los electrones, partículas de carga negativa y masa muy pequeña comparada con la de los protones y neutrones: un 0,05% aproximadamente.

Los electrones se encuentran alrededor del núcleo, ligados por la fuerza electromagnética que éste ejerce sobre ellos, y ocupando la mayor parte del tamaño del átomo, en la llamada nube de electrones.

Partícula	Símbolo	Masa (g)	Carga
Electrón	e-	$9,10938 \times 10^{-28}$	-1
Protón	p+	$1,67262 \times 10^{-24}$	+1
Neutrón	N	$1,67493 \times 10^{-24}$	0

Resumen de las partículas subatómicas.

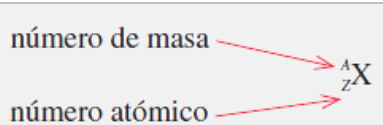
3. NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO DE MASA

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

- **Número atómico (Z)** es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo neutro (carga eléctrica igual a cero) 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. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. Por ejemplo, el número atómico del flúor es 9. Esto significa que cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones. O bien, visto de otra forma, cada átomo en el universo que contenga 9 protones se llamará de manera correcta “flúor”.
- **Número de masa (A)** es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. En general, el número de masa está dado por:

$$\begin{aligned} \text{Número de masa (A)} &= \text{número de protones} + \text{número de neutrones} \\ &= \text{número atómico (Z)} + \text{número de neutrones} \end{aligned}$$

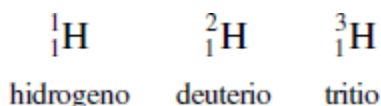
El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico ($A - Z$). Por ejemplo, si el número de masa de un átomo específico de boro es 11 y su número atómico es 5 (que indica 5 protones en el núcleo), entonces el número de neutrones es $11 - 5 = 6$. Observe que las tres cantidades (número atómico, número de neutrones y número de masa) deben ser enteros positivos o números enteros.

$Z = p^+$	Siendo p^+ : número de protones Z: número atómico A: número másico n: número de neutrones	Simbólicamente 
$A = p^+ + n$		
$A = Z + n$		
$n = A - Z$		

Resumen de número atómico y número másico.

4. ISÓTOPOS

Son átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa. Los elementos se presentan en la naturaleza como mezclas de varios isótopos. Por ejemplo, existen tres isótopos de hidrógeno. Uno de ellos, que se conoce como hidrógeno, tiene un protón y no tiene neutrones. El isótopo llamado *deuterio* contiene un protón y un neutrón, y el *tritio* tiene un protón y dos neutrones.



Otro ejemplo, son los dos isótopos del uranio, con números de masa 235 y 238, respectivamente:



El primer isótopo se utiliza en reactores nucleares y en bombas atómicas, en tanto que el segundo carece de las propiedades necesarias para tener tales aplicaciones. Con excepción del hidrógeno, que tiene un nombre diferente para cada uno de los isótopos, los isótopos de los elementos se identifican por su número de masa. Así, los isótopos anteriores se llaman uranio-235 (uranio doscientos treinta y cinco) y uranio-238 (uranio doscientos treinta y ocho).

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.

Otros términos menos utilizados relacionados con la estructura nuclear son los **isótonos**, que son átomos con el mismo número de neutrones y los **isóbaros** que son átomos que tienen el mismo número másico.

5. IONES

La cantidad de electrones de un átomo en su estado **basal** (neutro) es igual a la cantidad de protones que contiene en el núcleo, por lo que un átomo en estas condiciones tiene una carga eléctrica neta igual a 0. A diferencia de los nucleones (protones y neutrones), un átomo puede perder o adquirir algunos de sus electrones sin modificar su identidad química, transformándose en un **ion**, una partícula con carga neta diferente de cero.

- 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, 11 electrones) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como (Na⁺, 10 electrones).
- Por otra parte, un **anión** es un ion cuya carga neta es negativa debido a que gana electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl, 17 electrones) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro (Cl⁻, 18 electrones).

Un átomo puede perder o ganar más de un electrón. Como ejemplos de iones formados por la pérdida o ganancia de más de un electrón están: Mg^{2+} , Fe^{3+} , S^{2-} y N^{3-} . Estos iones, lo mismo que los iones Na^+ y Cl^- , reciben el nombre de **iones monoatómicos** porque *contienen solamente un átomo*.

6. TABLA PERIÓDICA

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la **tabla periódica**, una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes.

Los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico (que aparece sobre el símbolo del elemento), dando lugar a *filas horizontales* y *columnas verticales*.

- Las columnas verticales reciben el nombre de **grupo** y los elementos que la constituyen poseen igual número de electrones externos o de valencia, y en consecuencia comportamiento químico similar. Algunos grupos tienen nombres comunes que por su uso frecuente es conveniente memorizar. Los elementos del grupo 1A, salvo el H, reciben el nombre de **metales alcalinos** y los del grupo 2A, **metales alcalinos térreos**. Los elementos del grupo 7A se llaman **halógenos**, que significa “formadores de sales” y a los del grupo 8A se les da el nombre de **gases nobles**. La clasificación periódica moderna utiliza para los grupos numeración arábica correlativa desde el 1 al 18.
- Las filas horizontales reciben el nombre de **períodos**. En ellas el número de protones o número atómico de los elementos aumenta de uno en uno; lo mismo ocurre con el número de electrones. Los períodos se indican con números arábigos correlativos desde el 1 al 8.

Metales alcalinos 1A (1)		Metales alcalinotérreos 2A (2)		Metales de transición									3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)									
				3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	8B (8) (9) (10)			1B (11)	2B (12)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)									
1	1	H																2 He									
2	3	Li	4	Be									5	6	7	8	9	10									
3	11	Na	12	Mg									13	14	15	16	17	18									
4	19	K	20	Ca	21	Sc							22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
5	37	Rb	38	Sr	39	Y							40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
6	55	Cs	56	Ba	57	La							72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
7	87	Fr	88	Ra	89	Ac							104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
													109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123
													121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135
													137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151

Clasificación de la tabla periódica.

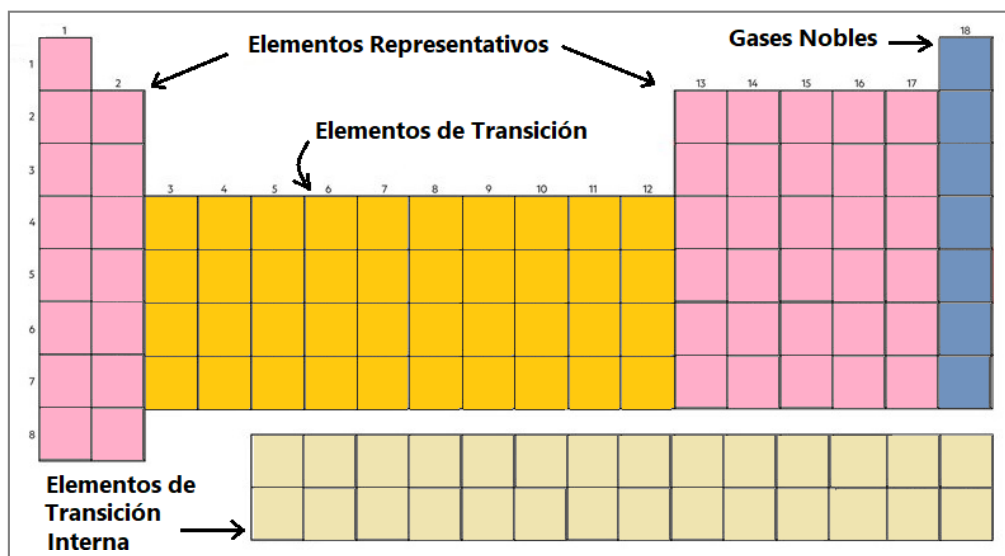
Los elementos de la tabla periódica también pueden clasificarse según el carácter metálico en:

- **Metales**, son buenos conductores del calor y la electricidad
- **No metales**, generalmente son mal conductor del calor y la electricidad.
- **Metaloides**, presentan propiedades intermedias entre los metales y los no metales.

La mayoría de los elementos que se conocen son metales; sólo 17 elementos son no metales y ocho son metaloides. De izquierda a derecha, a lo largo de cualquier periodo, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas.

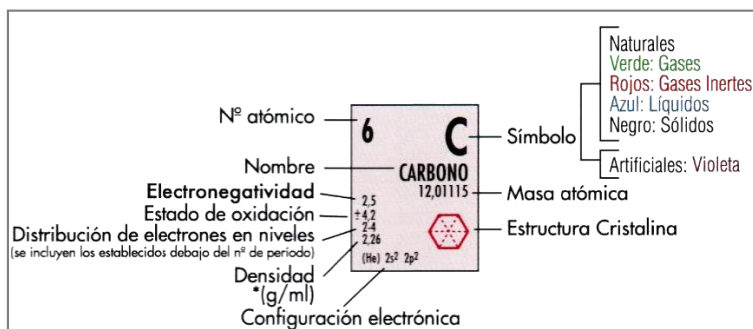
Otra clasificación que podemos encontrar a los elementos de la tabla periódica clasificados como:

- **Elementos representativos** a los elementos de los grupos 1, 2 y desde el 13 al 17.
- **Elementos de Transición**, que pertenecen a los grupos 3 al 12.
- **Elementos de Transición Interna**, que incluyen a los elementos con $Z = 58$ al 71 conocidos también como lantánidos y a los elementos de Z entre 90 y 103 conocidos como actínidos.



Clasificación de los elementos.

Por lo general, una tabla periódica moderna permite obtener importante información de los elementos químicos, entre las que podemos mencionar: símbolo, nombre, número atómico, masa atómica, estados o números de oxidación, electronegatividad, etc.



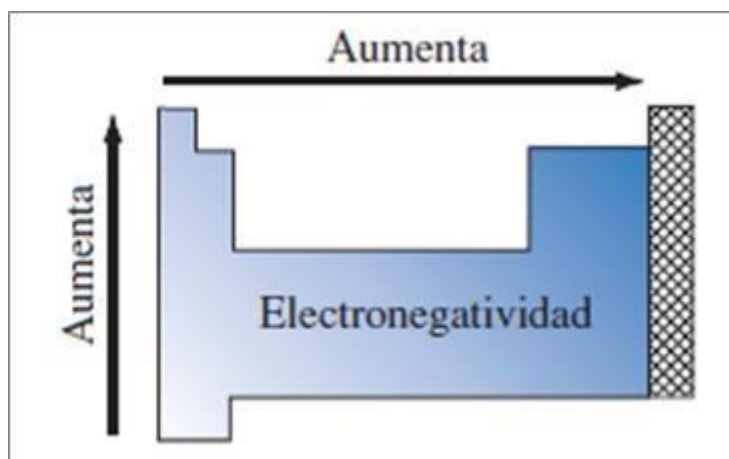
Información de los elementos en la tabla periódica.

6.1. PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Los elementos también presentan variaciones periódicas en sus propiedades físicas y en su comportamiento químico. El hecho de conocer la periodicidad en las propiedades de los elementos, resulta valioso para comprender los enlaces entre los átomos en compuestos sencillos. La **electronegatividad (EN)** de un elemento es una medida de la tendencia relativa de un átomo a atraer electrones hacia sí mismo *cuando esta combinado químicamente con otro átomo*.

Los elementos con valores elevados de electronegatividad (no metales) suelen ganar electrones para formar aniones. A medida que aumenta la electronegatividad, se forman aniones más estables.

Los elementos con valores bajos de electronegatividad (metales) suelen perder electrones para formar cationes. A medida que disminuye la electronegatividad, se forman cationes más estables.



Tendencia de la electronegatividad en la tabla periódica.

7. MOLÉCULAS

De todos los elementos, sólo los seis gases nobles del grupo 8A de la tabla periódica (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) existen en la naturaleza como átomos sencillos. Por esta razón se dice que son gases **monoatómicos** (lo que significa un solo átomo). La mayor parte de la materia está compuesta por moléculas o iones formados por los átomos.

Una **molécula** es un agregado de, por lo menos, dos átomos en una proporción definida que se mantienen unidos a través de fuerzas químicas (también llamadas *enlaces químicos*). Una molécula puede contener átomos del mismo elemento o átomos de dos o más elementos, siempre en una proporción fija, de acuerdo con la ley de las proporciones definidas.

Así, una molécula no siempre es un compuesto, el cual, por definición, está formado por dos o más elementos. El hidrógeno gaseoso (H_2), por ejemplo, es un elemento puro o sustancia simple, pero consta de moléculas formadas por dos átomos de H cada una. Por otra parte, el agua (H_2O) es un compuesto molecular que contiene hidrógeno 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 (sin carga).

Se dice que la molécula de hidrógeno, representada por H_2 , es una **molécula diatómica** porque *contiene sólo dos átomos*. Otros elementos que existen normalmente como moléculas diatómicas son nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2), así como los elementos del grupo 7A: flúor (F_2), cloro (Cl_2), bromo (Br_2) y yodo (I_2).

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H				N	O	F	
						Cl	
						Br	
						I	

Elementos diatómicos.

Por supuesto, una molécula diatómica puede contener átomos de diferentes elementos. Como ejemplos se pueden citar el cloruro de hidrógeno (HCl) y el monóxido de carbono (CO). La gran mayoría de las moléculas contiene más de dos átomos. Pueden ser átomos de un mismo elemento, como el ozono (O₃), que está formado por tres átomos de oxígeno, o bien pueden ser combinaciones de dos o más elementos diferentes. Las *moléculas que contienen más de dos átomos* reciben el nombre de **moléculas poliatómicas**. El ozono (O₃), el agua (H₂O) y el amoníaco (NH₃) son moléculas poliatómicas.

7.1. FÓRMULA QUÍMICA

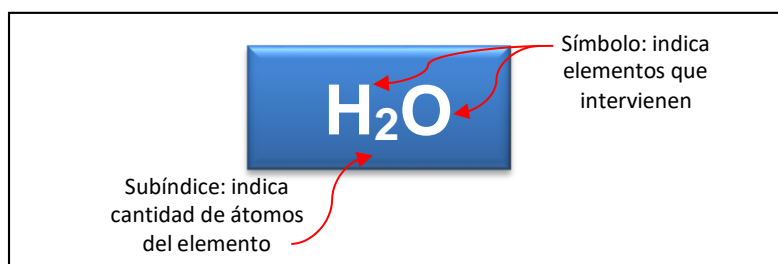
La **fórmula química** es la representación de los elementos que forman un compuesto y la proporción en que se encuentran, o del número de átomos que forman una molécula. También puede darnos información adicional como la manera en que se unen dichos átomos mediante enlaces químicos e incluso su distribución en el espacio. Para nombrarlas, se emplean las reglas de la nomenclatura o formulación química.

Como regla general la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) recomienda escribir las fórmulas químicas de los compuestos, ordenando los elementos de izquierda a derecha, de menos a más electronegativo.

Una fórmula representa la composición cualitativa y cuantitativa de una molécula o cualquier otra unidad estructural equivalente de una sustancia. Cada símbolo usado en una fórmula representa un átomo y el número de átomos de cada elemento que hay en la molécula de la sustancia se representa por medio de *subíndices* escritos inmediatamente después del símbolo del elemento.

Por ejemplo, la fórmula H₂O representa una molécula de agua, la que contiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. El peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) tiene la fórmula H₂O₂ que representa una molécula que tiene dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno. Nunca deben cambiarse los subíndices de una fórmula, porque se varía la relación de átomos combinados y por lo tanto el compuesto al que representa.

Si por alguna razón es necesario usar más de una molécula, hay que usar un número entero delante de la misma. Por ejemplo 2 moléculas de agua se escriben **2** H₂O y 3 moléculas de agua **3** H₂O.



7.2. MASA ATÓMICA

La masa de un átomo depende del número de electrones, protones y neutrones que contiene. El conocimiento de la masa de un átomo es importante para el trabajo en el laboratorio. Sin embargo, los átomos son partículas extremadamente pequeñas. Obviamente no es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales para determinar su masa en forma relativa comparando la masa en relación con la de otro átomo conocido.

Por acuerdo internacional, la **masa atómica** (algunas veces conocida como peso atómico) es *la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma)*. Una *unidad de masa atómica* se define como *una masa exactamente igual a un doceavo (1/12) de la masa de un átomo de carbono-12*.

La mayor parte de los elementos de origen natural tienen más de un isótopo. Esto significa que al medir la masa atómica de un elemento, por lo general se debe establecer la masa *promedio* de la mezcla natural de los isótopos. Por ejemplo, el carbono tiene 2 isótopos: carbono-12 con una abundancia natural de 98,90%, el carbono-13 con una masa atómica de 13,00335 uma y su abundancia es de 1,10%. Así, la masa atómica promedio del carbono se calcula como sigue:

$$\text{Masa atómica promedio} = (0,9890) * (12,00000 \text{ uma}) + (0,0110) * (13,00335 \text{ uma}) = \mathbf{12,01 \text{ uma}}$$

Es importante entender que cuando se dice que la masa atómica del carbono es de 12,01 uma, se hace referencia a un valor *promedio*. Si los átomos de carbono se pudieran examinar en forma individual, se encontrarían átomos con masa atómica de 12,00000 o bien de 13,00335 uma, pero ninguno de 12,01 uma.

7.3. MOL Y MASA MOLAR

Las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos mediante unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real, se manejan muestras macroscópicas que contienen una enorme cantidad de átomos. Por consiguiente, conviene tener una unidad especial para referirse a una gran cantidad de átomos. Los químicos miden a los átomos y a las moléculas en **moles**.

El **mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g (o 0,012 kg) del isótopo de carbono-12.

El número real de átomos en 12 g de carbono-12 se determina experimentalmente. Este número se denomina **número de Avogadro (NA)**, en honor del científico italiano Amedeo Avogadro. El valor comúnmente aceptado es:

$$N_A = 6,0221415 \times 10^{23}$$

Por lo general, este número se redondea a $6,022 \times 10^{23}$. Así, igual que una docena de naranjas contiene 12 naranjas, 1 mol de átomos de hidrógeno contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de H. Debido a que los átomos (y moléculas) son tan diminutos, es necesario un número inmenso para estudiarlos en cantidades manejables.

Todo tipo de átomo, molécula o ion tiene una masa característica definida; por lo tanto, un mol de una sustancia pura dada también tiene una masa definida, sin que importe la fuente de la muestra. Esta idea es de fundamental importancia en muchos cálculos en química y ciencias afines.

Ya que un mol se define como el número de átomos que hay en 12 g de carbono-12 y la unidad de masa atómica como 1/12 de la masa de un átomo de carbono-12, resulta válida la relación siguiente:

La masa de un mol de átomos de un elemento puro, en gramos, es igual a la masa atómica de ese elemento en unidades de masa atómica (uma) y recibe el nombre de **masa molar** del elemento. Sus unidades son gramos/mol, que pueden expresarse como g/mol o g mol^{-1} .

Una vez que sabemos la masa molar y el número de Avogadro, es posible calcular la masa, en gramos, de *un solo átomo* de carbono-12. Por ejemplo, sabemos que la masa molar del carbono-12 es de 12,00 g y que hay $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono-12 en 1 mol de sustancia; por tanto, la masa de un átomo de carbono-12 está dada por:

$$\begin{array}{r} 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono-12} \\ 1 \text{ átomo de carbono-12} \end{array} \begin{array}{l} \text{—————} \\ \text{—————} \end{array} \begin{array}{l} 12 \text{ g} \\ \mathbf{1,99 \times 10^{-23} \text{ g}} \end{array}$$

7.4. MASA MOLECULAR

Podemos calcular la masa de las moléculas si conocemos las masas atómicas de los átomos que las forman. La **masa molecular** (algunas veces denominada *peso molecular*) es la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula. En general, necesitamos multiplicar la masa atómica de cada elemento por el número de átomos de ese elemento presente en la molécula y sumar todos los resultados.

Por ejemplo, la masa molecular del H_2O es:

$$\text{Masa molecular del } \text{H}_2\text{O} = 2 * (\text{masa atómica del H}) + \text{masa atómica del O}$$

O bien

$$\text{Masa molecular del } \text{H}_2\text{O} = 2 * (1,008 \text{ uma}) + 16,00 \text{ uma} = \mathbf{18,02 \text{ uma}}$$

A partir de la masa molecular podemos determinar la *masa molar de una molécula* o un compuesto. La masa molar de un compuesto (en gramos) es numéricamente igual a su masa molecular (en uma).

$$\text{Masa molar del } \text{H}_2\text{O} = \mathbf{18,02 \text{ g/mol}}$$

8. NÚMEROS DE OXIDACIÓN

En química, el **número de oxidación** o **estado de oxidación** se utiliza para poder identificar la transferencia de electrones que tiene lugar en una reacción química. Los estados de oxidación pueden ser positivos, negativos o cero.

Se representan con un *número arábigo* (generalmente entero) al que *se le antepone un signo (+) o un signo (-)*. El *número arábigo* indica el número de electrones que aporta un determinado átomo en sus uniones con otro u otros átomos, en las moléculas.

- El **signo positivo (+)** se antepone cuando el átomo considerado tiende a *ceder sus electrones* frente al átomo o a los átomos con los que está unido (en estos casos el átomo en cuestión es menos electronegativo que el átomo o los átomos unidos a él).
- El **signo negativo (-)** se antepone cuando el átomo considerado tiende a *atraer los electrones* involucrados en su unión con otro u otros átomos (en estos casos el átomo en cuestión es más electronegativo que el o los átomos a los que se encuentra unido).

Los elementos químicos se pueden clasificar por el tipo de carga eléctrica que adquieren al participar en una reacción química como metales, no metales y metaloides. Los elementos metálicos (los cuales ceden electrones) cuando forman compuestos tienen únicamente números de oxidación positivos. Los elementos no metálicos y metaloides pueden tener números de oxidación positivos y negativos, dependiendo del compuesto que estén constituyendo. Los gases nobles no tienen número de oxidación.

En distintos compuestos, un mismo elemento puede actuar con distintos números de oxidación, llamándose número de **oxidación principal** aquel que el elemento presenta más frecuentemente.

A continuación se dan algunas reglas para asignar números de oxidación, las cuales no abarcan todas las situaciones, pero sí cubren casi todos los casos que verán en los primeros pasos:

1. El número de oxidación de un elemento no combinado con otro elemento diferente es de cero. Esto comprende a elementos diatómicos y poliatómicos como el H_2 , O_2 , H_2S , P_4 y S_8 .
2. La *suma* de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro debe ser cero.
3. El número de oxidación de un ion sencillo (monoatómico) es igual a la carga del ion y en un ion poliatómico, la *suma* de los números de oxidación de los átomos que lo forman es igual a la carga del ion.
4. El número de oxidación del hidrógeno en sus compuestos es +1, a menos que esté combinado con metales, en cuyo caso su número de oxidación es -1.
5. Por lo general, el número de oxidación del oxígeno en sus compuestos es -2, pero existen algunas excepciones.
6. El número de oxidación del flúor en sus compuestos es siempre de -1.
7. El número de oxidación de los elementos del grupo 1 es +1 y para los del grupo 2 es +2 en todos sus compuestos. En los elementos del grupo 3 el número de oxidación es +3 en todos sus compuestos, excepto en un reducido número de casos raros.
8. El número de oxidación de los elementos del grupo 17 (halógenos) es -1 en compuestos *binarios* con metales, H o NH_4^+ . Cuando estos elementos, excepto el flúor, se combinan con el oxígeno su número de oxidación puede determinarse usando las reglas 2 y 3.

A continuación aplicaremos las reglas anteriores para asignar números de oxidación a los elementos que forman un compuesto.

- Por ejemplo si tenemos óxido de sodio, **Na₂O**.
Según la regla 5, el número de oxidación para oxígeno es -2.
Según la regla 2, la suma de los estados de oxidación del compuesto debe ser cero, entonces si llamamos X al estado de oxidación del sodio, podemos calcularlo como:

$$\begin{aligned}(-2) * 1 + X * 2 &= 0 \\ \mathbf{X} &= \mathbf{+1}\end{aligned}$$

- Por ejemplo si tenemos al anión sulfato, **SO₄²⁻**.
Según la regla 5, el número de oxidación para oxígeno es -2.
Según la regla 3, para un ión poliatómico, la *suma* de los números de oxidación de los átomos que lo forman es igual a la carga del ion. Entonces si llamamos X al estado de oxidación del azufre, podemos calcularlo como:

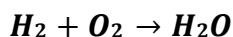
$$\begin{aligned}X * 1 + (-2) * 4 &= -2 \\ \mathbf{X} &= \mathbf{+6}\end{aligned}$$

TEMA 3
Reacciones Químicas – Formulación y nomenclatura
1. REACCIONES QUÍMICAS Y ECUACIONES QUÍMICAS

Una **reacción química** o cambio químico es todo proceso químico en el cual dos o más sustancias (*llamadas reactivos*), por efecto de un factor energético, se transforman en otras sustancias *llamadas productos*. Con objeto de comunicarse entre sí con respecto a las reacciones químicas, los químicos han desarrollado una forma estándar para representarlas por medio de ecuaciones químicas.

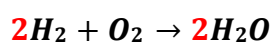
Las **ecuaciones químicas** se utilizan para describir lo que sucede en una reacción química en sus estados inicial y final. En ella figuran dos miembros; en el primero, los símbolos o fórmulas de los reactivos, reaccionantes o reactivos y en el segundo los símbolos o fórmulas de los productos. Para separar ambos miembros se utiliza una flecha que generalmente se dirige hacia la derecha, indicando el sentido de la reacción.

Por ejemplo: considere lo que sucede cuando el hidrógeno gaseoso (H_2) se quema en presencia de aire (que contiene oxígeno, O_2) para formar agua (H_2O). Esta reacción se representa mediante la ecuación química:



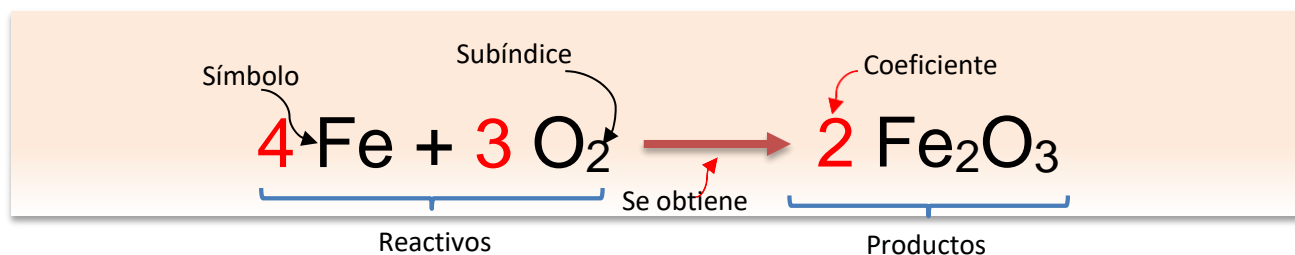
Donde el signo “más” significa “reacciona con” y la flecha significa “produce”. Así, esta expresión simbólica se lee: “El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para producir agua.” Se supone que la reacción sigue la dirección de izquierda a derecha como lo indica la flecha.

Sin embargo, esta ecuación no está completa, ya que del lado izquierdo de la flecha hay el doble de átomos de oxígeno (dos) que los que hay del lado derecho (uno). Para estar de acuerdo con la **ley de la conservación de la materia** debe haber el mismo número de cada tipo de átomos en ambos lados de la flecha, es decir, debe haber tantos átomos al finalizar la reacción como los que había antes de que se iniciara. Podemos *balancear* la ecuación colocando el **coeficiente** adecuado: en este caso:

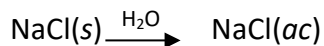
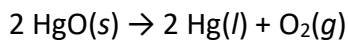


Esta **ecuación química balanceada** muestra que “dos moléculas de hidrógeno se combinan o reaccionan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua”.

Una ecuación química es, entonces, la descripción abreviada que un químico hace de una reacción química. Por convención, en una ecuación química los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha.



Para proporcionar información adicional, con frecuencia los químicos indican el estado físico de los reactivos y productos por medio de las letras (*g*), (*l*) y (*s*) para los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente. Por ejemplo,

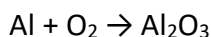


En la última ecuación química, (*ac*) significa medio acuoso (es decir, agua). Al escribir H₂O sobre la flecha se indica el proceso físico de disolver una sustancia en agua, aunque a veces no se escribe, para simplificar.

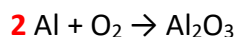
2. BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

En general, el balanceo de una ecuación química se realiza por tanteo probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. **Podemos cambiar los coeficientes** (los números que preceden a las fórmulas), **pero no los subíndices** (los números que forman parte de las fórmulas). Si cambiamos los subíndices, cambiamos la identidad de la sustancia. Por ejemplo, 2NO₂ significa “dos moléculas de dióxido de nitrógeno”, pero si se duplican los subíndices se tendrá N₂O₄, estamos escribiendo la fórmula del tetróxido de dinitrógeno, es decir, un compuesto totalmente distinto.

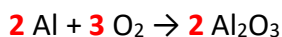
Consideremos el balanceo de la siguiente ecuación:



Si comenzamos por el aluminio vemos que hay un átomo de Al en el lado de los reactivos y dos en los productos. Para balancearlos colocamos un coeficiente de 2 en los reactivos:

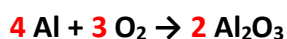


De esta forma balanceamos la cantidad de átomos de Al pero nos falta balancear los oxígenos, tenemos dos átomos de O en los reactivos y 3 en los productos. Al no ser divisibles, para poder balancear esta desigualdad tenemos que añadir coeficientes tanto en reactivos como en productos, esto se logra colocando:



De esta forma tenemos seis átomos de O en ambos lados de la ecuación. Sin embargo, el coeficiente que colocamos en el lado de los productos afecta a toda la molécula por lo tanto el aluminio quedó nuevamente desbalanceado, ya que ahora tenemos 2 átomos en los reactivos y 4 en los productos.

Para balancear nuevamente la cantidad de aluminio debemos cambiar su coeficiente teniendo en cuenta la cantidad de átomos de Al que hay en los productos:



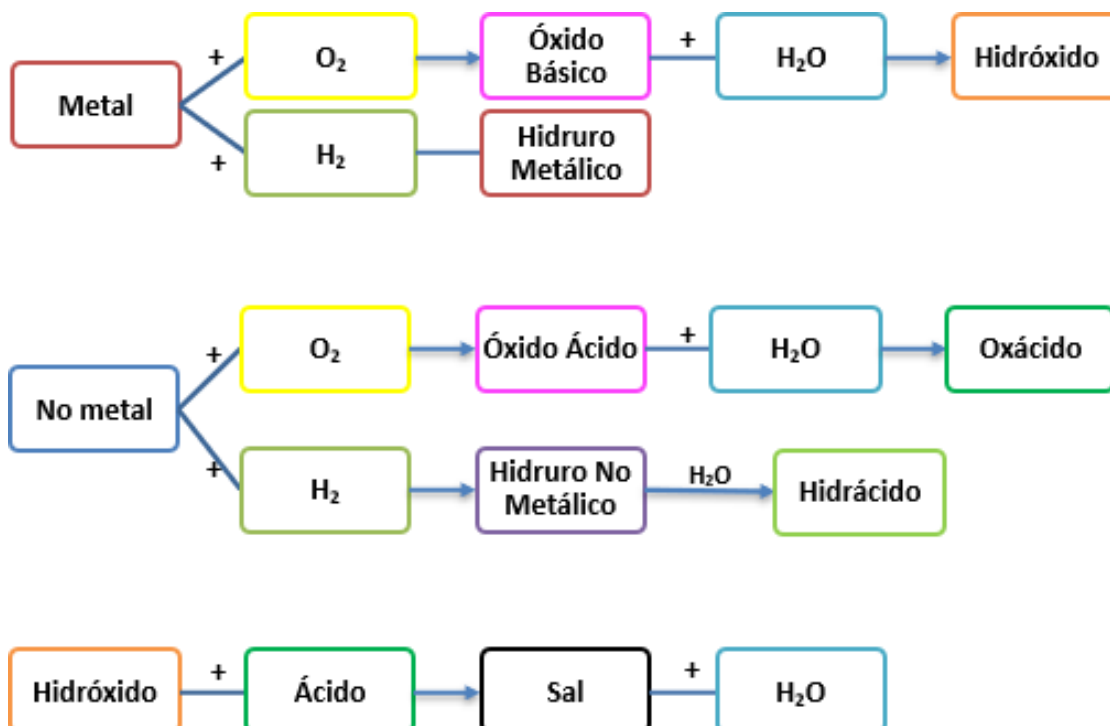
De esta forma quedaría la ecuación balanceada, para comprobarlo armamos la tabla de verificación:

<i>Reactivos</i>	<i>Productos</i>
Al (4)	Al (4)
O (6)	O (6)

Como podemos ver los números y tipos de átomos en cada lado de la ecuación son los mismos por lo tanto la ecuación está balanceada.

3. FORMACIÓN DE COMPUESTOS

Las principales combinaciones químicas son las siguientes:



Cantidad de átomos	Prefijo
1	Mono
2	Di
3	Tri
4	Tetra
5	Penta
6	Hexa
7	Hepta
8	Octa
9	Nano
10	Deca

Para nombrar estos compuestos existen en la actualidad tres tipos de nomenclaturas:

- **Nomenclatura tradicional:** utiliza un código de prefijos y sufijos para identificar el número de oxidación con el que actúa alguno de los elementos que forman parte del compuesto. Hay elementos que pueden actuar con uno, dos, tres, cuatro o incluso más números de oxidación distintos.
- **Nomenclatura de Stock:** indica con números romanos entre paréntesis el número de oxidación con el que actúa alguno de los elementos que forman parte del compuesto. Si el elemento solo tiene un número de oxidación, no es necesario indicarlo.
- **Nomenclatura Sistemática:** utiliza un código de prefijos numerales para indicar la cantidad de átomos de cada elemento que hay en la fórmula de un determinado compuesto.

La nomenclatura sistemática es la más moderna de las tres y se la conoce también como nomenclatura IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

3.1. COMPUESTOS BINARIOS

Se llaman compuestos **binarios** a aquellos que están formados por dos elementos. Podemos clasificar este tipo de compuestos en:

Óxidos básicos	Metal + Oxígeno
Óxidos ácidos	No metal + Oxígeno
Hidruros	No metal + Hidrógeno (no metálicos) Metal + Hidrógeno (metálicos)
Hidrácidos	Solución acuosa de hidruros de Flúor, Cloro, Bromo, Yodo y Azufre.
Sales binarias	Compuestos formados por un metal y un no metal.

3.1.1. ÓXIDOS BÁSICOS (METÁLICOS)



Son aquellos óxidos que se producen entre el oxígeno y un metal. El oxígeno actúa con número de oxidación **(-2)**, por lo tanto el elemento que acompañe actúa con número de oxidación positivo.

Para formular un óxido básico se puede aplicar el método del **número de oxidación cruzado**, en donde a partir del nombre debemos deducir qué elementos lo constituyen y luego se “cruzan” los números de oxidación como subíndices entre los elementos del compuesto.

Veamos algunas reglas para la formación de compuestos binarios:

a) Elementos de igual número de oxidación pero con distinto signo, se combinan átomo a átomo para neutralizarse. Por ejemplo: óxido de calcio. Como su nombre lo indica, está constituido por oxígeno (O) y calcio (Ca), cuyos números de oxidación son: Ca (+2) y O (-2).

- Comenzamos colocando los símbolos de los elementos que forman el compuesto, ordenándolos de izquierda a derecha de menor a mayor electronegatividad:



- Luego colocamos como subíndice de cada átomo el número de oxidación del otro átomo sin carga:

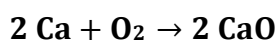


- Cuando el subíndice de ambos átomos es el mismo, pueden simplificarse para obtener la **fórmula química** que representa al óxido de calcio como:



Podemos corroborar la electroneutralidad de este compuesto teniendo en cuenta los estados de oxidación y la cantidad de átomos presentes en la fórmula química: $1 \times (+2) + 1 \times (-2) = 0$

¿Cómo se realiza la *ecuación de formación* de este óxido? Teniendo en cuenta las reglas vistas en la sección 2 (BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS) podemos escribir la **ecuación de formación** como:



b) Cuando uno de los átomos tiene número de oxidación impar, se intercambian los números que corresponden a sus números de oxidación, y los mismos se colocan como subíndices en la fórmula del compuesto. Por ejemplo: óxido de potasio. Como su nombre lo indica, está constituido por oxígeno (O) y potasio (K), cuyos números de oxidación son: K (+1) y O (-2).

- Comenzamos colocando los símbolos de los elementos que forman el compuesto, ordenándolos de izquierda a derecha de menor a mayor electronegatividad:



- Colocamos como subíndice de cada átomo el número de oxidación del otro átomo sin carga:

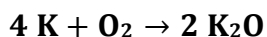


- Cuando aparece el subíndice uno (1) se debe omitir, en consecuencia, la **fórmula química** que representa al compuesto óxido de potasio es:



Podemos corroborar la electroneutralidad de este compuesto teniendo en cuenta los estados de oxidación y la cantidad de átomos presentes en la fórmula química: $2 \times (+1) + 1 \times (-2) = 0$

¿Cómo se realiza la *ecuación de formación* de este óxido? Teniendo en cuenta las reglas vistas en la sección 2 podemos escribir la **ecuación de formación** como:



c) Cuando los elementos que se combinan tienen número de oxidación par, pero no iguales, se divide el mayor por el menor y el número resultante se coloca como subíndice en el elemento de menor número de oxidación. Por ejemplo: óxido de estaño (IV). Como su nombre lo indica, está constituido por oxígeno (O) y estaño (Sn), cuyos números de oxidación son: Sn (+4) y O (-2).

- Comenzamos colocando los símbolos de los elementos que forman el compuesto, ordenándolos de izquierda a derecha de menor a mayor electronegatividad:



- Colocamos como subíndice de cada átomo el número de oxidación del otro átomo sin carga:

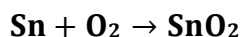


- Dividimos los subíndices por el menor de ellos para obtener finalmente la *fórmula* química del óxido de estaño (IV):



Podemos corroborar la electroneutralidad de este compuesto teniendo en cuenta los estados de oxidación y la cantidad de átomos presentes en la fórmula química: $1 \times (+4) + 2 \times (-2) = 0$

¿Cómo se realiza la *ecuación de formación* de este óxido? Teniendo en cuenta las reglas vistas en la sección 2 podemos escribir la **ecuación de formación** como:



Siempre que sea posible simplificar *debe* simplificarse ya que la fórmula correcta del compuesto es aquella que contenga el conjunto más pequeño de coeficientes de números enteros.

➤ NOMENCLATURA DE ÓXIDOS BÁSICOS

✓ **Tradicional:** para poder nombrar los óxidos metálicos se antepone la palabra “**óxido de...**” y luego se nombra el metal. En caso de que el metal tenga 2 números de oxidación diferentes, se coloca la palabra óxido seguido del metal y agregando al final el sufijo “...oso” o “...ico” según sea el menor o mayor número de oxidación.

Si el elemento tiene un solo número de oxidación	Si el elemento tiene dos números de oxidación
Óxido de ... Ej: Na ₂ O, Óxido de sodio Ej: BaO, Óxido de bario	El menor: Óxido ... oso Ej: FeO, Óxido ferroso
	El mayor: Óxido ... ico Ej: Fe ₂ O ₃ , Óxido férrico

✓ **Stock:** primero se coloca la expresión “**óxido de ...**” seguida del nombre del metal y entre paréntesis y con números romanos se indica el número de oxidación del elemento. Si el elemento posee un solo número de oxidación no hace falta indicarse entre paréntesis.

Ej: Na₂O, Óxido de sodio; BaO, Óxido de bario; FeO, Óxido de hierro (II); Fe₂O₃, Óxido de hierro (III).

✓ **Sistemática:** se indica la cantidad de cada átomo que compone la molécula. En el caso de los óxidos, tal como su palabra lo indica, están formados de oxígeno, y para referirse a este elemento se utiliza la palabra “**óxido**” anteponiendo el prefijo que indica la cantidad de átomos de dicho elemento. Seguidamente se coloca el nombre del metal con el prefijo que le corresponda.

Ej: Na₂O, monóxido de disodio; BaO, monóxido de bario; FeO, monóxido de hierro; Fe₂O₃, trióxido de dihierro.

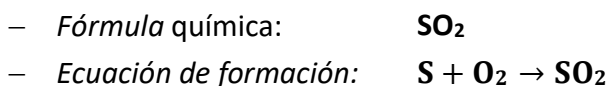
3.1.2. ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHÍDRIDOS (NO METÁLICOS)



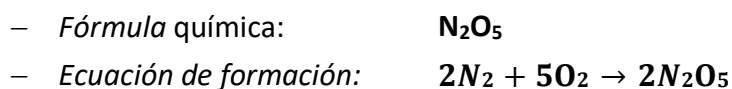
Son aquellos formados por la combinación del oxígeno con un no metal. Para construir la fórmula se hace de la misma manera que los óxidos básicos.

Veamos algunos ejemplos:

- a) Óxido de azufre (IV) o también dióxido de azufre. Como su nombre lo indica, está constituido por oxígeno (O) y azufre (S), cuyos números de oxidación son: S (+4) y O (-2).



- b) Óxido de nitrógeno (V). Como su nombre lo indica, está constituido por oxígeno (O) y nitrógeno (N), cuyos números de oxidación son: N (+5) y O (-2).



➤ NOMENCLATURA DE ÓXIDOS ÁCIDOS

✓ **Tradicional:** para diferenciarlo de los óxidos básicos, y por sus diferentes características, en esta nomenclatura se antepone la palabra “**anhídrido**” seguido del nombre del no metal con el sufijo que le corresponda para indicar el número de oxidación de dicho elemento.

Con dos números de oxidación	Con tres números de oxidación	Con cuatro números de oxidación
El menor: Anhídrido ...oso Ej: N ₂ O ₃ , Anhídrido nitroso	El menor: Anhídrido ...oso Ej: MnO ₂ , Anhídrido manganoso	El menor: Anhídrido hipo...oso Ej: Cl ₂ O, Anhídrido hipocloroso
El mayor: Anhídrido ...ico Ej: N ₂ O ₅ , Anhídrido nítrico	El del medio: Anhídrido ...ico Ej: MnO ₃ , Anhídrido mangánico	El segundo: Anhídrido ...oso Ej: Cl ₂ O ₃ , Anhídrido cloroso
	El mayor: Anhídrido per...ico Ej: Mn ₂ O ₇ , Anhídrido permangánico	El tercer: Anhídrido ...ico Ej: Cl ₂ O ₅ , Anhídrido clórico
		El mayor: Anhídrido per...ico Ej: Cl ₂ O ₇ , Anhídrido perclórico

✓ **Stock:** para nombrar los óxidos ácidos debemos seguir las mismas indicaciones que para los óxidos básicos. Se coloca las palabras “**óxido de ...**” seguido del no metal con su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos.

Ej: Cl₂O, óxido de cloro (I); Cl₂O₃, óxido de cloro (III); Cl₂O₅, óxido de cloro (V); Cl₂O₇, óxido de cloro (VII).

✓ **Sistemática:** se siguen las indicaciones de óxidos básicos utilizando los prefijos correspondientes para indicar la cantidad de átomos de cada elemento.

Ej: Cl₂O, monóxido de dicloro; Cl₂O₃, trióxido de dicloro; Cl₂O₅, pentóxido de dicloro (V); Cl₂O₇, heptóxido de dicloro.

3.1.3. HIDRUROS METÁLICOS



Son compuestos binarios formados por la combinación del hidrógeno con elementos metálicos (especialmente con los del grupo IA y IIA). El metal actúa con su número de oxidación positivo y por lo tanto el hidrógeno actúa con número de oxidación negativo de **(-1)**. Nótese que es el único caso donde el H actúa con estado de oxidación negativo (-1), dado que este elemento es más electronegativo que los metales.

Ejemplos: Hidruro de sodio. Como su nombre lo indica, está constituido por hidrógeno (H) y sodio (Na), cuyos números de oxidación son: Na (+1) y H (-1).

- *Fórmula química:* **NaH**
- *Ecuación de formación:* **2 Na + H₂ → 2 NaH**

➤ NOMENCLATURA DE HIDRUROS METÁLICOS

✓ **Tradicional:** estos compuestos se nombran utilizando la palabra “**hidruro**” y si el metal posee un solo número de oxidación se coloca “de...” y el nombre del metal. Cuando el metal posee dos o más números de oxidación se siguen las reglas de los óxidos básicos, con la terminación que corresponda (**oso, ico**).

Ej: CaH₂; hidruro de calcio; NaH; hidruro de sodio; BeH₂; hidruro de berilio; FeH₂, hidruro ferroso; FeH₃; hidruro férrico.

✓ **Stock:** se nombran como “**hidruro de ...**” y luego el nombre del metal con su números de oxidación entre paréntesis cuando posee más de uno.

Ej: CaH_2 ; hidruro de calcio; NaH ; hidruro de sodio; BeH_2 ; hidruro de berilio; FeH_2 , hidruro de hierro (II); FeH_3 ; hidruro de hierro (III).

3.1.4. HIDRUROS NO METÁLICOS



Son compuestos binarios formados por hidrógeno y un elemento no metálico. El no metal siempre actúa con su menor número de oxidación **negativo**, por lo cual cada uno de ellos forma un solo hidruro no metálico. En el caso del hidrógeno, su número de oxidación es positivo (**+1**). Generalmente se encuentran en estado gaseoso a temperatura ambiente. Algunos manifiestan propiedades ácidas, tales como los hidruros de los elementos flúor, cloro, bromo, yodo, azufre, selenio y telurio; mientras que otros no son ácidos, como el agua, amoníaco (que es básico), metano, silano, etc.

Ejemplo: Cloruro de hidrógeno. Como su nombre lo indica, está constituido por hidrógeno (H) y cloro (Cl), cuyos números de oxidación son: Cl (-1) y H (+1).

- *Fórmula química:* **HCl**
- *Ecuación de formación:* **$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$**

➤ **NOMENCLATURA DE HIDRUROS NO METÁLICOS**

Los hidruros no metálicos **tienen nomenclatura única**. Al no metal se le coloca el sufijo **–uro** y a continuación **“de hidrógeno”**.

Ej: HCl, cloruro de hidrógeno; HBr, bromuro de hidrógeno; H_2S , sulfuro de hidrógeno.

Existen hidruros no metálicos que tienen nombres propios como es el caso del agua (H_2O) o el amoníaco (NH_3) y también hay sustancias muy tóxicas y poco estables como la fosfina (PH_3) o la arsina (AsH_3), o compuestos muy útiles como el silano (SiH_4) o el metano (CH_4), que presentan un comportamiento químico particular.

3.1.5. HIDRÁCIDOS

Algunos hidruros no metálicos disueltos en agua generan iones: protones y aniones. Los ácidos hidrácidos se forman a partir de los hidruros no metálicos de los elementos del grupo 17 y también el azufre, al disolverse en agua.

➤ **NOMENCLATURA DE HIDRÁCIDOS**

Los hidrácidos también presentan **nomenclatura única**. Se nombran anteponiendo la palabra ácido y colocando la terminación **“...hídrico”** al nombre del no metal.



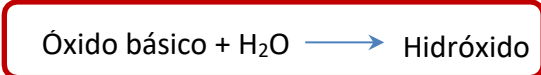
Hidruros no metálicos y sus respectivos ácidos.

3.2. COMPUESTOS TERNARIOS

Son todos los compuestos que tienen en su fórmula tres tipos de elementos. Podemos clasificar este tipo de compuestos en:

- **Ácidos Oxácidos:** son compuestos que se originan por combinación del agua con un *anhídrido* u *oxido-ácido*.
- **Hidróxidos o bases:** Los hidróxidos se originan por la combinación del agua con un óxido básico.

3.2.1. HIDRÓXIDOS O BASES

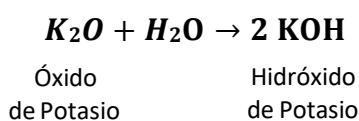


Los hidróxidos se originan por la combinación del agua con un óxido básico. El *oxígeno* y el *hidrógeno* se encuentran unidos formando una especie iónica con una carga eléctrica negativa, llamada **ion oxhidrilo, hidroxilo o hidróxido: $(\text{OH})^{-1}$** .

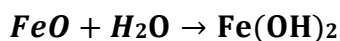
Los hidróxidos se formulan escribiendo el metal seguido del ion hidróxido; éste va entre paréntesis si el subíndice es mayor de uno, es decir el metal tiene número de oxidación mayor de uno.

Veamos algunos ejemplos:

a) Hidróxido de Potasio:

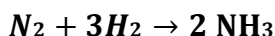


b) Hidróxido Ferroso:

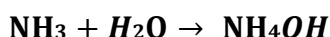


Óxido
Hidróxido
ferroso
ferroso

c) **Caso especial:** debemos considerar el caso del N dentro del grupo de los hidróxidos, ya que este elemento puede reaccionar con el hidrógeno según:



El producto de esta reacción (NH_3) se llama amoníaco que puede reaccionar con el agua para dar el hidróxido de amonio que presenta las características de un hidróxido proveniente de un metal; la reacción de formación del hidróxido es la siguiente:



➤ NOMENCLATURA DE HIDRÓXIDOS

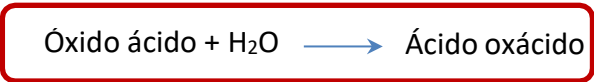
✓ **Tradicional:** para nombrar este tipo de compuestos, se antepone la expresión “**hidróxido de ...**” y a continuación se coloca el nombre del metal. En caso de que tenga 2 o más números de oxidación se siguen las reglas anteriores colocando los prefijos y sufijos que corresponda.

Si el metal tiene un solo número de oxidación	Si el metal tiene dos números de oxidación
Hidróxido de Ej: NaOH, Hidróxido de sodio	Para el menor: Hidróxido ... oso Ej: Fe(OH)_2 , Hidróxido ferroso Para el mayor: Hidróxido ... ico Ej: Fe(OH)_3 , Hidróxido férrico

✓ **Stock:** se debe colocar la expresión “**hidróxido de ...**” y seguidamente el nombre del metal con su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos. Si tiene sólo un número de oxidación no es necesario colocarlo.

Ej: NaOH, Hidróxido de sodio; Fe(OH)_2 , Hidróxido de hierro (II); Fe(OH)_3 , Hidróxido de hierro (III).

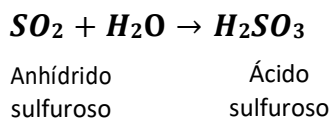
3.2.2. ÁCIDOS OXÁCIDOS



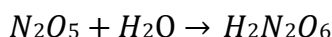
Los oxácidos conjuntamente con los hidrácidos pertenecen al grupo de los **ácidos**. Son compuestos ternarios constituidos por **hidrógeno, elemento no metálico y oxígeno** (en cuanto a que en las fórmulas químicas de las sustancias, los elementos deben estar ordenados de izquierda a derecha en orden de menor a mayor electronegatividad). Se obtienen por reacción química de un óxido ácido (anhídrido) y el agua.

Veamos algunos ejemplos:

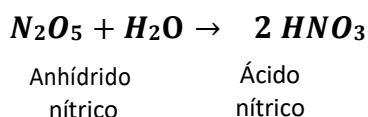
a) Ácido sulfuroso:



b) Ácido nítrico



Tenga en cuenta que entonces la fórmula química del ácido nítrico es HNO_3 , la que contiene el conjunto de coeficientes de números enteros más pequeños. Entonces, como todos los subíndices son divisibles por 2, por lo tanto puedo simplificar todos los coeficientes del ácido dividiendo por 2 y balanceo la ecuación multiplicando por 2 de la siguiente forma:



➤ NOMENCLATURA DE OXÁCIDOS

✓ **Tradicional:** se nombran de la misma forma que los óxidos ácidos, pero cambiando la palabra anhídrido por ácido, y dejando los prefijos y sufijos que correspondan a cada número de oxidación.

Con dos números de oxidación	Con tres números de oxidación	Con cuatro números de oxidación
El menor: Ácido ...oso Ej: HNO_2 , Ácido nitroso El mayor: Ácido ...ico Ej: HNO_3 , Ácido nítrico	El menor: Ácido ...oso Ej: H_2MnO_3 , Ácido manganoso El medio: Ácido ...ico Ej: H_2MnO_4 , Ácido mangánico El mayor: Ácido per...ico Ej: $HMnO_4$, Ácido permangánico	El menor: Ácido hipo...oso Ej: $HClO$, Ácido hipocloroso El segundo: Ácido ...oso Ej: $HClO_2$, Ácido cloroso El tercer: Ácido ...ico Ej: $HClO_3$, Ácido clórico El mayor: Ácido per...ico Ej: $HClO_4$, Ácido perclórico

3.3. SALES

Las sales son compuestos que resultan de la combinación de sustancias ácidas con sustancias básicas. Las sales comprenden tanto compuestos binarios, como ternarios. Hay distintos tipos o formas de clasificarlas que son:

A. Según el tipo de ácido que le da origen:



FICA

Módulo de Apoyo en Química

I. Oxosales, deriva de un ácido oxácido

II. Haloideas o binarias, deriva de un ácido hidrácido.

B. Según su constitución, las sales ya sean oxosales o haloideas se dividen a su vez en cinco tipos:

- I. Sales neutras
- II. Sales ácidas
- III. Sales básicas
- IV. Sales dobles
- V. Sales hidratadas

3.3.1. SALES NEUTRAS

Las sales neutras son compuestos formados por la reacción de un ácido con un hidróxido formando también agua. Entre las sales neutras se encuentran las binarias y las ternarias, que se diferencian entre sí por el ácido con el que reaccionan, siendo estos un hidrácido o un oxácido.

El mecanismo de la neutralización es tal que las moléculas de *agua* se forman a expensas de los *iones hidróxidos* de la base y de los *iones hidrógenos* del ácido, llamados protones. La constitución de la sal es tal que los hidrógenos del ácido resultan reemplazados por metales. Por lo tanto, podemos definir a las sales como sustancias que se forman en las reacciones de neutralización o sustancias que se obtienen de reemplazar el o los hidrógenos del ácido por cationes.

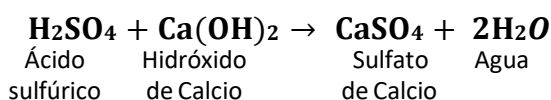
A. OXOSALES



Son compuestos cuya fórmula posee un oxoanión (no metal + oxígeno) y un catión. El oxoanión proviene del ácido que se usa para la formulación de la sal. De manera análoga, el catión proviene del hidróxido que se utiliza para formular la sal.

Veamos algunos ejemplos:

a) Sulfato de Calcio, cuya fórmula es **CaSO₄**



En este caso el oxoanión sería SO₄²⁻ (ion sulfato), y catión es Ca²⁺ (ion calcio).

b) Hipoclorito de Sodio, cuya fórmula es **NaClO**



En este caso el oxoanión sería ClO⁻ (ion hipoclorito), y catión es Na⁺ (ion sodio).

➤ **NOMENCLATURA DE LAS OXOSALES**

✓ **Tradicional:** en las oxosales, se nombra primero el anión y luego el catión. Para diferenciarlas como sales, se debe modificar el sufijo del anión teniendo en cuenta las siguientes reglas:

→ Cuando el ácido que lo origina termina en "...oso", el anión se modifica cambiando el sufijo por "...ito"

→ Cuando el ácido que lo origina termina en "...ico", el anión se modifica cambiando el sufijo por "...ato".

Existe una regla nemotécnica muy conocida que nos ayuda a recordar el intercambio de sufijos cuando se quiere nombrar un anión proveniente de un ácido:

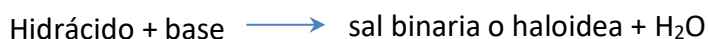
"oso bonito,

"pico de pato"

Esto indica que cuando la terminación es "oso" debemos cambiarla por "ito" y cuando la terminación es "ico" debemos cambiarla por "ato". Finalmente, el catión proveniente del hidróxido mantiene su nombre.

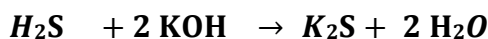
Ej: NaNO_3 , nitrato de sodio; NaNO_2 , nitrito de sodio; FeSO_4 , sulfato ferroso.

B. SALES HALOIDEAS O BINARIAS



Compuestos formados por dos elementos sin estar involucrados el hidrógeno y el oxígeno. Su fórmula contiene **catión + anión**. Las sales binarias se forman con un anión de un ácido hidrácido (siempre con su menor estado de oxidación) y un catión proveniente del hidróxido.

Ejemplo: la sal sulfuro de potasio, cuya fórmula es K_2S



Ácido Hidróxido Sulfuro de Agua

Sulfhídrico De potasio potasio

En este caso el anión es S^{2-} (con su menor estado de oxidación -2), y el catión es K^+ .

NOTA: es importante recordar que al escribir la fórmula de un compuesto siempre se coloca primero el catión y luego el anión.

➤ **NOMENCLATURA DE SALES HALOIDEAS O BINARIAS**

✓ **Tradicional:** Las sales haloideas se nombran de igual manera, teniendo en cuenta que se utiliza el sufijo ...uro para denominar al anión.

Ej: NaCl , cloruro de sodio; K_2S , sulfuro de potasio; FeCl_3 , cloruro férrico; FeCl_2 , cloruro ferroso.

3.3.2 SALES ÁCIDAS

Las sales ácidas son aquellas que presentan un radical ácido en su fórmula molecular. Pueden ser simples o dobles, las simples están formadas por un catión y un anión ácido, mientras que las dobles están formadas por dos cationes diferentes y un radical ácido. Como estos compuestos son eléctricamente neutros, las cargas positivas del catión o los cationes deben igualar las cargas negativas del radical ácido.

Veamos algunos ejemplos:

a) Sulfato ácido de potasio:



Anión ácido Catión Sal ácida

El anión ácido (sulfato ácido), presenta una carga negativa la cual es neutralizada por la carga positiva del catión (potasio).

b) Sulfuro ácido de sodio:



Anión ácido Catión Sal ácida

➤ NOMENCLATURAS DE SALES ÁCIDAS

Existen varias formas de nombrar una sal ácida, veremos a continuación algunas de ellas:

Ejemplos	NaHS	NaHCO ₃	Na ₂ HPO ₄
Anteponer el prefijo bi	bisulfuro de sodio	bicarbonato de sodio	-
Intercalar la palabra ácido	sulfuro ácido de sodio	carbonato ácido de sodio	fosfato monoácido de sodio
Anteponer el prefijo hidro	hidrosulfuro de sodio	hidrocarbonato de sodio	monohidrofosfato de sodio
Anteponer la palabra hidrógeno	hidrógeno sulfuro de sodio	hidrógeno carbonato de sodio	monohidrógeno fosfato de sodio

NOTA: el empleo del prefijo “bi-” unido al nombre del anión para indicar la presencia de un hidrógeno de carácter ácido, es un método de nomenclatura antiguo de uso común, que no recomienda la IUPAC, pero de amplia aceptación en el comercio y otros ámbitos de la vida diaria.

4. EXCEPCIONES Y CASOS ESPECIALES

4.1 MANGANESO

Óxidos, hidróxidos y ácidos del manganeso: el manganeso posee los siguientes números de oxidación: +2, +3, +4, +6, y +7. Con los dos primeros (+2 y +3) se comporta como metal generando óxidos básicos e hidróxidos; mientras que con los restantes (+4, +6 y +7) se comporta como no metal generando óxidos ácidos (anhídridos) y oxácidos.

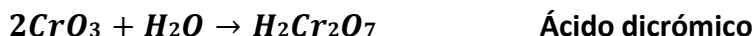
Tipo de compuesto	Número de oxidación	Ecuación química	Nomenclatura tradicional
Óxidos Básicos	+2	$2 Mn + O_2 \rightarrow 2 MnO$	Óxido manganeso
	+3	$4 Mn + 3 O_2 \rightarrow 2 Mn_2O_3$	Óxido mangánico
Hidróxidos	+2	$MnO + H_2O \rightarrow Mn(OH)_2$	Hidróxido manganeso
	+3	$Mn_2O_3 + 3 H_2O \rightarrow 2Mn(OH)_3$	Hidróxido mangánico
Óxidos ácidos (anhídridos)	+4	$Mn + O_2 \rightarrow MnO_2$	Anhídrido manganeso
	+6	$2 Mn + 3 O_2 \rightarrow 2 MnO_3$	Anhídrido mangánico
	+7	$4 Mn + 7 O_2 \rightarrow 2 Mn_2O_7$	Anhídrido permangánico
Oxácidos	+4	$MnO_2 + H_2O \rightarrow H_2MnO_3$	Ácido manganeso
	+6	$MnO_3 + H_2O \rightarrow H_2MnO_4$	Ácido mangánico
	+7	$Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow HMnO_4$	Ácido permangánico

4.2 CROMO

Óxidos, hidróxidos y ácidos del cromo: el cromo posee los siguientes números de oxidación: +2, +3 y +6. Con los dos primeros (+2 y +3) se comporta como metal generando óxidos básicos e hidróxidos; mientras que con el restante (+6) se comporta como no metal generando óxidos ácidos (anhídridos) y oxácidos.

Tipo de compuesto	Número de oxidación	Ecuación química	Nomenclatura tradicional
Óxidos Básicos	+2	$2 Cr + O_2 \rightarrow 2 CrO$	Óxido cromoso
	+3	$4 Cr + 3 O_2 \rightarrow 2 Cr_2O_3$	Óxido crómico
Hidróxidos	+2	$CrO + H_2O \rightarrow Cr(OH)_2$	Hidróxido cromoso
	+3	$Cr_2O_3 + 3 H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3$	Hidróxido crómico
Óxidos ácidos (anhídridos)	+6	$2Cr + 3 O_2 \rightarrow 2 CrO_3$	Anhídrido crómico
Oxácidos	+6	$CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4$	Ácido crómico

Existe también un ácido del cromo que se forma cuando se hacen reaccionar dos moles de anhídrido crómico con un mol de agua, denominado ácido dicrómico:



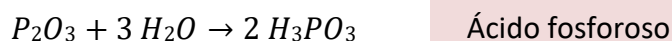
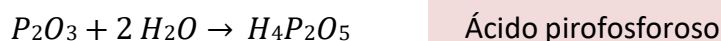
Este ácido, al disociarse, libera un anión que se nombra como dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$).

4.3 FÓSFORO

El fósforo es un no metal, el cual forma anhídridos que generan ácidos diferentes según la cantidad de agua con las que se los haga reaccionar. Estos óxidos ácidos pueden reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua por cada molécula de anhídrido, generando tres ácidos diferentes cada uno. Para nombrarlos se antepone el prefijo meta, piro y orto según sean 1, 2 o 3 moléculas de agua. Cuando no se indique con los prefijos de qué ácido se trata, se está refiriendo al más común de ellos que es el que se forma a partir de 3 moléculas de agua.

<i>Prefijos Prefijo</i>	<i>Moléculas de agua</i>
meta	1
piro	2
orto	3

Anhídrido fosforoso:



Anhídrido fosfórico:

