*CURSO DE NIVELACIÓN*
*INGRESO FCA*

# QUÍMICA

*Guía de Nivelación Teórica - Práctica*
*Año 2021*

Facultad de Ciencias Agrarias

UNJu
Universidad Nacional de Jujuy

**QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA | San Salvador de Jujuy**

**QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA | Sede San Pedro de Jujuy**

**ELEMENTOS DE QUÍMICA | Sede San Pedro de Jujuy**

**FÍSICA Y QUÍMICA DEL AMBIENTE | Sede Humahuaca**

## CURSO DE NIVELACION QUMICA

## UNIDADES A DICTARSE Y TEMAS CONTENIDOS EN CADA UNO DE ELLOS:

### UNIDAD N° 1

Química: Definición. Química General e Inorgánica. Aplicaciones. Materia. Estados de la Materia y Propiedades. Sistemas Materiales: Clasificación. Fases. Elementos Químicos. Compuestos. Abundancia de los elementos. Tabla periódica. Propiedades de la Tabla Periódica. Masa y peso. Densidad y Peso Específicos. Transformaciones de la materia.

### UNIDAD N° 2

Nomenclatura. Formulas y ecuaciones Químicas. Compuestos Binarios: Óxidos, Hidruros, etc. Compuestos Ternarios: Ácidos, hidróxidos, Sales, etc. Leyes estequiométricas: leyes gravimétricas y volumétricas. Teoría Atómica de Dalton. Peso Atómico. Peso Molecular. Atomicidad. Valencia. Equivalente químico

### ANEXO

### Magnitudes y Unidades

Sistemas de Unidades. Magnitudes Fundamentales: Longitud, Masa, Tiempo, Temperatura, Corriente Eléctrica, Cantidad de Materia, Intensidad Lumínica. Magnitudes Derivadas: Superficie, Volumen, Velocidad, Presión, Densidad. Notación Científica.

**UNIDAD N° 1**

La Química pertenece al grupo de las ciencias básicas que estudian la materia. Son numerosas las ramas de esta ciencia como ser Química General, Química Inorgánica, Química Orgánica, Química Analítica, Físico-Química, Química Biológica, entre otras.

La Química General, estudia los principios fundamentales relativos a la constitución y propiedades de la materia, las leyes que rigen el comportamiento de la misma y las transformaciones que se llevan a cabo en las reacciones químicas. Posee distintas ramas especializadas como Termodinámica, Electroquímica, Cinética Química, Metalurgia.

La Química Inorgánica estudia a los distintos elementos, sus propiedades, compuestos, etc., salvo el carbono que es estudiado por la Química Orgánica.

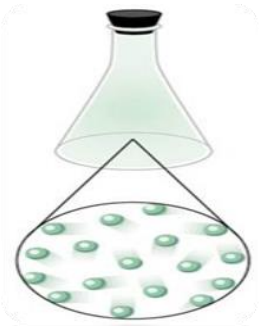
**MATERIA**

El mundo que nos rodea contiene objetos tales como libros, montañas, etc., que se denominan *cuerpos.* El componente común a todos los cuerpos es la *materia.* Todo ente material ocupa un lugar en el espacio y posee masa. Existen distintos tipos de materiales que forman los cuerpos. Un anillo de plata y una pulsera de plata son cuerpos diferentes formados por el mismo material. Un anillo de oro y un anillo de plata son cuerpos iguales formados por distintos materiales.

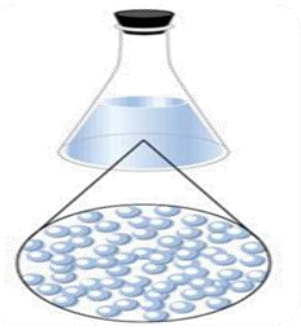
**ESTADOS DE LA MATERIA**

La materia se presenta en tres estados físicos o estado de agregación diferentes:

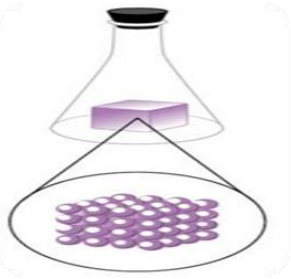
- ***Estado gaseoso:*** la materia fluye con libertad, puede expandirse indefinidamente y se comprime con facilidad, de esta manera los gases no tienen forma o volumen definidos y ocupan todo el recipiente que los contiene. En un gas, las moléculas están separadas por distancias que son grandes en comparación con el tamaño de las moléculas. Las fuerzas de atracción entre las partículas son prácticamente despreciables, lo que permite que puedan ocupar libremente grandes espacios sin chocar entre ellas; esto determina un estado muy desordenado.



- ***Estado líquido:*** la materia también fluye con facilidad y adopta la forma del recipiente que lo contiene, pero tiene un volumen definido y es prácticamente incomprensible. Las moléculas en un líquido están unidas, pero no en una posición tan rígida, y se pueden mover libremente entre ellas, se agrupan con relativa regularidad sin ocupar posiciones fijas. En la superficie del líquido, algunas moléculas poseen una energía mayor para vencer las fuerzas de cohesión que las une a sus vecinas y escapan al estado gaseoso.



- ***Estado sólido:*** la materia es rígida y conserva su forma aún cuando es sometida a la acción de grandes fuerzas. Tampoco varía su volumen de manera considerable, con los cambios de presión y temperatura. En estado sólido, las moléculas se unen entre sí, porque las fuerzas de atracción y cohesión son mayores que las de movimiento. Las partículas ocupan posiciones definidas, determinando un estado altamente ordenado.



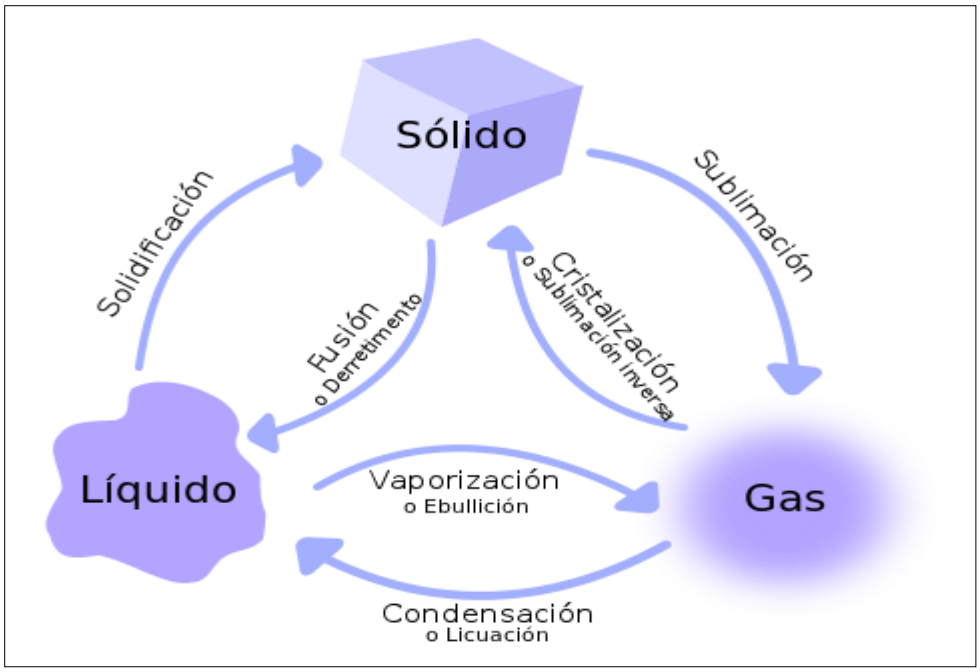
Actualmente se reconocen otros estados como los llamados ***plasmas*** o ***fluidos supercríticos***. No obstante, no los consideraremos como estados de agregación de la materia en este texto, puesto que para obtenerlos son necesarias condiciones extremas de presión y/o temperatura que genera una alta energía. Las chispas y la atmósfera de algunas estrellas donde los gases se encuentran a temperaturas superiores a $10^4$ Kelvin (K), son ejemplos de plasmas. El agua a una presión superior a 22 MPa y una temperatura que supere los 647 K, tiene un comportamiento intermedio entre un gas y un líquido, estado conocido como fluido supercrítico.

**CAMBIOS DE ESTADO**

Cada materia presenta un estado de agregación propio en las condiciones ambientales de presión y temperatura. Así decimos que el oxígeno es gaseoso, la nafta líquida y el hierro sólido. Pero si modificamos esas condiciones de modo que se aumente o disminuya la energía cinética de las moléculas, se producirán los cambios de estado. Si aumentamos la temperatura del cuerpo sus moléculas adquirirán mayor energía cinética, aumentarán sus movimientos y se producirán los fenómenos físicos denominados “cambios de estado”. Por ejemplo, por calentamiento se puede transformar un trozo de hielo en agua líquida y luego, en vapor de agua. También aumentando la presión sobre un gas, es posible transformarlo en líquido, sin modificar la temperatura.

Los cambios de estado se pueden esquematizar de la siguiente manera:

- *Fusión*: pasaje del estado sólido al líquido.
- *Solidificación congelamiento o cristalización:* pasaje del estado líquido al sólido.
- *Licuefacción, licuación o condensación:* pasaje de gas a líquido.
- *Vaporización:* pasaje del estado líquido al gaseoso. Cuando se verifica sobre la superficie libre se denomina *evaporación*, cuando ocurre en toda la masa del líquido se llama *ebullición*.
- *Sublimación inversa o cristalización*: pasaje de gas a sólido, sin pasar por el estado líquido.
- *Volatilización, vaporización o sublimación:* pasaje del estado sólido al gaseoso, sin pasar por líquido.




**PROPIEDADES DE LA MATERIA**

*Una **propiedad física** se puede medir y observar sin que cambie la composición o identidad de la materia.* Por ejemplo, es posible determinar el punto de fusión del hielo calentando un trozo de él y registrando la temperatura a la cual se transforma en agua. El agua difiere del hielo sólo en apariencia, no en su composición, por lo que este cambio es físico, es posible congelar el agua para recuperar el hielo original. Por tanto, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. Otros ejemplos son: dureza, elasticidad, densidad, etc.

*Una **propiedad química** solamente pueden ser observada a través de cambios o transformaciones que experimenta la materia en su composición, es decir a través de reacciones químicas.* Por ejemplo, el enunciado "el hidrógeno gaseoso se quema en presencia de oxígeno para formar agua" describe una propiedad química del hidrógeno, ya que para observar esta propiedad se debe efectuar un cambio químico, en este caso la combustión. Después del cambio, los gases originales, hidrógeno y oxígeno, habrán desaparecido y quedará una sustancia química distinta, el agua. No es posible recuperar el hidrógeno del agua por medio de un cambio físico como la ebullición o la congelación. Otros ejemplos son: la capacidad de reaccionar con otras sustancias como con el oxígeno, la tendencia a corroerse, a enmohecerse, a explotar, etc.

Todas las propiedades de la materia que se pueden medir, pertenece a una de las dos categorías: propiedades extensivas y propiedades intensivas.

El valor medido de una ***propiedad extensiva** depende de la cantidad de materia considerada*. La masa, que es la cantidad de materia en una cierta muestra de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar. Por ejemplo, dos monedas de cobre tendrán la masa resultante de la suma de las

masas individuales de cada moneda. Otros ejemplos son: peso, volumen, cantidad de calor cedido o absorbido, etc.
El valor medido de una ***propiedad intensiva*** *no depende de cuánta materia se considere*. Por ejemplo, la temperatura es una propiedad intensiva. Suponga que se tienen dos recipientes de agua a la misma temperatura, si se mezclan en un recipiente grande, la temperatura de esta mayor cantidad de agua será la misma que la del agua de los recipientes separados. Otros ejemplos son: densidad, punto de ebullición, peso específico, dureza, etc.

**SISTEMAS MATERIALES. CLASIFICACIÓN**

Para estudiar experimentalmente, la composición o cualquier propiedad de la materia, es necesario aislar real o imaginariamente, una porción limitada de la misma. Esa porción de materia aislada del medio circundante con fines de estudio, se denomina *sistema material*.

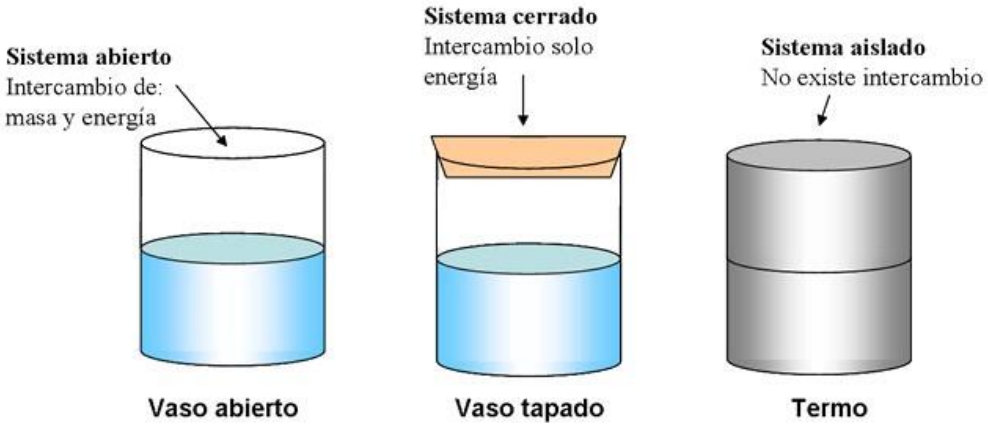
Cuando se estudia un sistema material, debe tenerse en cuenta que entre éste y el medio que lo rodea, existe una superficie de contacto que puede ser visible o no, según los casos, pero que permite el pasaje de materia y/o energía del sistema al medio o viceversa.

De acuerdo con esto, los sistemas materiales se clasifican en:

- ***Abiertos:*** son 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 agua hirviendo en una olla cerrada herméticamente.

- ***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).




Esta clasificación de sistemas materiales, obedece a hechos observables en su superficie. Si se tienen en cuenta las propiedades de cada sistema se establecen dos categorías:

- ***Sistema homogéneo:*** posee propiedades intensivas iguales en todos los puntos de su masa. Ejemplos: agua salada, alcohol, etc.

- ***Sistema heterogéneo:*** presenta variación en los valores de las propiedades intensivas en por lo menos dos zonas del sistema. Ejemplo: agua con hielo; aceite y vinagre.

En este último tipo de sistema encontramos distintas porciones en las cuales los valores de las propiedades intensivas son constantes, se trata de las distintas ***fases*** del sistema heterogéneo. Por ejemplo: un sistema formado por agua y hierro en polvo está formado por dos fases; en una botella con soda (abierta, sin tapa, y llena hasta el tope), se diferencian tres fases, la sólida del vidrio de la botella, la líquida de la soda y la gaseosa de las burbujas del dióxido de carbono.
Así, un sistema homogéneo es *monofásico,* mientras un sistema heterogéneo es *polifásico.*

Un sistema también puede ser clasificado como homogéneo o heterogéneo según la forma de observación empleada y según el tamaño de la muestra utilizada. Por ejemplo, un sistema formado por una suspensión de talco en agua (agua turbia) nos puede parecer homogénea a simple vista, pero si lo observáramos al microscopio, apreciaríamos su heterogeneidad. Esto parece restar precisión a la noción de homogeneidad; para evitarlo se fijó un criterio general para decidir si un sistema es homogéneo o no.

Se define como sistemas homogéneos a aquellos que aparecen como tales aún observados con el ultramicroscopio. Sistemas como la leche, la sangre, son heterogéneos aunque a simple vista nos parezcan homogéneos. Al observar la leche con el microscopio se aprecian pequeñas partículas de grasa dispersas en el medio acuoso.

En una mezcla homogénea, tal como el caso del agua azucarada, las partículas de azúcar disueltas en el agua no son visibles ni aún con el ultramicroscopio.

En una mezcla de almidón y agua, las partículas de almidón no son visibles en el microscopio común pero si con el ultramicroscopio. Se trata de una ***dispersión coloidal***. Un sistema coloidal es un sistema heterogéneo cuya fase dispersa posee un alto grado de subdivisión, por lo cual no puede ser observada en el microscopio común, pero si es visible utilizando el ultramicroscopio. Las partículas dispersas se aprecian como puntos luminosos debido a la luz que dispersan, dando origen al llamado “efecto Tyndall”. Son ejemplos de sistemas coloidales la gelatina, la nube, el protoplasma celular.

Podemos sintetizar los dos criterios usados para clasificar sistemas materiales en el siguiente cuadro:

| **Según números de fases** | **Según número de componentes** | |
|---|---|---|
| | Sustancia (un componente) | Mezcla (varios componentes) |
| SISTEMA HOMOGENEO (una fase) | Ejemplo: hierro, agua, nitrógeno | Ejemplo: solución de sal en agua; aire |

| | | |
|---|---|---|
| SISTEMA HETEROGENEO (varias fases) | Ejemplo: agua con trozos de hielo, oro en fusión | Ejemplo: granito; hierro y agua; aceite y vinagre |

Además, podemos mencionar algunas diferencias entre las propiedades de las mezclas heterogéneas y las mezclas homogéneas.

No siempre que dos o más sustancias se pongan en contacto se combinarán para formar otra u otras con propiedades diferentes. Puede suceder que mantengan sus propiedades características y por lo tanto se las pueda identificar en el conjunto y separarlas. Por ejemplo, si analizamos una muestra de pólvora, a simple vista puede parecer una sustancia pura, pero si la colocamos en agua y la agitamos podremos ver que un polvo amarillo queda flotando en la superficie y el resto es un líquido negro; si filtramos este líquido se separa un polvo negro y, finalmente si evaporamos el líquido que atraviesa el filtro, podremos ver que queda como residuo un polvo blanco que había pasado inadvertido en el conjunto. Si luego de haber hecho esta separación, volviéramos a reunir los tres componentes, obtendríamos nuevamente la muestra de pólvora original.

Es evidente entonces que los componentes de la pólvora: el polvo amarillo, azufre; el polvo negro, carbón; y el residuo blanco, nitrato de potasio, no estaban combinados. Estos sistemas formados por dos o más sustancias que no se combinan químicamente, se llaman ***mezclas.*** Las mezclas son sistemas materiales formados por dos o más sustancias que se asocian *físicamente* pero mantienen sus propiedades. La composición de una mezcla puede variar y sus componentes se separan por métodos físicos.

La palabra mezcla por sí sola carece de precisión, debe aclararse si se trata de mezclas homogéneas o heterogéneas.

Las ***mezclas heterogéneas*** no tienen propiedades uniformes, están constituidas por fases (partes o porciones) cuyas propiedades y composición pueden ser muy diferentes. Los sistemas heterogéneos son también llamados mezclas heterogéneas.

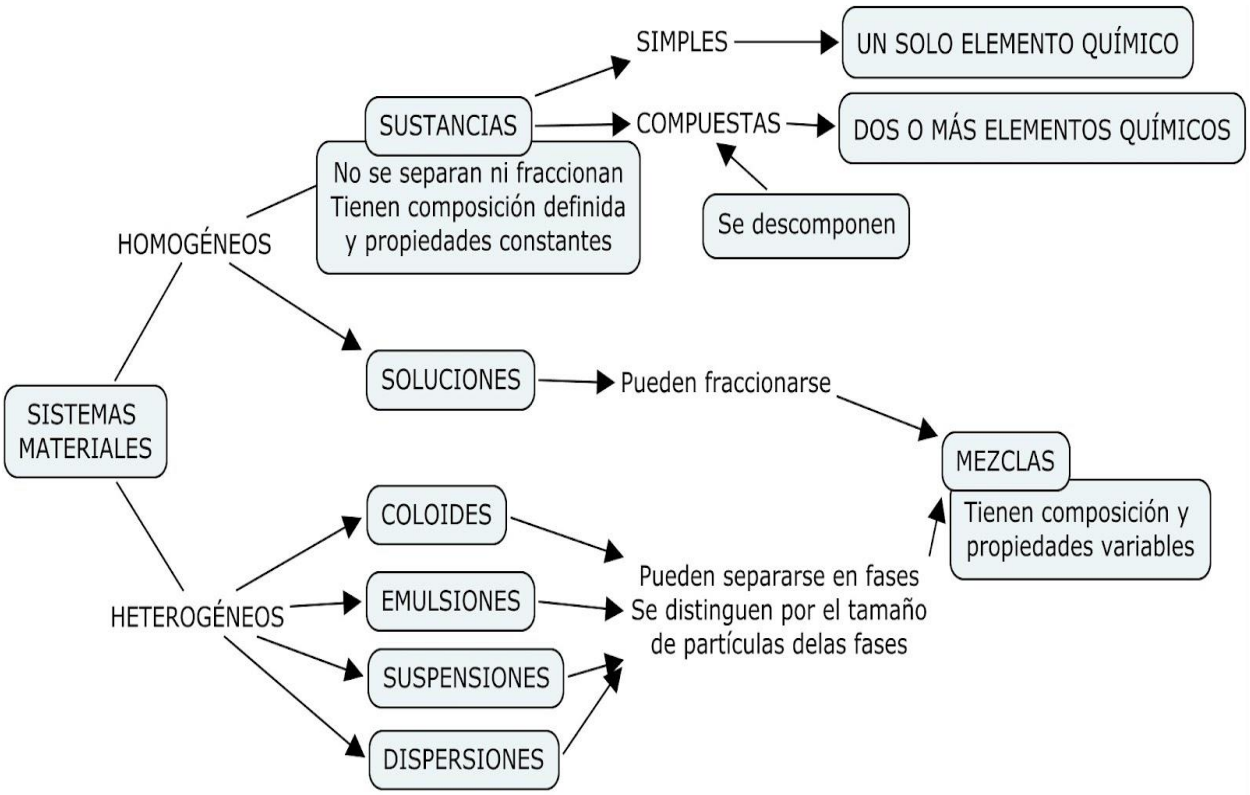
Las ***mezclas homogéneas*** son uniformes, tienen la misma composición e idénticas propiedades en cualquier punto analizado; son también llamadas *soluciones*. Las propiedades de éstas pueden ser muy diferentes a la de sus componentes; por ejemplo, ni el agua, ni la sal común (en estado sólido) son conductores de la corriente eléctrica, mientras que el agua salada si lo es.

Los componentes de una mezcla heterogénea pueden estar en cualquier proporción, mientras que la composición de las soluciones, en general, sólo puede variar dentro de ciertos límites. Por ejemplo, a 20°C no se disuelven más de 36 g de sal común en 100 g de agua.

## SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UNA MEZCLA

Podemos utilizar las diferencias en las propiedades de los sistemas materiales para lograr la separación de sus componentes. Así, las distintas fases que forman un sistema heterogéneo pueden separarse, aprovechando sus diferentes propiedades, por métodos mecánicos.

Cada una de las fases separadas puede estar formada por uno o varios componentes. En este segundo caso, la aplicación de métodos de fraccionamiento permitirá separar cada uno de ellos.




**Métodos mecánicos**

- *Tamización:* Para separar dos sólidos cuyas partículas tengan diferente tamaño. Se usan tamices o cribas de diversos materiales y diversa abertura de sus mallas (poros).
- *Filtración:* Para separar un sólido insoluble de un líquido. El líquido pasa y el sólido queda retenido en el filtro. Los filtros más comunes son de papel de diversos poros.
- *Levigación:* Para separar partículas sólidas de diferentes pesos por arrastre con una corriente de agua o de aire. Las partículas más livianas son más desplazadas que las pesadas.
- *Decantación:* Para separar, por simple diferencia de sus densidades, dos líquidos no miscibles.

**Métodos de Fraccionamiento**

- *Destilación simple:* permite separar en sus componentes un sistema que contenga líquidos de diferente volatilidad. También se emplea para separar un líquido de los sólidos disueltos en él. Por ejemplo por este método es posible destilar el agua del mar. El fundamento es

muy sencillo: el sistema es llevado a una temperatura lo suficientemente alta, el agua se vaporiza hasta ebullición, separándose de la sal que queda en el balón de destilación. Al condensar el vapor de agua, se obtiene en un recipiente colector, agua nuevamente al estado líquido.

- *Destilación fraccionada:* se emplea para separar los componentes de un sistema que consta de dos o más líquidos volátiles con diferente punto de ebullición. Por ejemplo se pueden separar por este método agua (Pto. Eb.= 100°C) y acetona (Pto. Eb.= 56°C). El líquido con el punto de ebullición más bajo, en este caso la acetona, se destila primero.
- *Cristalización:* permite separar el sólido disuelto en un líquido siempre que aquel tenga la propiedad de cristalizar. Se evapora el líquido y se deja el sistema concentrado en reposo. Al cabo de un tiempo aparecen los cristales en el fondo del recipiente.

La aplicación de alguno de estos métodos permite discriminar entre dos tipos de sistemas homogéneos: las soluciones (o mezclas homogéneas) y las sustancias puras.

**Soluciones**

Las soluciones son sistemas materiales homogéneos que se pueden fraccionar en sus componentes: *soluto* y *solvente*. Los componentes aislados a su vez, *son sustancias puras.*

Si aplicamos por ejemplo la destilación simple sobre un sistema homogéneo formado por sal disuelta en agua, se obtienen fracciones con distintas propiedades intensivas entre sí y también distintas al sistema original; en el balón queda el sólido blanco del NaCl, y en el recipiente colector, el líquido incoloro agua. Esto prueba que el sistema originalmente estaba formado por dos componentes. El sistema homogéneo inicial es una solución formada por las sustancia pura agua y la sustancia pura sal (NaCl).

También son soluciones, por ejemplo: el aire ultra filtrado, alcohol disuelto en agua, las aleaciones metálicas (soluciones de un sólido disuelto en otro) como el latón (Zn y Cu), el bronce (Cu y Sn) y el acero ( Fe y C), el oro 18 K; un té; etc.

**Sustancias puras**

Una sustancia pura es un sistema material homogéneo con un solo componente y por lo tanto no fraccionable.

Si aplicamos un método de fraccionamiento, por ejemplo la misma destilación simple del caso anterior, ahora sobre una muestra de agua pura, se obtiene únicamente agua en el recipiente colector. El agua pura no puede fraccionarse en componentes más simples por destilación, y tampoco por otros métodos de fraccionamiento; el agua pura es una sustancia pura.

En base a su comportamiento frente a diversos agentes físico-químicos como la luz, calor, electricidad y reacciones químicas, las sustancias puras pueden *descomponerse* ó *no*. Por ejemplo por acción del calor el óxido de mercurio (II) se transforma en mercurio y oxígeno, por medio de la circulación de una corriente eléctrica (electrólisis) el agua se convierte en dos gases: oxígeno e

hidrógeno, el calentamiento de clorato de potasio, un sólido blanco, origina dos productos cloruro de potasio, también sólido blanco y un gas: oxígeno. En todos los casos lo que ocurre es una *descomposición química*.
Un *compuesto*, es una sustancia pura descomponible.
Un *elemento,* es una sustancia pura no descomponible.

**Elementos y compuestos**

Las sustancias puras pueden ser *elementos* o *compuestos*. *Un elemento es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples.* Por conveniencia, los químicos representan los elementos mediantes símbolos de una o dos letras. La primera letra siempre es mayúscula, pero la siguiente siempre es minúscula. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento Cobalto.

Los átomos de la mayoría de los elementos pueden interactuar con otros para formar compuestos. Por ejemplo, el agua se forma por la combustión del hidrógeno gaseoso en presencia de oxígeno gaseoso. El agua tiene propiedades muy diferentes de aquellas de los elementos que le dieron origen; está formada por dos partes de hidrógeno y una parte de oxígeno. Esta composición no cambia, sin importar si el agua proviene de un grifo de Estados Unidos o de las capas de hielo de Marte. En consecuencia, el agua es un compuesto, una sustancia formada por átomo de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo pueden separarse en sus componentes elementales por métodos de descomposición.

**Distribución de los elementos en la corteza terrestre**

La corteza terrestre se considera un anillo en la superficie terrestre que involucra atmósfera, litósfera e hidrósfera con un espesor de aproximadamente 40 km. Muy pocos elementos constituyen el 98,5% del peso de la misma como observamos en la siguiente tabla:

| ELEMENTO | % peso/peso |
|---|---|
| Oxígeno | 46,6 |
| Silicio | 27,7 |
| Aluminio | 8,1 |
| Hierro | 5,0 |
| Calcio | 3,6 |
| Sodio | 2,8 |
| Potasio | 2,6 |
| Magnesio | 2,1 |
| El Resto | 1,5 |

Mientras algunos elementos los encontramos libres, como sustancia elemental: Oxígeno, Nitrógeno y metales nobles como Oro, muchos otros los encontramos como sustancias compuestas, Boro como boratos, Silicio como silicatos o dióxido de silicio, etc.

**Organización de los elementos. Tabla periódica**

El número de elementos actuales supera holgadamente los 100 aunque muchos de ellos no existen en forma natural. En el siglo XIX, aun con muchos menos elementos que los que se conocen en la actualidad, se intentó sistematizar las relaciones entre ellos y clasificar de alguna manera para simplificar su estudio y posibilitar la predicción de sus propiedades en función de las similitudes y diferencias entre ellos. Probablemente la primera clasificación completa de los elementos la realizaron, en forma independiente y simultánea, Mendeléyev (1834-1907) y Meyer (1830- 1895) en 1869 y 1870 utilizando la variación gradual de Pesos Atómicos y Volúmenes Atómicos respectivamente. La tabla del primero fue modificada por Werner (1866-1919) y es semejante a la actual, aunque el ordenamiento de la original se hizo mediante las masas (pesos) atómicas mientras que la actual tiene al número másico como regla periódica. La tabla actual tiene la forma que se muestra a continuación:

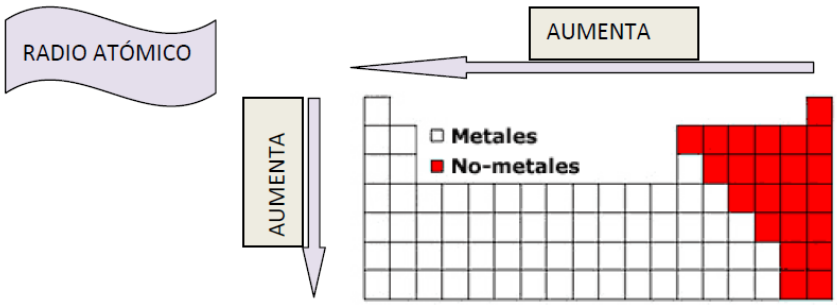
Señalaremos aquí sólo algunas características que ofrece la tabla periódica. La tabla tiene columnas de elementos, denominados ***grupos***, donde se alojan elementos con propiedades semejantes y filas de elementos, denominados ***períodos***, en los cuáles las propiedades van variando regularmente (dos elementos contiguos tienen propiedades semejantes pero a medida que se alejan dentro del mismo período, las diferencias son mayores). Los grupos A se denominan ***representativos*** mientras que los B se denominan ***de transición***; esas denominaciones están en función de particularidades en su estructura electrónica que exceden los alcances de esta guía. Algunos de los grupos importantes son los indicados en amarillo: metales alcalinos (1A) y alcalino térreos (2A), 7A es el grupo de los halógenos y 8A, denominado grupo de los ***gases inertes o nobles***, que reúne elementos con la particularidad de que no se combinan (o que lo hacen con extrema dificultad) con otros elementos. En la figura anterior se han indicado con color azul los ***no metales*** que son los elementos que no conducen la corriente eléctrica y son, en general, gases a temperatura ambiente (aunque los hay sólidos y líquidos). Los

no metales están esencialmente ubicados sobre la derecha de la tabla y su límite izquierdo es una escalera que baja desde el boro (grupo 3A) hasta el astato (grupo 7A). Sobre la derecha están limitados por los gases nobles (8A). El único elemento fuera de ese lugar es el hidrógeno que en cualquier caso se debe considerar un no metal. Hacia la izquierda de la escalera descripta, se ubican los ***metales*** (a excepción del hidrógeno). En general, los metales se caracterizan por encontrarse como sólidos a temperatura ambiente (con rarísimas excepciones como el mercurio) y conducen la corriente eléctrica. Los metales alcalinos y alcalino-térreos (indicados con color amarillo) tienen la particularidad de ser muy reactivos (especialmente los primeros) con ácidos e incluso con agua generando hidrógeno.

En la zona aledaña a la línea en escalera que separa metales y no metales, se encuentran los metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te y Pb) que suelen poseer la apariencia de un metal pero con las propiedades de los no metales. Finalmente en la tabla se observan dos series de 14 elementos cada una: lantánidos y actínidos, sin un lugar claro en la tabla (estrictamente deberían estar como una tira en rulo que empieza y termina en la línea que separa los grupos 3B y 4B).

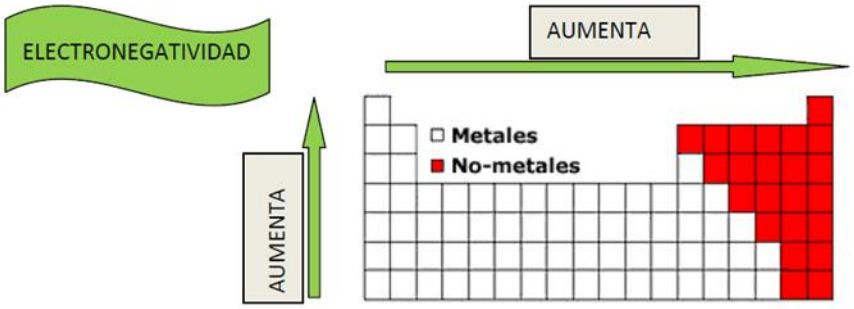
**Propiedades de la tabla periódica**

Una ventaja de la organización de los elementos en la tabla periódica es la variación regular de muchas propiedades. Algunas de estas propiedades son el **radio atómico** que es una medida del tamaño de los átomos y que varía en la tabla aumentando de derecha a izquierda y de arriba hacia abajo.



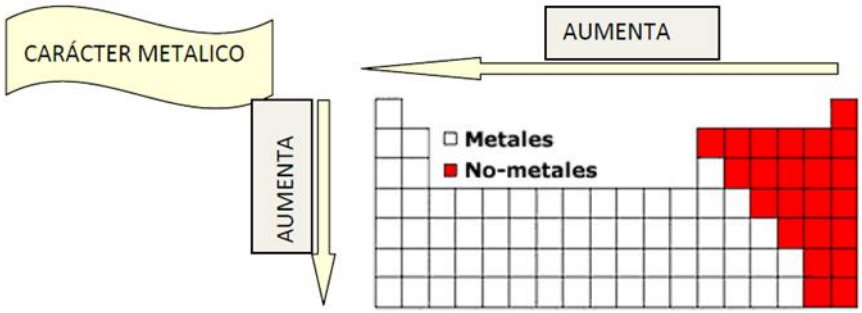

Los átomos que pierden o ganan electrones, es decir, se transforman en especies cargadas (iones), modifican su radio. Cuando un átomo gana electrones, se carga negativamente y el ion se denomina anión; su radio será siempre mayor al radio del átomo original. Por otro lado si un átomo pierde electrones, se carga positivamente, el ion se denomina catión y su radio será menor al del átomo original.

Otra propiedad relevante es la ***electronegatividad*** que indica la tendencia de un elemento a ganar electrones cuando está unido a otro elemento. Su variación es exactamente opuesta a la del radio atómico.




En general, los metales tienen baja electronegatividad y tenderán a perder electrones cuando se unen a otros, mientras que los no metales hacen exactamente lo contrario. La teoría del octeto predice el número de electrones que tenderá a ganar o perder un elemento al combinarse. Esta teoría parte del análisis de la particular estabilidad de los gases nobles. El análisis de esta teoría excede el marco de esta guía.

Finalmente, analicemos otra propiedad periódica como el ***carácter metálico*** que engloba las propiedades típicas de los metales: buena conducción eléctrica, maleabilidad y ductilidad, baja electronegatividad, etc. Si bien estas propiedades no varían todas del mismo modo en la tabla, generalmente el carácter metálico se asocia con la variación de la electronegatividad: cuánto menos electronegativo, más carácter metálico.




**MASA**: Es una medida de la cantidad de materia que tiene un cuerpo o un objeto material. Matemáticamente es la relación entre la fuerza **F** aplicada a un cuerpo y la aceleración **a** del movimiento uniforme que adquiere.

$m = F / a$ su unidad es el kilogramo masa en el S.I. de unidades.

**PESO**: Newton encontró la relación matemática entre el peso de un cuerpo **p** y su masa:

$p = m. g$ siendo g la aceleración de la gravedad = 980, 665 cm/seg$^2$.

**DENSIDAD ABSOLUTA**: es la masa de la unidad de volumen $\delta = m / v$.

**PESO ESPECÍFICO ABSOLUTO**: es el peso de la unidad de volumen. $PE = p / v$.
Ambas propiedades se toman como sinónimos ya que numéricamente son iguales, pero queda claro que sus unidades no lo son.
De la misma manera si comparamos δ y PE con la δ o PE de una sustancia que tomamos como patrón, tenemos la δ relativa y el PE relativo.
Así para gases se toma al O como patrón o también el aire. Para líquidos se toma el agua como patrón.
Evidentemente estas propiedades relativas carecen de unidad.

**TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA:** pueden ser físicas o químicas.
En las primeras, se modifican algunas de las propiedades de la sustancia sin llegar a ser una nueva sustancia.

En cambio en las **TRANSFORMACIONES QUIMICAS** se produce una profunda modificación de las propiedades de la sustancia con la consecuente formación de otra sustancia.
Como ejemplo de **TRANSFORMACIONES FÍSICAS** tenemos los cambios de estado que analizamos anteriormente.

Dentro de las TRANSFORMACIONES QUIMICAS tenemos:

a) **COMBINACION:** unión de 2 ó más sustancias sencillas para formar sustancias más complejas.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\ HCl$$
$$NaO + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$

b) **DESCOMPOSICION:** formación de 2 ó más sustancias sencillas a partir de una más compleja.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$
$$2\ KClO_3 \longrightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$$

c) **DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCION:** unión de un elemento con un compuesto con liberación de uno de los elementos combinados.

$$Zn + 2\ HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

d) **DOBLE SUSTITUCION O METATESIS:** reacción entre dos compuestos con intercambio de elementos y formación de dos nuevos compuestos.

$$AgNO_3 + KCl \longrightarrow AgCl + KNO_3$$

e) **REAGRUPAMIENTO INTERNO:** transformación de un compuesto en otro sin que origine ganancia o pérdida de materia.

$$O{=}C{=}N^- + NH_4^+ \longrightarrow O{=}C \begin{matrix} \text{—}\ NH_2 \\ \text{—}\ NH_2 \end{matrix}$$

**EJERCICIOS DE APLICACIÓN**

1) El punto de fusión de una sustancia es -97°C y su temperatura de ebullición es 55°C. Determinar en qué estado se encuentra la sustancia.

a) a temperatura ambiente
b) a -56 °C
c) a - 100 °C
d) a 100 °C

2) Indicar y justificar ¿cuáles de los siguientes sistemas son elementos y cuáles compuestos?

a) Cloruro de calcio
b) Oxigeno
c) Agua
d) Azufre
e) Óxido de Zinc
f) Magnesio

3) Indique cuales de las siguientes transformaciones son físicas y cuales químicas, ¿por qué?

a) Azúcar + agua → solución azucarada
b) Agua líquida → vapor de agua
c) Oxido de mercurio → $Hg + O_2$
d) Carbonato de calcio → $CO_2 + CaO$
e) Salmuera → agua + cloruro de sodio
f) Combustión del carbón
g) Fermentación de la leche
h) Estirar una barra de acero para hacer un alambre

4) completar el siguiente cuadro.

| Evidencia experimental | Propiedad Física | Propiedad Química | Propiedad Fisicoquímica |
|---|---|---|---|
| El corcho flota en agua | | | |
| Un acero contiene 95% Fe, 4% C y 1% de otros elementos | | | |
| La densidad del Hg es de 13,6 g/Ml | | | |
| El Fe se disuelve en ácido clorhídrico con desprendimiento de gas hidrógeno | | | |
| El fósforo blanco es blando | | | |
| El yodo se disuelve en alcohol | | | |
| Se calienta azufre en polvo, primero funde y luego arde | | | |
| Al pasar electricidad por agua salada se desprenden dos tipos de gases | | | |

5) Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de hierro.
Indicar cuáles de ellas son intensivas y cuáles son extensivas. Justificar.

a) Masa = 40 g
b) Densidad = 7,8 g/$cm^3$
c) Color: grisáceo brillante
d) Punto de fusión: 1.535 °C
e) Volumen = 5,13 $cm^3$
f) Insoluble en agua
g) Se oxida en presencia de aire húmedo.

6) Si el sodio (Na) tiene una densidad de 0,971 g/cm$^3$ y el litio (Li) funde a 180.54 °C.
Decir si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.
a) Ambas son propiedades extensivas.
b) La densidad es propiedad extensiva y el punto de fusión es propiedad intensiva.
c) Ambas son propiedades intensivas.
e) La densidad es propiedad intensiva y el punto de fusión es propiedad extensiva.

7) Indicar cuáles de los siguientes sistemas son soluciones y cuales son sustancias puras. Justifique

a) Agua salada
b) Alcohol al 96 %
c) Hg
d) Oxido de plata
e) Mercurio
f) Bromo líquido
g) Vino filtrado
h) Nafta
i) Hierro
j) Etanol

8) Indicar que método puede emplearse para separar las fases de los siguientes sistemas:

a) agua y querosén
b) vino con borra
c) Carbón en polvo y sal
d) Aserrín y arena
e) Arena y arcilla
f) agua coloreada con tinta

9) Clasificar los siguientes sistemas en homogéneos y Heterogéneos:

a) Azufre y limadura de hierro
b) Vino (sin borra)
c) Aceite y vinagre
d) Azúcar totalmente disuelto en agua
e) Azúcar parcialmente disuelta en agua
f) Agua con limadura de hierro

10) A los siguientes alimentos clasificar como homogéneos y heterogéneos.

a) Bebidas gaseosas
c) Sopa de fideos
e) Arroz con leche
b) Jugo de limón exprimido
d) Agua potable
f) Ensalada de frutas

11) Completar el siguiente cuadro y revisar los conceptos básicos involucrados.

| **Sistema material** | **Tipo de sistema** | **Número de fases** | **Número de componentes** | **Clasificación de cada componente** |
|---|---|---|---|---|
| Agua – sal común – arena | | | | |
| Oxígeno – nitrógeno – monóxido de carbono | | | | |
| Limaduras de hierro – polvo de azufre | | | | |

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Agua – hielo | | | | |
| Leche | | | | |
| Aire | | | | |
| 100 g de agua + 10 g de sal común | | | | |
| 100 g de agua + 1000 g de sal común | | | | |

12) Dados los siguientes sistemas:

a) Agua potable
b) moneda
c) soda
d) gelatina

Indicar si son Sistemas Homogéneos o Heterogéneos y clasificar a los Sistemas Homogéneos en Solución o Sustancia puras.

13) Indicar fases y componentes de los siguientes sistemas heterogéneos, nombrando cómo podría separar las fases:
a) Agua, aceite y 5 bolillas de plomo.
b) Arena, arcilla, salmuera sobresaturada.
c) 6 trozos de hielo, solución acuosa de sulfato de cobre y aire.
d) Nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono gaseoso y dióxido de carbono sólido.

14) Dado un sistema formado por: limadura de hierro, arena, alcohol, agua y vapor de agua. Indicar:
a) ¿cuántas fases forman el sistema y cuáles son?
b) ¿cuántos componentes hay y cuáles son?
c) ¿cuáles fases son sustancias simples y cuales son solución?

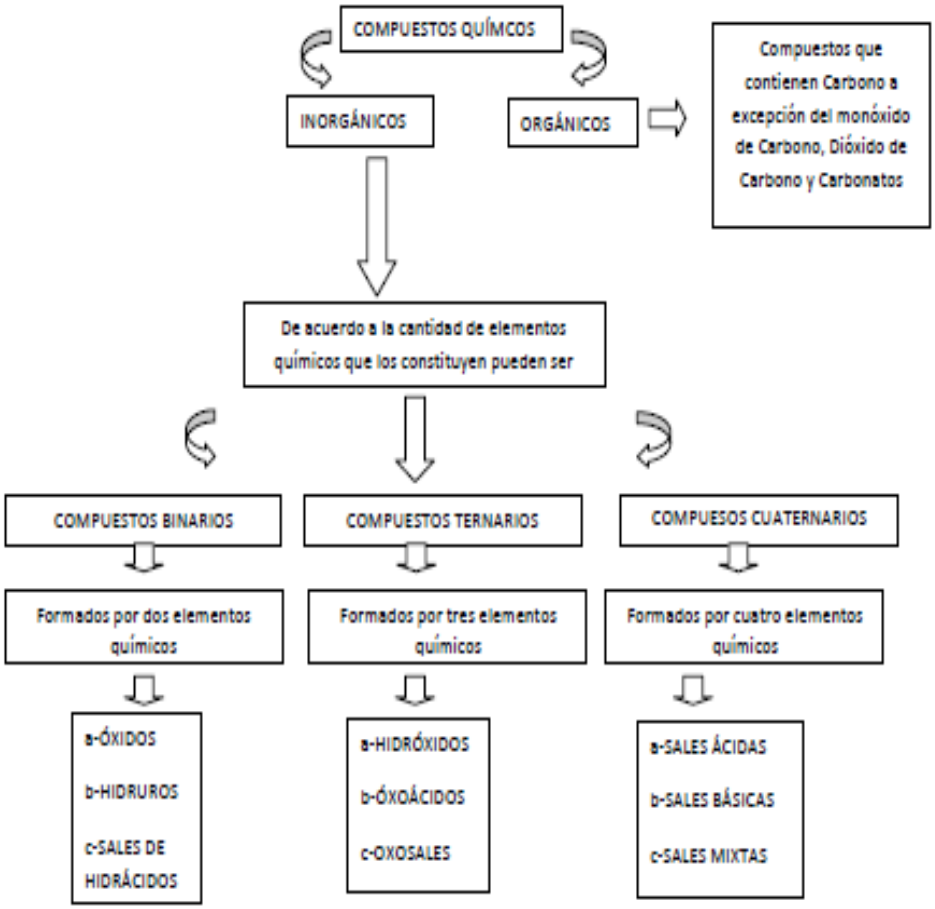
## UNIDAD N° 2

## NOMENCLATURA QUÍMICA

La nomenclatura química es un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar todos los elementos y los compuestos químicos. Actualmente la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es la máxima autoridad en materia de nomenclatura química, la cual se encarga de establecer las reglas correspondientes.

Como punto inicial para su estudio es necesario distinguir primero entre compuestos orgánicos e inorgánicos. Los compuestos orgánicos son los que contienen carbono, comúnmente enlazado

con hidrógeno, oxígeno y algunos halógenos. El resto de los compuestos se clasifican como compuestos inorgánicos.




Los compuestos no son fruto de combinaciones al azar de los elementos de la Tabla Periódica, sino que son el resultado de la combinación, en unas determinadas proporciones, de elementos que guardan entre sí una cierta “afinidad”. Estas limitaciones vienen prefijadas por la capacidad de combinación de los elementos o valencia (estado de oxidación) que, a su vez, es función de la estructura electrónica de los átomos implicados.

Las fórmulas se usan para representar los compuestos. En una fórmula se escriben los símbolos de los elementos uno al lado del otro y con un subíndice que indica el número de átomos con que cada elemento interviene.

La IUPAC ha anunciado una serie de normas que periódicamente se mejoran con la finalidad de que en un futuro exista una formulación y una nomenclatura única y válida en todos los países. Sin embargo, hace mucho tiempo que se conocen y nombran compuestos químicos usándose nomenclaturas diversas por lo que por ahora se deben conocer tanto las nomenclaturas antiguas como la moderna pues ello nos permitirá el acceso a cualquier texto de química.

Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para nombrar compuestos químicos inorgánicos:

- **Nomenclatura por Atomicidad o Sistemática**

Para nombrar compuestos se utilizan prefijos que indican la atomicidad (número de átomos de cada clase) de los elementos que forman el compuesto en cuestión. Según la cantidad de elementos se utilizan los prefijos: mono (uno), di (dos), tri (tres), tetra (cuatro), penta (cinco), hexa (seis), hepta (siete), octa (ocho), nona o eneá (nueve), deca (diez) y así sucesivamente. Ejemplo: $FeCl_3$ Tricloruro de hierro.

- **Nomenclatura por Numeral de Stock**

Se nombra el compuesto en cuestión y en caso de que tenga más de un número de oxidación, se agrega el número de oxidación (sin poner el signo) al final del nombre entre paréntesis y en número romano. Ejemplo: $FeCl_3$ Cloruro de hierro (III).

- **Nomenclatura Tradicional, Clásica o Funcional**

Se utilizan prefijos y sufijos para especificar el número de oxidación del átomo central. Según el elemento tenga uno o más estados de oxidación posibles, los criterios que se adoptan son los siguientes:

- Para elementos con un único estado de oxidación: no se agregan sufijos, o se agregará el sufijo *ico*.
- Para elementos con dos estados de oxidación: para el menor estado se agregará el sufijo *oso*, mientras que para el mayor el sufijo *ico*.
- Para elementos con tres estados de oxidación: para el menor estado se agregará el prefijo *hipo* seguido del sufijo *oso*, para el estado de oxidación intermedio se utilizará el sufijo *oso*, mientras que para el mayor se agregará el sufijo *ico*.
- Para elementos con cuatro estados de oxidación: para el menor estado se agregará el prefijo *hipo* seguido del sufijo *oso*, para el siguiente se utilizará el sufijo *oso*, para el que sigue luego se agregará el sufijo *ico*, mientras que para el mayor se agregará el prefijo *per* seguido del sufijo *ico*.

Ejemplo: $FeCl_3$ Cloruro férrico.

## COMPUESTOS BINARIOS

### 1. ÓXIDOS

Los óxidos son compuestos químicos inorgánicos diatómicos o binarios formados por la unión del oxígeno con otro elemento diferente. Según si este elemento es metal o no metal serán óxidos básicos u óxidos ácidos. El oxígeno siempre tiene valencia -2 con excepción en los peróxidos (ion peróxido enlazado con un metal) donde el oxígeno utiliza valencia "-1".

### 1.1 Óxidos básicos (metálicos)

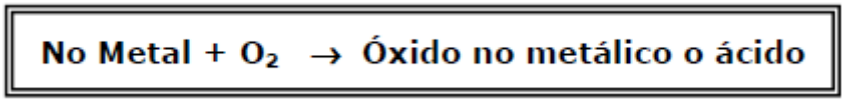
Son combinaciones del oxígeno (con número de oxidación -2) con los metales. Para formular, siguiendo las recomendaciones de la IUPAC, se escribe primero el símbolo del metal y luego el del oxígeno y se agregan los subíndices necesarios a la derecha de los símbolos de tal manera de compensar los números de oxidación y lograr que la suma algebraica de los mismos sea igual a cero.

En la siguiente tabla se muestran ejemplos de óxidos básicos y los tres tipos de nomenclatura:

| Óxido metálico o básico | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| $Fe_2O_3$ | Trióxido de hierro | Óxido de hierro (III) | Óxido férrico |
| PbO | Monoxido de plomo | Óxido de plomo (II) | Óxido plumboso |
| $Al_2O_3$ | Trióxido de dialuminio | Óxido de aluminio | Óxido de aluminio |

### 1.2 Óxidos ácidos o anhídridos (no metálicos)

Son combinaciones del oxígeno (con número de oxidación -2) con no metales. Por ser el oxígeno el segundo elemento más electronegativo, los no metales actuarán con número de oxidación positivo. Por lo tanto, para formular óxidos ácidos, se escribirá primero el símbolo del no metal y a continuación el símbolo del oxígeno. Luego, de ser necesario, se agregarán subíndices a la derecha de los símbolos de tal manera de lograr la compensación de números de oxidación, haciendo que la suma algebraica de los mismos sea igual a cero. En este caso, en la nomenclatura tradicional se empleaba antiguamente la palabra anhídrido en lugar de óxido.




En la siguiente tabla se ejemplifican los óxidos ácidos y los tres tipos de nomenclatura:

| Óxido metálico o básico | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| $CO_2$ | Dióxido de carbono | Óxido de carbono | Óxido carbónico |
| $SO_2$ | Dióxido de azufre | Óxido de azufre (IV) | Óxido sulfuroso |
| $Cl_2O_7$ | Heptóxido de dicloro | Óxido de cloro (VII) | Óxido perclórico |

Cuando el flúor reacciona con el oxígeno se crea un compuesto diferente a un oxido ácido ya que el oxígeno deja de ser el elemento más electronegativo, distinto a como pasa con todos los óxidos donde el oxígeno es el elemento más electronegativo. El único elemento más electronegativo que el oxígeno es el flúor con 4.0 mientras el oxígeno tiene 3.5. Así que el compuesto deja de

llamarse óxido y se nombra como fluoruro de oxígeno para el sistema tradicional, fluoruro de oxígeno (II) por Stock y difluoruro de oxígeno por atomicidad. La fórmula es $O^{2}F_{2}^{-1}$.

### 1.3 Peróxidos

Los peróxidos son compuestos oxigenados formados por H ó Metal (generalmente alcalino o alcalino-térreo) y oxígeno, donde el grupo peróxido está dado por el ión $O_2^{2-}$, donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1 ya que los dos oxígenos comparten una pareja de electrones por los que en este grupo de elementos no se pueden simplificar las valencias.

La fórmula de los peróxidos es del tipo $\mathbf{X_2(O_2)_n}$ (donde X es el elemento metálico, O es oxígeno y n es la valencia del elemento metálico). En la siguiente tabla se ejemplifican los peróxidos y los tres tipos de nomenclatura:

| Peróxido | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| $Li_2O_2$ | Peróxido de dilitio | Peróxido de litio | Peróxido lítico |
| $Ti_2(O_2)_3$ | Triperóxido de dititanio | Peróxido de titanio (III) | Peróxido titanioso |

## 2. HIDRUROS

Los hidruros son compuestos binarios formados por hidrógeno y otro elemento. El hidrógeno tiene un comportamiento particular: puede ceder fácilmente su único electrón pero también puede aceptar un electrón de otro átomo y adquirir la configuración electrónica del helio. De acuerdo con este comportamiento, en sus combinaciones binarias, a veces actúa con número de oxidación +1 y otras veces, con número de oxidación –1.

### 2.1 Hidruros metálicos

Son combinaciones del hidrógeno (con número de oxidación -1) con los metales (número de oxidación positivo).

$$\text{Metal} + H_2 \rightarrow \text{Hidruro metálico}$$

Para formular, se escribirá primero el símbolo del metal (más electropositivo) y a continuación el símbolo del hidrógeno (más electronegativo) y cuando sea necesario se agregarán subíndices para compensar los números de oxidación. Para nombrarlos se sigue la siguiente secuencia:

**Hidruro de (nombre del elemento)**

En la siguiente tabla se ejemplifican los hidruros metálicos y los tres tipos de nomenclatura:

| Hidruro metálico | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| LiH | Monohidruro de litio | Hidruro de litio | Hidruro de litio |
| $CaH_2$ | Dihidruro de calcio | Hidruro de calcio | Hidruro de calcio |
| $FeH_3$ | Trihidruro de hierro | Hidruro de hierro (III) | Hidruro férrico |
| $PbH_4$ | Tetrahidruro de plomo | Hidruro de plomo (IV) | Hidruro plúmbico |

**2.2 Hidrácidos o hidruros no metálicos**

Son combinaciones binarias del hidrógeno con los no metales de los grupos 14, 15, 16 y 17. En ellos el hidrógeno representa la parte más electropositiva (número de oxidación +1) por lo tanto, los elementos con los que se combina actuarán con número de oxidación negativo.

**No metal + $H_2$ → Hidruro no metálico**

Para formular un hidrácido se escriben los símbolos de los elementos en orden creciente de electronegatividades (primero el hidrógeno y luego el otro no metal) y si es necesario, se escriben subíndices numéricos para lograr que la suma de los números de oxidación sea cero. Para nombrarlos primero se nombra el elemento más electronegativo, terminado en uro y finalmente se dice de hidrógeno.

**(raíz del nombre del elemento)uro de hidrógeno**

Los hidruros de los grupos 16 y 17 son compuestos que al disolverse en agua dan soluciones ácidas. Los cinco son gases que cuando se disuelven en agua se comportan como ácidos (de ahí el nombre: hidrácidos).Por lo tanto, en solución acuosa los hidrácidos se nombran de acuerdo al siguiente esquema:

**Ácido (raíz del nombre del elemento)hídrico**

Ejemplos:

| Compuesto | Hidruro no metálico | Hidrácido (disuelto en agua) |
|---|---|---|
| HF | Fluoruro de hidrógeno | Ácido fluorhídrico |
| HCl | Cloruro de hidrógeno | Ácido clorhídrico |
| HBr | Bromuro de hidrógeno | Ácido bromhídrico |
| HI | Ioduro de hidrógeno | Ácido yodhídrico |
| $H_2S$ | Sulfuro de hidrógeno | Ácido sulfhídrico |

### 2.3 Hidruros con los nitrogenoides

Estos hidrácidos o hidruros no metálicos son compuestos binarios de hidrógeno y un elemento de la familia (V) (nitrogenoides) que se enlazan siguiendo la fórmula *NoMetal + $H_3$.* A estos compuestos se les llama por sus nombres comunes, aunque muy raramente se les nombra con las reglas de nomenclatura de los hidruros (metálicos). En estos hidruros no metálicos el hidrógeno es el elemento más electronegativo en el compuesto.

| Compuesto | Nombre |
|---|---|
| $NH_3$ | amoníaco o trihidruro de nitrógeno |
| $PH_3$ | fosfina o trihidruro de fósforo |
| $AsH_3$ | arsina o trihidruro de arsénico |
| $SbH_3$ | estibina o trihidruro de antimonio |
| $BiH_3$ | bismutina o trihidruro de bismuto |
| $BH_3$ | borano o trihidruro de boro |
| $B_2H_6$ | diborano o hexahidruro de boro |
| $CH_4$ | metano o tetrahidruro de carbono |
| $SiH_4$ | silano o tetrahidruro de silicio |

## 3. COMPUESTOS BINARIOS DE METAL – NO METAL (SALES NEUTRAS)

Son combinaciones de metal (con número de oxidación positivo) con no metal (con número de oxidación negativo) de los grupos 15,16 o 17. Generan sales neutras

**Metal + No Metal → Sal binaria neutra**

En estos compuestos, el no metal se presenta en un único estado de oxidación (negativo). Para formular se escribe primero el catión y luego el anión. Se agregan subíndices para lograr la electroneutralidad entre las cargas del anión y del catión. Por ejemplo:

| Sal binaria neutra | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| $FeCl_3$ | Tricloruro de hierro | Cloruro de hierro (III) | Cloruro férrico |
| $Mg_3N_2$ | Dinitruro de trimagnesio | Nitruro de magnesio | Nitruro de magnesio |
| $SnCl_2$ | Dicloruro de estaño | Cloruro de estaño (II) | Cloruro estannoso |

## 4. COMPUESTOS BINARIOS ENTRE NO METALES

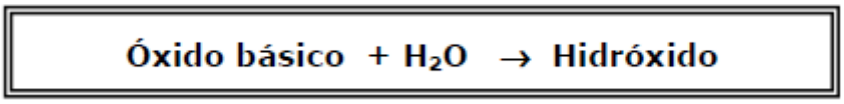
Estos compuestos se forman por la unión de dos no metales y se formulan colocando el elemento menos electronegativo (número de oxidación positivo (+)) a la izquierda y el elemento más electronegativo (número de de oxidación negativo (-)) a la derecha. Por ejemplo:

| Compuesto binario entre no metal | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| $CCl_4$ | Tetracloruro de carbono | Cloruro de carbono | Cloruro de carbónico |
| SiC | Monocarburo de silicio | Carburo de silicio (IV) | Carburo de silicio |
| $SeI_2$ | Diyoduro de selenio | Yoduro de selenio (II) | Yoduro de selenio |

## COMPUESTOS TERNARIOS

### 5. HIDRÓXIDOS

Los hidróxidos surgen de la combinación de un óxido básico y agua.

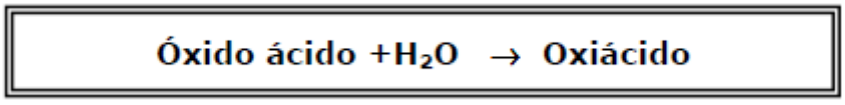



Son compuestos formados por la combinación del ión oxhidrilos ($OH^-$) con diversos cationes metálicos. Estos compuestos son también llamados bases, debido al carácter básico del ión oxhidrilo. Se formulan colocando el metal a la izquierda y tantos oxhidrilos como cargas positivas posean el metal para asegurar la neutralidad del compuesto. Por ejemplo:

| Hidróxido | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| Na(OH) | Hidróxido de sodio | Hidróxido de sodio | Hidróxido sódico |
| $Fe(OH)_2$ | Dihidróxido de hierro | Hidróxido de hierro (II) | Hidróxido ferroso |
| $Al(OH)_3$ | Trihidróxido de aluminio | Hidróxido de aluminio | Hidróxido de aluminio |

### 6. OXÁCIDOS

Los oxácidos, también llamados oxoácidos y oxiácidos, surgen de la combinación de un óxido ácido y agua.




Se formulan colocando de izquierda a derecha, Hidrógeno - No metal - Oxígeno. En estos compuestos, el H actúa con estado de oxidación +1, el no metal con el número de oxidación que le corresponda y el oxígeno con -2.

Son compuestos con propiedades ácidas que contienen oxígeno en su molécula y responden a una fórmula general del tipo $\mathbf{H_aX_bO_c}$.

Para formular correctamente un oxiácido habrá que conocer en primer lugar el estado de oxidación del átomo X, si es un número impar, corresponderá un número impar de hidrógenos (subíndice a), y este será 1 (el menor número impar); en caso de que el estado de oxidación sea un número par, el subíndice a, también será par, en este caso será 2 (el menor número par).

Nomenclatura:

1- *Tradicional:* Se nombran cambiando la palabra óxido del que provienen por "ácido".
2- *Atomicidad:* Se indica el número de átomos de oxígeno (n) con el prefijo correspondiente (mono, di, tri, etc.), seguido de la palabra OXO, luego la raíz del no-metal terminada en ATO, indicando luego el número de átomos de hidrógeno n - OXO - RAIZ NO METAL - ATO de n hidrógeno
3- *Numeral de Stock:* Raíz del no metal terminada en ATO, indicando entre paréntesis el número de oxidación con que actúa, en números romanos, seguida de: de hidrógeno.

Ejemplos:

| Oxácido | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| $H_2SO_4$ | Tetraoxosulfato de dihidrógeno | Sulfato (IV) de hidrógeno | Ácido sulfúrico |
| HClO | Monoxoclorato de monohidrógeno | Clorato (I) de hidrógeno | Ácido hipocloroso |
| $H_2CO_3$ | Trioxocarbonato de dihidrógeno | Carbonato (IV) de hidrógeno | Ácido carbónico |

Por otra parte, ciertos óxidos ácidos pueden formar hasta tres oxácidos distintos dependiendo de cuantas moléculas de agua se agreguen por molécula de óxido ácido. En otras palabras, en ciertos oxácidos especiales, un solo "no metal" con una sola valencia puede formar hasta tres oxácidos. Estos elementos son el yodo, fósforo, silicio, boro y teluro. Para diferenciar a estos oxácidos en el sistema tradicional se utilizan tres prefijos dependiendo de cuantas moléculas de agua se agregan por cada una molécula de anhídrido. Estos son:

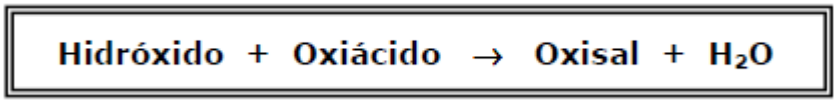
meta-… (1 molécula de agua)
piro-… (2 moléculas de agua)
orto-… (3 moléculas de agua) *este prefijo se puede omitir*

| Oxácido | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$ | Trioxofosfato de monohidrógeno | Fosfato (V) de hidrógeno | Ácido metafosfórico |
| $P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$ | Heptaoxodifosfato de tetrahidrógeno | Fosfato (V) de hidrógeno | Ácido pirofosfórico |
| $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$ | Tetraoxofosfato de trihidrógeno | Fosfato (V) de hidrógeno | Ácido ortofosfórico o ácido fosfórico |

Como se puede observar para estos ácidos no es aplicable la Nomenclatura por numeral de Stock ya que no permite distinguirlos entre sí.

**7. OXISALES (Sales neutras)**

Las oxisales surgen de la combinación de un hidróxido y un oxiácido de acuerdo con la siguiente ecuación:




Se formulan colocando de izquierda a derecha, Metal - No metal – Oxígeno. En estos compuestos, el metal y el no metal actúan con el estado de oxidación que les corresponda a cada uno y el oxígeno con -2. Responden a una fórmula general del tipo $\mathbf{M_nXO_m}$

Las oxisales se puede considerar que derivan de los oxiácidos al sustituir sus hidrógenos por metales. En las oxisales ternarias, se reemplaza el/los H del oxiácido por el metal correspondiente. Por ejemplo:

| Oxiácido | Oxisal |
|---|---|
| $HNO_3$ | $KNO_3$ |
| Ácido nítrico | Nitrato de potasio |

Para formular:

1- Identifica el ácido del cual proviene la sal procediendo de la siguiente manera:
   - En la nomenclatura tradicional, sustituye la terminación del no metal según el siguiente código:

| Ácido | Sal |
|---|---|
| Ico | Ato |
| Oso | Ito |

   - Escribe el ácido correspondiente.

2- Quítale los hidrógenos al ácido: lo que queda es un anión. Enciérralo entre paréntesis. Su carga es negativa e igual al número de hidrógenos que has quitado al ácido.

3- Escribe el metal a la izquierda y el anión a la derecha. Teniendo en cuenta el número de oxidación del metal, escribe los subíndices en el metal y el anión, de manera que se mantenga la electroneutralidad.

**¿Cómo se escribe la fórmula del sulfato de potasio?**

- Si es sulfato, deriva del Acido sulfúrico ($H_2SO_4$).
- Al quitar los hidrógenos, queda el anión sulfato ($SO_4^{2-}$).
- Se agregan tantos átomos metálicos como sean necesarios para neutralizar l anión.
- En el caso del K (n° de oxidación +1).

**$K_2SO_4$**

Para nombrar:

*Nomenclatura tradicional*

Las sales que provienen de ácidos terminados en OSO, cambian este sufijo por ITO; y las que provienen de ácidos terminados en ICO, lo cambian por ATO. Por ejemplo:

| Oxiácido | Anión |
|---|---|
| Ácido sulfur**oso** $H_2SO_3$ | Sulf**ito** $SO_3^{2-}$ |
| Ácido sulfúr**ico** $H_2SO_4$ | Sulf**ato** $SO_4^{2-}$ |

Cuando hay más de dos estados de oxidación, como en el caso de los halógenos que actúan formando oxianiones con estados de oxidación +1, +3, +5 y +7, se usan las siguientes terminaciones:

| N° de oxidación | Ácido | Sal | Ejemplos |
|---|---|---|---|
| +1 | Hipo… oso | Hipo… ito | Ác hipocloroso → Hipoclorito |
| +3 | … oso | … ito | Ác cloroso → clorito |
| +5 | … ico | … ato | Ác clórico → clorato |
| +7 | Per… ico | Per… ato | Ác perclórico → perclorato |

Para el catión:

- Si tiene un único estado de oxidación, se da el nombre del metal. Por ejemplo: sulfato de potasio: $K_2SO_4$, nitrato de sodio: $NaNO_3$
- Si tiene más de un estado de oxidación: Se mantiene la terminación –oso (para el menor estado de oxidación) e –ico (para el mayor estado de oxidación). Por ejemplo: nitrito ferroso: $Fe(NO_2)_2$, nitrito férrico: $Fe(NO_2)_3$

*Nomenclatura por atomicidad:*

Se nombra igual que el oxiácido, reemplazando al hidrógeno por el metal: OXO-RAIZ NO METAL -ATO de n metal. Por ejemplo: $FeSO_4$ tetraoxosulfato de hierro.

*Nomenclatura por numeral de Stock:*

Se indica entre paréntesis y en números romanos el estado de oxidación del no metal y del metal, si este último tiene más de un estado de oxidación. Por ejemplo: $FeSO_4$ Sulfato (VI) de hierro (II).

Ejemplos de oxisales con las tres nomenclaturas:

| Oxisal | Nomenclatura por Atomicidad | Nomenclatura por numeral de Stock | Nomenclatura Tradicional |
|---|---|---|---|
| $Cu(ClO)_2$ | Bis-monoxoclorato de cobre | Clorato (I) de cobre (II) | Hipoclorito cúprico |
| $Al_2(CO_3)_3$ | Tris-trioxocarbonato de dialuminio | Carbonato (IV) de aluminio | Carbonato de aluminio |

**COMPUESTOS CUATERNARIOS**

## 8. SALES ÁCIDAS

Los ácidos con más de un hidrógeno, no los ceden a todos con igual facilidad y originan iones que todavía contienen átomos de hidrógeno. Cuando estos aniones ácidos se unen a un catión metálico, se obtiene la fórmula de una sal ácida. Estas sales se formulan siguiendo el criterio de orden creciente de electronegatividad; por lo tanto escribirás primero la fórmula del catión, luego la del anión ácido y finalmente utilizarás el criterio de compensación de cargas para agregar los subíndices en el caso de que sean necesarios.

Nomenclatura

Se emplean prefijos mono, di, tri, etc., según la cantidad de hidrógenos presentes, delante del nombre del anión y a continuación se nombra el catión. Si el elemento metálico tiene más de un estado de oxidación, éste se indicará al final con un número romano entre paréntesis. Por ejemplo:

| Catión | Anión | Fórmula | Nombre IUPAC |
|---|---|---|---|
| $K^+$ | $HSO_4^-$ | $KHSO_4$ | Hidrogenosulfato de potasio |
| $Fe^{2+}$ | $HSO_4^-$ | $Fe(HSO_4)_2$ | Hidrogenosulfato de hierro (II) |
| $Sr^{2+}$ | $H_2PO_4^-$ | $Sr(H_2PO_4)_2$ | Dihidrogenofosfato de estroncio |

## 9. SALES BÁSICAS

Son también llamadas hidroxisales. Contienen el ión oxhidrilo junto a otro anión; son a la vez sales e hidróxidos. Para formular una sal básica se escribe primero el símbolo del catión y a continuación las fórmulas del ión hidróxido (entre paréntesis) y del otro anión. La IUPAC aconseja

seguir el criterio del orden alfabético para decidir cuál de los dos aniones se escribe en primer lugar.

Nomenclatura

Se nombran de la siguiente manera:

hidroxi..... (Nombre del otro anión) de .....(nombre del catión)
Si hay más de un ion hidróxido en la fórmula, se designa la cantidad empleando prefijos mono, di, tri, etc. En el caso de que el elemento metálico tenga más de un estado de oxidación se lo indica con un número romano entre paréntesis. Ejemplos:

- MgCl(OH) hidroxicloruro de magnesio
- $Cu_2(OH)_2SO_4$ dihidroxisulfato de cobre (II)
- $Fe_2Br(OH)_3$ trihidroxibromuro de hierro(II)

**10. SALES DOBLES O MIXTAS**

Son sales que poseen dos elementos metálicos (también puede ser el ión $NH_4^+$), oxígeno y un elemento no metálico.

Nomenclatura

Se nombra primero el anión, según sea sulfato, carbonato, etc, seguido de la palabra doble, luego la preposición de y a continuación los nombre de los n elementos metálicos (comenzando por el de mayor número de oxidación). Se indica entre paréntesis el número de oxidación de los metales cuando sea necesario. Son ejemplos de sales dobles:

- $AgK(NO_3)_2$: nitrato doble de plata y potasio
- $LiAl(SO_4)_2$: sulfato doble de aluminio y potasio
- $KNaCO_3$: carbonato doble de sodio y potasio

**Ejercitación: ¿Cómo escribir la fórmula de un compuesto conociendo los números de oxidación de los átomos que lo forman?**

**Supongamos que queremos escribir el óxido ácido que forma el azufre con el oxígeno cuando el azufre actúa con estado de oxidación +4**

*Solución:* Para poder resolver este ejercicio debemos recordar que:

- La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro es cero.
- El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares.

Por lo tanto:

(nº oxid S) x (atomicidad S) + (nº oxid O) x (atomicidad O) = 0

Sabiendo los números de oxidación del azufre y del oxigeno y reemplazando en la fórmula:

(+4) x (atomicidad S) + (-2) x (atomicidad O) = 0

**Desafío:** ¿Qué óxido ácido forma el nitrógeno con el oxígeno cuando el nitrógeno actúa con estado de oxidación +5?

**Respuesta:** $N_2O_5$

**Ejercitación: ¿Cuál es el número de oxidación del Cr en el ion $Cr_2O_7^{2-}$?**

*Solución:* Para poder resolver este ejercicio debemos recordar que:

- La suma de los números de oxidación en un ión poliatómico es igual a la carga del i
- El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares.

Por lo tanto:

(nº oxid Cr) x (atomicidad Cr) + (nº oxid O) x (atomicidad O) = -2

Reemplazando en la fórmula:

(nº oxid Cr) x (2) + (-2) x (7) = -2

Despejando la ecuación, encontramos que nº oxid Cr = + 6

**Desafío:** ¿Cuál es el número de oxidación del **C** en el ion $CO_3^{=}$ ?

**Respuesta:** nº oxid C = +4

**EJERCICIOS DE APLICACIÓN**

1) Indique los nombres de los siguientes compuestos:

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $Na_2O$ | $Hg_2O$ | CaS | HCl | MgO | $N_2O_3$ | $Br_2O_7$ |
| FeO | $Fe_2O_3$ | $Al_2S_3$ | $ZnI_2$ | $FeCl_3$ | $CO_2$ | $PbCl_4$ |
| $Co_2O_3$ | $FeF_2$ | $N_2O_5$ | $SO_2$ | $Au_2S_3$ | $Cl_2O_5$ | NaBr |

2) Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

| | |
|---|---|
| - óxido de litio | - óxido perclórico |
| - hidruro de calcio | - tricloruro de aluminio |
| - óxido de plomo (IV) | - ácido sulfhídrico |
| - cloruro de zinc | - ácidobromhídrico |
| - óxido de oro (III) | - tetracloruro de estaño |
| - sulfuro de hierro (II) | - cloruro de cobalto (II) |
| - hidruro de hierro (II) | - bromuro de platino (IV) |
| - óxido hipocloroso | - trióxido de aluminio |

3) Explica las diferencias que hay entre:

a) $NO_2$ y $NO_2^-$ b) HF y Hf c) CO y Co

4) Clasifica los siguientes compuestos y nómbralos:

a) $F_2$ b) $FeCl_3$ c) $N_2O$ d) $CF_4$

5) Obtenga los hidróxidos de todos los metales del cuadro con todas sus valencias y nómbrelos:

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Sodio | Calcio | Plomo | Oro | Zinc |
| Cobre | Hierro | Níquel | Cobalto | Potasio |
| Estaño | Platino | Aluminio | Litio | Plata |

6) Indica el número de oxidación del cloro en los siguientes compuestos y nómbralos:

$HClO_{(ac)}$ $HClO_{2(ac)}$ $HClO_{3(ac)}$ $HClO_{4(ac)}$

7) Obtenga todos los ácidos con los no metales del cuadro y nómbrelos:

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Azufre | Nitrógeno | Boro | Fósforo | Cloro |
| Bromo | Iodo | Flúor | Carbono | Antimonio |

8) Marca con una cruz la clasificación correcta de cada uno de los compuestos que se detalla en el cuadro. Ten presente que un compuesto se puede corresponder con más de una clasificación.

| CLASE | COMPUESTOS | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | $HCl_{(g)}$ | $HCl_{(ac)}$ | $CaO_{(s)}$ | $LiH_{(g)}$ | $H_2CO_{3(ac)}$ | $NaOH_{(ac)}$ | $Ba(OH)_{2(S)}$ | $N_2O_{4(g)}$ |
| Ácido | | | | | | | | |
| Óxido | | | | | | | | |
| Hidróxido | | | | | | | | |
| Hidrácido | | | | | | | | |
| Hidruro | | | | | | | | |

9) Escribe la fórmula de los siguientes aniones:

a) nitrato
b) cloruro
c) sulfato
d) carbonato
e) hidrogenocarbonato

10) Completar el siguiente cuadro y nombrar los productos formados:

| Cationes | Aniones | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | $NO_3^-$ | $SO_4^{2-}$ | $PO_4^{3-}$ | $Cl^-$ | $S^{2-}$ | $OH^-$ |
| $K^+$ | $KNO_3$ Nitrato de potasio | | | | | |
| $Mg^{2+}$ | | | | | | |
| $Fe^{3+}$ | | | | | | |
| $Pb^{4+}$ | | | | | | |
| $NH_4^+$ | | | | | | |
| $Zn^{2+}$ | | | | | | |

11) Escribe la fórmula de:

a) cloruro de plata
b) óxido de plomo (IV)
c) nitruro de litio
d) fosfato de bario
e) nitrato de hierro (III)
f) óxido de cobalto (III)
g) óxido plúmbico
h) óxido cuproso
i) dióxido de azufre
j) óxido de arsénico (IV)
k) óxido de zinc
l) monóxido de carbono
m) óxido periódico
n) trióxido de molibdeno
o) óxido de nitrógeno (V)
p) pirofosfato de magnesio

12) Dar el nombre de los siguientes compuestos:

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $Au(OH)_3$ | $KClO_4$ | $SO_2$ | $N_2O_5$ | $Fe(OH)_3$ | $H_2SO_4$ | $HClO$ |
| $H_4P_2O_7$ | $Fe(NO_3)_2$ | $LiIO_3$ | $Co(OH)_2$ | $NaNO_2$ | $K_2SO_4$ | $Li_3PO_4$ |
| $CaCO_3$ | $Fe_2(SO_4)_3$ | $H_3PO_3$ | $Al_2(CO_3)_3$ | $HBrO_3$ | $Al(OH)_3$ | $Na_2S$ |
| $Ni_2O_3$ | $CuCl_2$ | $HBr$ | $K_2O$ | $Hg(OH)_2$ | $CO_2$ | $Li_2O$ |

13) Escribir las ecuaciones siguientes y dar los nombres de las sales formadas:

- Ácido nítrico + hidróxido de cobre (I)
- Ácido clorhídrico + hidróxido de sodio
- Acido carbónico + hidróxido de litio
- Ácido fosfórico + hidróxido de potasio
- Ácido sulfhídrico + hidróxido de aluminio
- Ácido clórico + hidróxido de hierro (II)
- Ácido sulfúrico + hidróxido de oro (I)
- Ácido perclórico + hidróxido de cobre (I)
- Ácidohipobromoso + hidróxido de hierro (II)
- Ácido nitroso + hidróxido de plata
- Ácido fluorhídrico + hidróxido de magnesio
- Ácido yódico + hidróxido de plomo (II)

14) Completar, igualar y nombrar:

- $H_3PO_4$ + ……. → $Fe_3(PO_4)_2 + H_2O$
- …… + ……. → $FeCl_2 + H_2O$
- …… + $LiOH$ → $LiHSO_4 + H_2O$
- $SO_3 + H_2O$ →…….
- $HNO_3$+ ……. → $KNO_3$ + …….
- ……. + $HNO_2$ → $Al(OH)_2NO_2 + H_2O$

**LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUIMICA**

Los cambios químicos se realizan de acuerdo con ciertas leyes fundamentales que rigen las transformaciones químicas. Estas leyes no constituyen especulaciones teóricas sino que son el resultado de trabajos experimentales realizados en el laboratorio, es decir son leyes empíricas. Se agrupan en:

1) **LEYES GRAVIMETRICAS:** se refieren a mediciones de masas de las sustancias que intervienen en el cambio químico.

   - Ley de la conservación de la masa (Lavoisier 1774)

- Ley de las proporciones definidas o constantes (Proust 1799)
- Ley de las proporciones múltiples (Dalton 1803)
- Ley de las proporciones equivalentes (Richter 1792)

2) **LEYES VOLUMETRICAS:** tratan de las medidas de los volúmenes de sustancias gaseosas que intervienen en el cambio.

- Ley de Gay Lussac (1808)
- Ley de Avogadro (1811)

**LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA**

Fue Lavoisier quien introdujo el uso sistemático de la balanza en el laboratorio y enuncio esta ley pesando las sustancias reaccionantes antes y después de realizar una reacción química.

Sabiendo que una reacción química está formada por: reactivos (sustancia antes de producirse el cambio químico, simbolizamos su masa con $m_R$) y productos (sustancia después de realizarse el cambio químico, simbolizamos su masa con $m_P$), y que sistema material cerrado son aquellos donde solo hay intercambio de energía, entre el sistema y el medio ambiente. La Ley se enuncia de la siguiente manera: "En un sistema material cerrado (o aislado), la suma de las masa de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos, cualquiera sean las transformaciones físicas o químicas que se produzcan". Más brevemente: "en un sistema material cerrado la masa total permanece constante, cualquiera sean las transformaciones físicas o químicas que se produzcan".

Matemáticamente: $\sum m_R = \sum m_P$

Según la ***Teoría de la Relatividad*** (Einstein) existe una equivalencia entre masa y energía:

$$\Delta E = \Delta m \, . \, c^2$$

Siendo: $\Delta E$ = a variación de la energía
$\Delta m$ = la variación de la masa
$c$ = la constante de proporcionalidad igual a la velocidad de la luz en el vacío = 300.000 Km/seg.

La comprobación experimental de esta ecuación se da en las reacciones nucleares.

**LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O CONSTANTES**

Cuando dos o más elementos se combinan o están combinados formando un compuesto, el cociente entre sus masas es constante.

Este cociente invariable entre la masa de un elemento y la masa de otro elemento en un determinado compuesto, es una propiedad especifica del mismo: "una misma sustancia tiene siempre igual composición elemental". Esta ley constituye la base de la Estequiometria. Ej.:

Carbono + Oxigeno $\rightarrow$ Dióxido de Carbono

| **Carbono (g)** | **Oxigeno (g)** | **Oxigeno/Carbono** | |
|---|---|---|---|
| 7,5 | 20 | 20/7,5 | 2,66 |
| 2,4 | 6,4 | 6,4/2,4 | 2,66 |
| 3,0 | 8,0 | 8,0/3,0 | 2,66 |
| 0,6 | 1,6 | 1,6/0,6 | 2,66 |
| 12 | 32 | 32/12 | 2,66 |

Significa que 2,66 g de O se combina con 1,0 g de C para dar 3,66 g de $CO_2$.

**LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES**

"Cuando dos o más elementos se combinan formando dos o más compuestos, mientras la masa de uno permanece constante, la masa del otro varía según una relación de números enteros". Ej.:

| Compuesto | Masa de N (g) | Masa de O (g) | Relación |
|---|---|---|---|
| $N_2O$ | 28 | 16 | 16/16 = 1 |
| NO | 28 | 32 | 32/16 = 2 |
| $N_2O_3$ | 28 | 48 | 48/16 = 3 |
| $NO_2/N_2O_4$ | 28 | 64 | 64/16 = 4 |
| $N_2O_5$ | 28 | 80 | 80/16 = 5 |

Esta ley constituye el fundamento experimental de la teoría atómica de Dalton, pues indica que si bien los elementos pueden combinarse en proporciones múltiples, no lo hacen en forma *continua* sino por el contrario, de manera *discontinua* según porciones indivisibles de esos elementos, a los que se llama *átomos.*

**LEY DE LAS PROPORCIONES EQUIVALENTES**

"Las masas de dos elementos que se combinan con una misma masa de un tercer elemento, dan la relación con la que se combinarán entre sí o múltiplos o submúltiplos de estas masas".

Ej.:

En el agua $H_2O$: 16 g de O se combinan con 2 g de H o 32 g de O con 4 g de H
En el metano $CH_4$: 12 g de C se combinan con 4 g de H

Se deduce entonces que 32 g de O se combinaran con 12 g de C
El compuesto entre O y C que cumple, es el $CO_2$.

De esta manera definimos ahora **EQUIVALENTE QUIMICO ELEMENTAL:** "es la masa de un elemento que se combina con un gramo de otro elemento". El elemento que se toma como referencia es el H. Como son más abundantes los óxidos, se considera al O, pero en este caso a 8 g que es su equivalente.

"EQUIVALENTE QUIMICO de un elemento, es la masa que se combina con 1 g de H o con 8 g de O".

**LEY DE LAS COMBINACIONES GASEOSAS**

Gay Lussac enuncio a esta ley: "el cociente de los volúmenes de los gases, en iguales condiciones de presión y temperatura, que interviene en una reacción química, ya sea como reactivo o como producto, es una razón de números enteros".

**LEY DE AVOGADRO**

"En iguales condiciones de presión y de temperatura, volúmenes iguales de diferentes gases tienen igual número de moléculas".

Fue Avogadro quien introdujo el concepto de molécula, postulando que las moléculas de sustancias simples podían ser poliatómicas como H, N, O que son diatomicas, P tetraatómica, S octoatómica, etc.

Resumiendo: molécula es la menor partícula de una sustancia (simple o compuesta).
Átomo es la menor partícula de un determinado elemento.

**TEORIA ATOMICA DE DALTON**

Esta teoría intenta explicar estas leyes, para lo cual imagina un modelo (el atómico), de tal manera que las leyes gravimétricas resultan como una consecuencia lógica y necesaria del modelo ideado.

Los principales postulados son:

1) La materia es discontinua, está constituida por átomos, que son partículas indivisibles e indestructibles, y que tiene una masa y un volumen que los caracteriza.
2) los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, los átomos de diferentes elementos son diferentes entre sí.
3) Las sustancias simples están formadas por átomos iguales, las sustancias compuestas están constituidas por átomos diferentes.
4) En las sustancias compuestas el número de átomos de cada uno de los elementos que intervienen es entero y constante.

Ninguna de las leyes y teorías que integraban la química del siglo XIX se ha mantenido incólume y esta no es la excepción:

a) La existencia de isotopos nos indica que no todos los átomos de un elemento son iguales.
b) El desarrollo de la física nuclear implico que la hipótesis de Dalton acerca de la indestructibilidad del átomo no era correcta. Existen partículas subatómicas, por ejemplo electrones, protones y neutrones. En todos los cambios nucleares los átomos son creados, divididos o destruidos, pero esto no sucede jamás en cambios puramente químicos.
c) Aunque es verdadera la afirmación de que un simple átomo esta enlazado químicamente a un número entero y pequeño de otros átomos, también es cierto que existen moléculas gigantes qué contienen miles de átomos por ejemplo, la capacidad del C para formar anillos y cadenas largas.

**PESO ATOMICO RELATIVO**

Corresponde a Dalton el mérito de haber presentado la primera escala de pesos atómicos relativos, aunque sus valores no son exactos.

"Peso (masa) atómico relativo es la relación entre el peso atómico absoluto del elemento considerado y el peso atómico absoluto del elemento que se toma como referencia".

"Peso (masa) atómico absoluto es el peso (masa) propio de un átomo". En un comienzo el peso atómico que se tomó como referencia fue el Hidrogeno, al cual arbitrariamente se le dio un peso atómico de 1,0000.

Posteriormente surgieron dos escalas que tomaron como referencia al oxigeno:

a) ESCALA QUIMICA: tomo como unidad la dieciseisava parte del peso (masa) atómica absoluta de la mezcla natural de isotopos del oxígeno. Es decir, se le da a la mezcla de isotopos de oxigeno un peso atómico de exactamente 16,0000.

b) ESCALA FISICA: toman como referencia al isotopo 16 del oxígeno, al cual le dan peso atómico exactamente 16,0000. Es decir, la unidad de masa (**u.m.a.**) corresponde a la dieciseisava parte del peso (masa) atómico absoluto del isotopo 16 del oxígeno.

Por último, se unificaron los dos criterios y actualmente la IUPAC estableció la escala de peso atómico en base al isotopo 12 del carbono el cual tiene un peso atómico exactamente 12,0000. Debe comprenderse que al ser pesos relativos, el peso atómico de un elemento es adimensional. Si al peso atómico relativo lo expresamos en gramos, nos estamos refiriendo al **ATOMO GRAMO**. Ej.: el H tiene peso atómico de 1,008 y su átomo gramo es 1,008 g; el Cl tiene un peso atómico de 35,5 y su átomo gramo es 35,5 g. Ahora, la suma de los pesos atómicos de los elementos que forman un compuesto, es el **PESO MOLECULAR**. Es indudable que para poder calcularlo debemos conocer su fórmula química. Ej.:

Peso molecular del $H_2O$ = 18 ya que (2 H x 1) + (1 O x 16) = 18

Peso molecular del $CH_4$ = 16 ya que (1 C x 12) + (4 H x 1) = 16
Peso molecular del $H_2SO_4$ = 98 ya que (2 H x 1) + (1 S x 32) + (4 O x 16) = 98

El peso molecular expresado en gramos es el **MOL O MOLECULA-GRAMO**, que es la unidad de **cantidad de materia** en el S.I. de unidades. Ej.: Peso molecular del $H_2O$ es 18 y un mol de agua pesa 18 g.

**VOLUMEN MOLAR DE GASES IDEALES**

"Volumen molar de un gas, es el volumen ocupado por un mol de sustancia".

En el caso particular de los gases ideales y en condiciones normales (temperatura = 0 °C y Presión = 1 atmosfera) su valor es prácticamente constante e igual a 22,4 L o 22.400 $cm^3$.

Aplicando la ley de Avogadro, considerando el volumen de un mol (22,4 L) y condiciones normales de presión y temperatura, encontramos que independientemente del gas en cuestión, hay el mismo número de moléculas y ese número es llamado **NUMERO DE AVOGADRO** y su valor es $6{,}022 \times 10^{23}$. Usando el número de Avogadro podemos calcular el peso atómico absoluto de un elemento, ya que en un átomo gramo del mismo hay el número de Avogadro de átomos.

**ATOMICIDAD**

Es el número de átomos que contiene la molécula de una sustancia. Ej.:

| Sustancia | Atomicidad |
|---|---|
| Helio (He) | 1- monoatómica |
| Oxigeno ($O_2$) | 2- diatomica |
| Ozono ($O_3$) | 3- triatómica |
| Azufre ($S_8$) | 8- octoatomica |
| Cloro ($Cl_2$) | 2- diatómica |
| Amoniaco ($NH_3$) | 4- tetra atómica |
| Agua ($H_2O$) | 3- triatómica |

También una molécula puede ser ***homoatómica,*** cuando está formada por el mismo elemento, caso oxígeno, ozono, cloro y azufre; o bien ***heteroatómica***, cuando está formada por distintos elementos, caso amoniaco y agua.

**VALENCIA**

"Es la capacidad de combinación de un elemento con respecto al Hidrogeno tomado como unidad".

| Ejemplos | Elementos | Valencia |
|---|---|---|
| HCl | Cl | 1 |
| $H_2O$ | O | 2 |
| $H_2S$ | S | 2 |
| $NH_3$ | N | 3 |
| $CH_4$ | C | 4 |

Es decir, el número de átomos de hidrogeno unidos a un átomo de otro elemento nos da la valencia de este.

| Ejemplos | Elementos | Valencia |
|---|---|---|
| $CaCl_2$ | Ca | 2 |
| $Na_2O$ | Na | 1 |
| $Ag_2S$ | Ag | 1 |

En este caso la valencia de Ca, Na y la Ag se deduce de las valencias del Cl, O, S respectivamente.

Los números que se escriben a la derecha y debajo de cada símbolo se llaman **SUBINDICE** e indica el número de átomos de ese elemento que integran la molécula; cuando no se indica número significa un átomo. En los compuestos binarios corresponde a la valencia del otro elemento. Ej.:

$CaCl_2$ Subíndice del Ca = 1 (corresponde a la valencia del Cl)
Subíndice del Cl = 2 (corresponde a la valencia del Ca)
$NH_3$ Subíndice del N = 1 (corresponde a la valencia del H)
Subíndice del H = 3 (corresponde a la valencia del N)

**FORMULA MINIMA, BRUTA O EMPIRICA**

Nos indica la menor relación que existe entre los átomos en un compuesto. Para establecer la formula mínima de un compuesto se requiere conocer previamente su composición centesimal elemental, que expresa la masa de cada uno de los elementos que forman el compuesto que hay en 100 g del mismo. Ej.:

Un compuesto de Carbono e Hidrogeno tiene la siguiente composición centesimal 75 % de C y 25 % de H. ¿Cuál es su fórmula mínima?

Primero calculamos el número de átomos gramos de cada elemento:
N° de átomo gramo = masa / átomo gramo.
N° de átomo gramo de C = 75 g / 12 g = 6,25
N° de átomo gramo de H = 25 g / 1 g = 25
Se obtiene así la **formula centesimal**: $C_{6,25}$ $H_{25}$

Dividiendo por el mínimo común divisor (6,25) se obtiene la formula mínima:
Para el C: 6,25 / 6,25 = 1
Para el H: 25 / 6,25 = 4

En consecuencia la formula mínima resulta ser: $CH_4$ (metano).

**FORMULA MOLECULAR**

Expresa el número de átomos de los distintos elementos que integran la molécula. Para establecerla se necesita conocer la Formula Mínima y el Peso Molecular de compuesto. Ej.: La Formula Mínima de un compuesto es $CH_2O$ y su peso molecular es 180. ¿Cuál es la Formula Molecular?

Calculemos el Peso Molecular (PM) mínimo que corresponde a la Formula Mínima:

(1 C x 12) + (2 H x 1) + (1 O x 16) = 30

Dividimos el PM por el PM mínimo = 180 / 30 = 6
Lo que nos indica que el compuesto es: $(CH_2O)_6 = C_6H_{12}O_6$ (glucosa)

Una Formula Química simboliza a una sustancia simple o a una compuesta:
Sustancia simple nitrógeno: $N_2$
Sustancia simple ozono: $O_3$
Sustancia simple helio: He
Sustancia compuesta agua: $H_2O$
Sustancia compuesta ácido sulfúrico: $H_2SO_4$
Sustancia compuesta nitrato de sodio: $NaNO_3$

Las formulas tienen un significado cualitativo y cuantitativo.

CUALITATIVO: indica la clase y número de átomos de los elementos que forman la molécula.

CUANTITATIVO: significan una cantidad de sustancia que es:

1) Masa:
   a) Mol de la sustancia
   b) Formula gramo si la sustancia es ionizable.
2) Un número de moléculas que es el número de Avogadro.
3) Si la sustancia es gaseosa, un Volumen Molar en Condiciones Normales (CNPT).

Ej.: ¿Qué significa la formula $SO_2$?
Cualitativo: una molécula de dióxido de azufre está formada por un átomo de azufre y dos de oxígeno.

Cuantitativo:

1) 1 mol de $SO_2$
   1 at gr de S = 1 x 32 = 32 g
   2 at gr de O = 2 x 16 = 32 g

1 mol de $SO_2$ 64 g

2) Un número de Avogadro de Moléculas:
En 64 g de $SO_2$ hay 6,022 x $10^{23}$ moléculas de $SO_2$
Los átomos de cada elemento son:
Para S: 1 x 6,022 x $10^{23}$ átomos de S.
Para O: 2 x 6,022 x $10^{23}$ átomos de O.

3) 1 Volumen Molar por ser un gas: 22,4 litros en CNPT.

**EJERCICIOS DE APLICACIÓN**

**BALANCE DE UNA ECUACION QUIMICA**

1. Escribir las ecuaciones balanceadas de las siguientes reacciones:

a) $P_4 + O_2 \rightarrow P_2O_5$
b) $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
c) $H_2 + I_2 \rightarrow HI$
d) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

**CÁLCULOS DE PESO ATÓMICO Y MOLECULAR**

1. Hallar el peso atómico de los siguientes elementos: Cu, Ni, H, S y Na

2. Calcular el peso molecular de los siguientes compuestos

a) $C_3H_8O$
b) $BeCl_2$
c) $Ca(0H)_2$
d) $Al_2(SO_4)_3$

**CÁLCULOS DE MOL Y MASA**

1. Calcular la masa de 5,52 moles de átomos de Flúor (F).
2. ¿Cuántos gramos de cobre (Cu) tendrán 3,22x$10^{24}$ átomos de Cu?
3. ¿Cuántos átomos hay en 140 g de Magnesio (Mg)?
4. ¿Cuántos moles de átomos de Helio (He) hay en 140,40 g de He?

**CÁLCULOS VOLUMEN MOLAR**

1. ¿Cuántos gramos de amoníaco gaseoso ($NH_3$) hay en 1 L de amoníaco en CNPT?
2. ¿Cuál es la masa de 50 L de gas oxígeno ($O_2$) en CNPT?

3. El óxido nitroso $N_2O$, llamado también gas hilarante, fue la primera sustancia que se usó como anestésico general. Se utiliza como gas comprimido propelentes en aerosoles y espumas, como la crema batida ¿Qué volumen ocuparán 12 g de óxido nitroso en condiciones normales?

**CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**

1. El pasó final en la producción del metal cromo (Cr) consiste en la reacción del óxido de cromo (III) ($Cr_2O_3$) con silicio (Si) a alta temperatura:

$$2\ Cr_2O_{3\ (s)} + 3\ Si_{\ (s)} \rightarrow 4\ Cr_{\ (s)} + 3\ SiO_{2\ (s)}$$

   a) ¿Cuántos moles de Si reaccionan con 5 moles de $Cr_2O_3$?
   b) ¿Cuántos moles de cromo metálico se forman?

2. En la fotosíntesis el $CO_2$ de la atmósfera se convierte en $O_2$ según la reacción:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$$

   ¿Cuántos gramos de $O_2$ se obtienen en la fotosíntesis de 10 litros de $CO_2$ medidos en CNPT?

3. ¿Cuándo se trata el cobre con ácido nítrico se produce una reacción según la ecuación:

$$8\ HNO_3\ +\ 3\ Cu\ \rightarrow\ 3\ Cu(NO_3)_2\ +2\ NO\ +\ 4\ H_2O$$

   a) ¿Cuántos gramos de ácido nítrico reaccionarán con 200 g de cobre.
   b) ¿Qué peso de sal cúprica se obtendrá?

- **Continuación ESTEQUIOMETRÍA**

*Determinación de la Fórmula Mínima (fm):* La Fórmula Mínima de un compuesto expresa la relación más simple del número de átomos en una molécula o los iones en la fórmula unidad. Por ejemplo: La fórmula $CH_2$ significa que en una molécula hay doble número de átomos de hidrógeno que de carbono. Pero esta condición se cumple también para $C_2H_4$; $C_8H_{16}$, etc.
*Determinación de la fórmula molecular (FM):* La fórmula molecular de un compuesto es la que expresa el número real de átomos presentes en una molécula. Ejemplo: Supongamos que el cálculo de la fórmula mínima haya dado [$CH_3O$], su masa molecular, a partir de las masas atómicas es:

C: 12
H: 3
O: 16
31 masa molecular de [f.m.]

Por otro lado, se determinó la masa molecular de la sustancia igual a 93.

La fórmula molecular se obtiene de multiplicar un valor x por la fórmula mínima calculada:

[Fórmula Molecular = (fórmula mínima) x ]

Ese valor x se obtiene de dividir el valor de la masa molecular de la sustancia (que siempre está dado con un dato en el problema) en el valor de la masa molecular de la fórmula mínima:

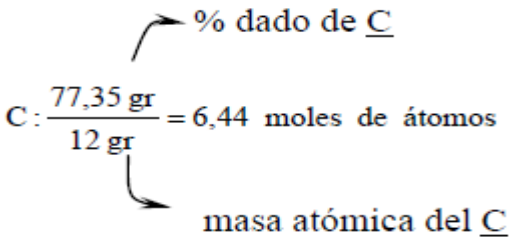
$$X = \frac{\text{masa molecular dato}}{\text{masa molecular de la f.m}}$$

Aplicando en nuestro ejemplo, tenemos:

$X = \frac{93}{31} = 3 \rightarrow$ Fórmula molecular = $(CH_3O) \times 3$

Fórmula molecular = $C_{1x3}\, H_{3x3}\, O_{1x3} = C_3H_9O_3$

*La Composición Centesimal* de una sustancia permite hallar *su fórmula mínima*. Por ejemplo: Partimos de los siguientes porcentajes calculados: C: 77,33 %, H: 7,50 %, N: 15,03 %. Si en 100 g de la sustancia hay 77,35 g de Carbono, la masa de 1 mol de átomos de carbono corresponde a 12 g. En esa cantidad habrá:




Es decir, dividimos el porcentaje (%) dado de cada elemento presente en el compuesto, en la masa atómica de cada uno respectivamente.
Procediendo de la misma manera para el hidrógeno y el nitrógeno, tenemos:

H: $\frac{7,50}{1} = 7,50$ moles de átomos

N: $\frac{15,03}{14} = 1,07$ moles de átomos

Tenemos la relación $[C_{6,44}\, H_{7,50}\, N_{1,07}]$. Pero, debemos expresar estas relaciones por medio de números enteros, para cual *dividimos a todos por el mínimo común divisor*, en este caso sería por 1,07.

C: $\frac{6,44}{1,07} = 6,01 \equiv 6$ H: $\frac{7,50}{1,07} = 7$ N: $\frac{1,07}{1,07} = 1$

Esta es la menor relación en que se encuentran los átomos, por lo tanto, la fórmula mínima, es: $[C_6H_7N]$.

*Determinación de la fórmula molecular (FM):* La fórmula molecular de un compuesto es la que expresa el número real de átomos presentes en una molécula. Ejemplo: Supongamos que el cálculo de la fórmula mínima haya dado [$CH_3O$], su masa molecular, a partir de las masas atómicas es:

C: 12
H: 3
O: 16
31 masa molecular de [f.m.]

Por otro lado, se determinó la masa molecular de la sustancia igual a 93.

La fórmula molecular se obtiene de multiplicar un valor x por la fórmula mínima calculada:

[Fórmula Molecular = (fórmula mínima) x ]

Ese valor x se obtiene de dividir el valor de la masa molecular de la sustancia (que siempre está dado con un dato en el problema) en el valor de la masa molecular de la fórmula mínima:

$$X = \frac{\text{masa molecular dato}}{\text{masa molecular de la f.m}}$$

Aplicando en nuestro ejemplo, tenemos:

$X = \frac{93}{31} = 3 \rightarrow$ Fórmula molecular = $(CH_3O) \times 3$

Fórmula molecular = $C_{1X3}\, H_{3X3}\, O_{1x3} = C_3H_9O_3$

**Pureza**

Hasta ahora hemos trabajado bajo la suposición que todas las sustancias usadas en las diversas reacciones químicas son puras. En la práctica esto no siempre es así ya que se emplean reactivos que no son puros, por ello y a los fines de obtener un resultado representativo es necesario tener en cuenta las impurezas presentes. Así, en un frasco de laboratorio que contenga NaCl, se puede leer en la etiqueta “cloruro de sodio al 90%”. Esto debe interpretarse como que cada 100 g del contenido sólo 90 g es de sal pura, los 10 g restantes corresponden a impurezas. Esto es muy importante tener en cuenta al resolver un problema con datos de pureza.

Ejemplo: Se producen por calentamiento 100 g de $NaHCO_3$ al 80% y se desea saber la cantidad de carbonato obtenido. Para resolverlo se siguen los pasos para la resolución de problemas estequiométricos ya estudiados.

1er paso: $NaHCO_3$ ---------- $Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

2do paso: 2 $NaHCO_3$ ---------- $Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

Antes de anotar los datos e incógnitas, como la pureza de la droga es del 80%, se debe plantear una relación a fin de averiguar la masa real de hidrógeno carbonato de sodio que reacciona:

Si 100 g de reactivo ---------- 100 % entonces
x ---------- 80 %
x = 80 g de reactivo

Es decir que de los 100 g de reactivo solo 80 g participan efectivamente de la misma. Ahora si podemos seguir con los pasos:

3er paso: 2 $NaHCO_3$ ---------- $Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$
*80g* *x*

*2x84g* *106g*
4to. paso: 2 $NaHCO_3$ ---------- $Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$
*80g* *x*

5to paso: Si 168 g de $NaHCO_3$ ---------- 106 g de $Na_2CO_3$ entonces
80 g de $NaHCO_3$ ---------- x
x = 50,47 g de $Na_2CO_3$

6to paso: A partir de 100 g de $NaHCO_3$ al 80 % de pureza, reaccionan efectivamente 80 g de $NaHCO_3$, produciendo entonces 50,47 g de $Na_2CO_3$.

Hasta acá los problemas resueltos y propuestos constan de un dato y una incógnita, ahora vamos a aprender a resolver problemas estequiométricos que tengan dos datos en su enunciado y en los cuales uno tiene que decidir con cuál de los dos corresponde que se realice el cálculo. Para ello primero vamos a citar un ejemplo de la vida diaria.

Supongamos la siguiente situación problemática: la mamá de Jorgito le dejó encargado que prepare para la cena la mayor cantidad posible de sándwiches simples de jamón y queso. (entiéndase por simple una rodaja de pan, una feta de queso, una feta de jamón y otra rodaja de pan). Cuando Jorgito sacó de la heladera el fiambre y el queso se da con que había 12 fetas de queso y sólo 5 de jamón y que tenía pan a discreción. Entonces, según las indicaciones que le dejó su mamá ¿Cuántos sándwiches puede fabricar?: es obvio que sólo 5 puesto que se le termina el jamón sobrándole 7 fetas de queso. Esta situación que se le planteó a Jorgito también ocurre en las reacciones químicas cuando tenemos dos datos de los reactivos y donde uno se llama ***Reactivo limitante*** (que es el que se termina, para Jorgito es el jamón, y con el cual se debe hacer el cálculo porque limita la producción en la reacción) y el otro se llama ***Reactivo en exceso*** y es el que sobra, (para Jorgito es el queso).

Ejemplo: En un recipiente cerrado hay 24,79 g de oxígeno y 13 g de hidrógeno. Mediante una chispa eléctrica se produce la combinación de estos gases formando agua. Calcular:

a. Masa de agua formada.
b. Masa y moles del reactivo en exceso.

Para resolverlo se deben seguir los pasos ya aprendidos.

1er paso: $H_2 + O_2$ ---------- $H_2O$
2do paso: $2\ H_2 + O_2$ -------- $2\ H_2O$
3er paso: $2\ H_2 + O_2$ -------- $2\ H_2O$
*13g 24,79g*

*2x2g 32g*
4to paso: $2\ H_2 + O_2$ -------- $2\ H_2O$
*13g 24,79g*

Antes de resolver se debe calcular cuál es el reactivo limitante (es con el que se debe hacer el cálculo puesto que es el que se termina primero), para ello se realiza lo siguiente:

Si 4 g de $H_2$ ---------- 32 g de $O_2$ entonces
13g de $H_2$ ---------- x
x = 104 g de $O_2$

Esto significa que para que reaccione totalmente los 13 g de hidrógeno (y sea entonces el reactivo limitante porque se terminaría) se necesitan 104 g de oxígeno, masa que no se tiene ya que solo se dispone de 24,79 g. Entonces se debe hacer el siguiente nuevo planteo:

Si 4 g de $H_2$ ---------- 32 g de $O_2$ entonces
x ---------- 24,79 g de $O_2$
x = 3,09 g de $H_2$

Esto significa que para que reacciones totalmente los 24,79 g de oxígeno (y entonces éste será el reactivo limitante) se necesitan 3,09 g de hidrógeno, lo que es posible puesto que de acuerdo al enunciado se dispone de 13 g. En conclusión el reactivo limitante es en este caso el oxígeno porque se consume totalmente con sólo 3,09 g de hidrógeno y obviamente con el dato del oxígeno es con quién debo calcular la masa de agua formada. El reactivo en exceso es el hidrógeno ya que quedan sin reaccionar 9,91 g de hidrógeno (13 g - 3,09 g = 9,91 g).

*32g 2x18g*
4to paso: $2\ H_2 + O_2$ ---------- $2\ H_2O$
*24,79g x*

5to paso: Si 32 g de $O_2$ ---------- 36 g de agua entonces
24,79 g de $O_2$ ---------- x
x = 27,88 g de agua

6to paso: con 24,79 g de oxigeno que reaccionan completamente con 3,09 g de hidrógeno se producen 27,88 g de agua.

b) La masa de reactivo en exceso se saca restando la masa dato de la que realmente se utilizó: 13 g - 3,09 g = 9,91 g

## EJERCICIOS DE APLICACIÓN

### COMPOSICIÓN PORCENTUAL

1. Calcular la composición porcentual de $C_{12}H_{22}O_{11}$.

2. Calcular la composición porcentual de $C_5H_{10}O_5$.

3. Todas las sustancias que aparecen a continuación se utilizan como fertilizantes que contribuyen a la nitrogenación del suelo. ¿Cuál de ellas representa una mejor fuente de acuerdo a su composición porcentual en masa?
   a) Urea $(NH_2)_2CO$
   b) Nitrato de amonio, $NH_4NO_3$
   c) Guanidina $HNC(NH_2)_2$
   d) Amoníaco $NH_3$

4. Por muchos años se utilizó una sustancia denominada cloroformo, como anestésico de inhalación. Este compuesto es tóxico y puede causar graves daños en hígado, riñones y corazón. La fórmula molecular de este compuesto es $CHCl_3$, calcular la composición porcentual, sabiendo que una muestra de 119,5 g contiene 12 g de C y 1 g de H.

### FÓRMULA MÍNIMA O EMPÍRICA

1. Determina la fórmula mínima de 80% de carbono y 30% de hidrógeno.

2. Determina la fórmula mínima de 53,3 % de carbono, 11% de hidrógeno y 35,53% de oxígeno.

3. La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis del compuesto da la siguiente composición porcentual en masa: C: 44,4%; H: 6,21%; S: 39,5%; O: 9,86%. Calcule su fórmula mínima.
4. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido de hierro que contiene 77,75% de hierro y 22,25% de oxígeno en masa?

### FÓRMULA MOLECULAR

1. Determinar la formula molecular de 40% de carbono, 6.7% de hidrógeno y 53,3 % de oxígeno y la masa molecular experimental de 60 g.

2. Determinar la formula molecular de 41,4% de carbono, 3,5% de hidrógeno, 55.1% de oxígeno y una masa molecular experimental de 116 g.

3. Un compuesto de masa molecular 126 g contiene 25,4% de azufre, 38,1% de oxígeno y 36,5% de sodio. ¿Cuál es su fórmula molecular?

4. Hallar la fórmula de una sustancia cuya composición centesimal es: 38,67% de potasio, 13,85% de nitrógeno y 47,48% de oxígeno.

**CÁLCULOS CON MASA**

1. En un horno se produce la siguiente reacción: $Bi_2S_3 + O_2 \rightarrow Bi_2O_3 + SO_2$
   a) Ajusta la ecuación química.
   b) Calcula la masa de $SO_2$, que se obtiene al reaccionar 1 kg de $Bi_2S_3$.
   c) Calcula la masa de $O_2$ que reacciona completamente con 5 moles de $Bi_2S_3$.

2. El amoniaco se descompone en nitrógeno e hidrógeno, ambos en estado gaseoso.
   $$NH_{3\,(g)} \rightarrow N_{2\,(g)} + H_{2\,(g)}$$
   a) Escribe la ecuación de la reacción ajustada.
   b) Calcula la cantidad de moles de H que se desprende en la descomposición de 68 g de $NH_3$.
   c) ¿Cuántas moléculas de hidrógeno se desprenden?

3. La descomposición del $KCl0_3$ es un método de laboratorio para obtener $O_2$, la reacción que se produce es: $2\ KClO_{3\,(s)} \rightarrow 2\ KCl_{\,(s)} + 3O_{2\,(g)}$
   a) ¿Cuántos moles de $O_2$ se pueden producir por descomposición de 32,8 g de $KClO_3$?
   b) ¿Cuántos gramos de $KClO_3$ hay que descomponer para producir 50 g de $O_2$?
   c) ¿Cuántos gramos de KCl se forman por cada 28,3 g de $O_2$ formados?

4. Alrededor del 75,0% del peso corporal humano está constituido por agua. Para una persona de 65,0 kg. Calcular:
   a) Moles de moléculas de agua que la conforman
   b) Cantidad de moléculas de agua
   c) Cantidad de átomos de hidrógeno
5. Las hembras de muchas especies de insectos segregan, con el fin de atraer a los machos, un tipo especial de compuestos denominados feromonas. La fórmula molecular de una de ellas es $C_{19}H_{38}O$ y la cantidad segregada por la hembra en cada oportunidad es de aproximadamente $1{,}00 \times 10^{-12}$ g. Indicar:
   a) ¿Cuál es la masa molar de la feromona citada?
   b) ¿Cuántas moléculas de feromona segrega la hembra en cada oportunidad?
   d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en un mol de compuesto?

**CÁLCULOS CON VOLUMEN**

1. Calcular el volumen de oxígeno necesario para quemar 12 litros de hidrógeno. Los volúmenes de ambos gases están medidos en iguales condiciones de presión y temperatura. La reacción que se produce es: $2\ H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \leftrightarrow 2\ H_2O_{\,(g)}$.

2. El peróxido de hidrógeno se descompone en determinadas condiciones según la siguiente reacción: $2\ H_2O_{2\,(l)} \rightarrow 2\ H_2O_{\,(l)} + O_{2\,(g)}$ lo que explica su empleo como agente desinfectante,

decolorante y blanqueador. Si se produce la descomposición de 17 g de peróxido de hidrógeno:
a) ¿Cuántos moles de agua se forman?
b) ¿Qué volumen de oxígeno en CNPT se obtiene?

3. Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio o hidrogeno carbonato de sodio, $NaHCO_3$) se libera dióxido de carbono gaseoso, que es el responsable de que se esponjen las galletas, las donas y el pan. Produciéndose la siguiente reacción:

$$2\ NaHCO_3 \rightarrow CO_{2\,(g)} + Na_2CO_3 + H_2O$$

a) Calcule la masa de $NaHCO_3$ que se requiere para producir 20,5 g de $CO_2$.
b) Cuantos litros de $CO_2$ se obtiene en CNPT?
c) Cuantos moles de $H_2O$?

4. La combustión de pólvora negra ($KNO_3$) produce dióxido de carbono y nitrógeno. Determina cuántos litros de gas medidos en condiciones normales se desprenden en la combustión de 50 g de pólvora según la ecuación: $KNO_{3\,(s)} + C_{(s)} + S_{(s)} \rightarrow K_2S_{(s)} + CO_{2\,(g)} + N_{2\,(g)}$.

**REACTIVO LIMITANTE**

1. Identifica el reactivo limitante en cada una de las combinaciones de reactivos indicadas en las siguientes ecuaciones químicas ajustadas:
   a) $SnO2 + 2\ C \rightarrow Sn + 2\ CO$
   (3 moles) (7 moles)
   b) $4\ P + 5\ O_2 \rightarrow 2\ P_2O_5$
   (6 moles) (7 moles)
   c) $2\ Fe + 3\ Br_2 \rightarrow 2\ FeBr_3$
   (3 moles) (4,5 moles)

2. El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para formar agua.
   a) Escribir la ecuación química del proceso.
   b) Si 4 g de hidrógeno reaccionan con 40 g de oxígeno, ¿Se consumirán todas las masas de los reactivos? ¿Cuánta masa sobrará y de qué sustancia?

3. ¿Cuántos moles de NO pueden producirse en la reacción de 3 mol de $NH_3$ y 4 mol de $O_2$? La reacción es: $4\ NH_{3\,(g)} + 5\ O_{2\,(g)} \rightarrow 4\ NO_{(g)} + 6\ H_2O$
4. Según la siguiente ecuación: $MnO_{2\,(s)} + 4\ HCl_{(ac)} \rightarrow Mn\ Cl_{2\,(ac)} + 2\ H_2O + Cl_{2\,(g)}$ Calcular, si se hacen reaccionar 2 moles de dióxido de manganeso con 6 moles de ácido clorhídrico:
   a) La masa del reactivo en exceso; ¿quién limita la reacción?
   b) La masa de agua formada.
   c) El volumen de cloro obtenido a CNPT.

**REACTIVOS IMPUROS**

1. Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contiene un 92,75% de purezas con HCl suficiente. Calcula la masa de $H_2$ desprendida.

2. Si se hace reaccionar 1,850 gramos de mármol con una pureza del 85% en $CaCO_3$ con exceso de ácido clorhídrico: $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$ Calcular:
   a) El peso de $CO_2$ desprendido.
   b) El volumen de este peso en CNPT.
   c) El número de moléculas contenidas en dicho volumen.

3. Calcula la cantidad de cal viva (CaO) que puede obtenerse a partir de 250 kg de piedra caliza que contiene 90% de carbonato cálcico puro. La reacción es: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.

4. Se desea fertilizar 30 hectáreas dedicadas a un cultivo, con $NaNO_3$ son necesarios 13,608 kg de dicho fertilizante, que pueden obtenerse según la siguiente reacción:

$$HNO_{3\ (l)} + NaCl_{\ (s)} \rightarrow NaNO_{3\ (s)} + HCl_{\ (g)}$$

   a) Calcular la masa de NaCl que tiene un 90% de pureza.
   b) Calcular los moles de HCl que se forma.

**ANEXOS**

**MAGNITUDES Y UNIDADES. LOS SISTEMAS DE UNIDADES.**

**OBJETIVOS:**

- Conocer las magnitudes físicas y los sistemas de unidades.
- Relacionar las equivalencias de las distintas unidades.
- Utilizar la notación científica.
- Emplear las reglas de tres simple para resolver problemas.

***Magnitud:*** es todo aquello susceptible a ser medido; una magnitud es el resultado de una *medición*.
Por ejemplo: la longitud, masa, tiempo.

***Medición*:** es comparar la magnitud que se desea cuantificar con una cantidad patrón que se denomina unidad. El resultado de una medición indica el número de veces que la unidad está contenida en la magnitud que se mide.
***Unidad de medida:*** La unidad de una magnitud es una cantidad de la misma especie a la que se le asigna el valor uno.
Por ejemplo: a la magnitud longitud su unidad es el metro.

Un valor de medición se compone de:

- La cantidad numérica

- La unidad
- El nombre de la sustancia

Por ejemplo: 10 g cloruro de sodio

La cantidad numérica La unidad El nombre de la sustancia

Existen dos tipos de magnitudes:
***Magnitudes fundamentales:*** son aquellas que no dependen de ninguna otra medida, expresan simplemente el número de veces que está la unidad patrón en lo que se desea medir, como por ejemplo la masa, la temperatura o la longitud.
***Magnitudes derivadas:*** son aquellas que se expresan como la relación entre dos o más magnitudes fundamentales. Por ejemplo, la densidad indica la cantidad de masa presente en una cierta unidad de volumen.

**SISTEMAS DE UNIDADES**
Las unidades se agrupan en sistemas de unidades. Existen varios tipos de sistemas: El Sistema Internacional (SI), el Sistema c.g.s. y el Sistema Técnico, el Sistema Métrico Legal Argentino (SIMELA), etc.

- El Sistema Internacional de Unidades se basa en la selección de siete unidades. Las cuales se consideran dimensionalmente independientes: el metro, el kilogramo, el segundo, el ampere, el kelvin, el mol y la candela.
- El c.g.s se basa en el centímetro, el gramo y el segundo.
- El Sistema Técnico es muy parecido al SI y tiene como base al metro, kilogramo y el segundo.
- El SIMELA adopta las siete unidades de base del SI.

**SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (SI)**
La Academia de Ciencias de Francia creo el Sistema Internacional de Unidades (SI), según el cual existen siete magnitudes fundamentales, a partir de las cuales es posible expresar cualquier otra magnitud derivada.

**MAGNITUDES FUNDAMENTALES DEL SI**

| ***Magnitud*** | ***Unidad*** | ***Símbolo*** |
|---|---|---|
| Longitud | Metro | m |
| Masa | Kilogramo | kg |
| Tiempo | Segundo | s |
| Temperatura | Kelvin | K |
| Corriente eléctrica | Amperio | A |
| Cantidad de materia | Mol | mol |
| Intensidad lumínica | Candela | cd |

Las unidades tienen múltiplos y submúltiplos, que se expresan mediante prefijos. Así, por ejemplo, la expresión kilo indica "mil" y, por lo tanto, 1 km son 1.000 m, del mismo modo que mili indica "milésima" y, por ejemplo, 1 mm es 0,001 m.

| *Múltiplos del SI* | | | |
|---|---|---|---|
| ***Prefijos*** | ***Símbolos*** | ***Equivalente Decimal*** | ***Equivalente exponencial*** |
| Mega | M | 1.000.000 | $10^6$ |
| Kilo | K | 1.000 | $10^3$ |
| Hecto | h | 100 | $10^2$ |
| Deca | Da | 10 | 10 |

| *Submúltiplos del SI* | | | |
|---|---|---|---|
| ***Prefijos*** | ***Símbolos*** | ***Equivalente Decimal*** | ***Equivalente exponencial*** |
| Deci | D | 0,1 | $10^{-1}$ |
| Centi | C | 0,01 | $10^{-2}$ |
| Mili | M | 0,001 | $10^{-3}$ |
| Micro | µ | 0,000001 | $10^{-6}$ |
| Nano | N | 0,000000001 | $10^{-9}$ |

***Longitud:*** se llama longitud a la distancia lineal que existente entre dos puntos. Su unidad en el SI es el metro (m), que se define en función de la velocidad de la luz: trayecto recorrido por la luz en el vacío durante 1/299.792.458 segundos. En química se utilizan comúnmente varios submúltiplos del metro, como son el centímetro (cm), el milímetro (mm) y el micrómetro (um).

*Equivalencias:*

- 1 m = 100 cm = 1.000 mm
- 1 cm = 10 mm
- 1 km = 1.000 m
- 1 angstrom (Å) = $10^{-10}$ m = 0,1 nanómetros (nm)
- 1 metro (m) = $10^{10}$ angstroms (Å)
- 1 metro (m) = $10^9$nanómetros (nm)
- 1 Å = $10^{-10}$ m
- 1 micrómetro (µ) = $10^{-6}$ m
- 1 nm =$10^{-9}$ m

***Masa:*** Es la cantidad de materia que contiene un cuerpo. Su unidad en el SI es de kilogramos (kg), que es igual a la masa del prototipo de platino iridiado que se encuentra en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas de París.

En química se utiliza generalmente el gramo (g), debido a que se usan pequeñas cantidades de reactivos en el laboratorio.

Otra unidad de masa bastante empleada en química es la unidad de masa atómica (uma) que expresa el peso atómico de los elementos.

El peso es otra unidad definida como la fuerza de atracción que ejerce la tierra sobre la masa de un cuerpo y se representa por la siguiente fórmula:

Peso = masa x fuerza gravitacional. Fuerza gravitacional = 9,8 $m/s^2$

*Equivalencia:*

- 1 kg = 1.000 g
- 1 g = 1.000 mg
- 1 t = 1.000 kg = 1.000.000 g

El instrumento que se usa en el laboratorio para determinar la masa de un cuerpo es la balanza.

*Balanza Analítica Electrónica*

Puede ser:

- Granataria: división mínima 0,1 g (100 mg).
- De precisión: división mínima 0,01 g (10 mg).

***Tiempo:*** es una magnitud con la que se mide la duración o separación de acontecimientos. Su unidad en el SI es el segundo (s), este se define como: la duración de 9.192.631.770 oscilaciones de la radiación emitida en la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental de isótopo 133 del átomo de cesio ($^{133}$Cs), a una temperatura de 0 K.

*Equivalencia:*

- 1 h = 60 min = 3600 s
- 1 min = 60 s
- 1 día = 24 h = 86.400 s

***Intensidad de corriente eléctrica (I):*** es la cantidad de electricidad o carga eléctrica ***(Q)*** que circula por un circuito en la unidad de tiempo ***(t)***. Para denominar la Intensidad se utiliza la letra **I** y su unidad en el SI es el Ampere (A).

***I = Q / t***

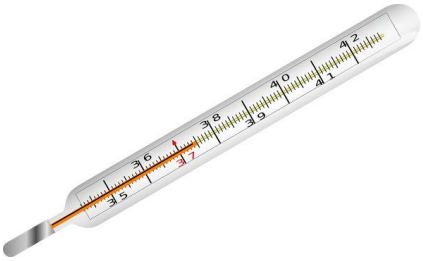
***I:*** Intensidad expresada en Ampere (A)
***Q:*** Carga eléctrica expresada en Culombios (C)
***t:*** Tiempo expresado en segundos (s)

***Temperatura:*** se define como una magnitud que mide la energía promedio de las moléculas que constituyen un cuerpo. Su unidad en el SI es el kelvin (K), y corresponde a una fracción de 1/273,16 partes de la temperatura del punto triple del agua.

Para medir la temperatura se utiliza el *termómetro.* Es un instrumento formado por un capilar terminado en un bulbo, que se encarga de tomar el calor que desprende el cuerpo. En su interior el termómetro

contiene un líquido (generalmente mercurio), que se dilata al aumentar la cantidad de calor absorbida y sube por una escala numérica que contiene.
También existe el Termómetro digital, que está compuesto por circuitos electrónicos los cuales son usados para convertir en números las variaciones de temperatura obtenidas.

*Termómetro de Mercurio* *Termómetro Digital* *Termómetro de Alcohol*



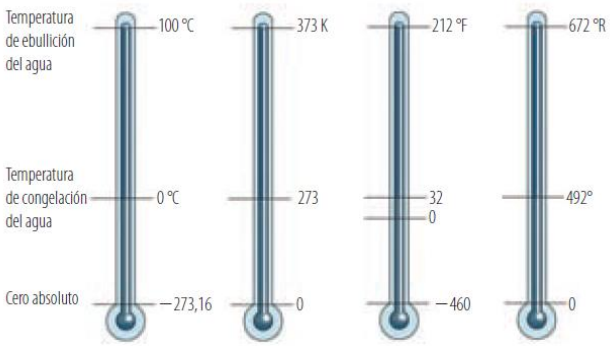
Existen varias escalas de temperaturas, entre las principales que se utilizan en química se encuentran:

***Escalas Celsius (°C):*** es la más utilizada en el mundo, su referencia inferior está basada en el punto de fusión del hielo (0°C) y la superior en el punto de ebullición del agua (100°C). Entre estas dos referencias existen 100 divisiones. Debido a la asignación arbitraria del punto cero, en esta escala son posibles las temperaturas negativas, correspondientes a valores por debajo del punto de congelación del agua.
***Escala Kelvin (K):*** Fue creada por Lord Kelvin con el fin de evitar el empleo de valores negativos de temperatura, sugirió emplear como punto de inicio de la escala un valor conocido como cero absoluto, que corresponde a una temperatura de -273 °C, en la cual la energía cinética de las partículas es ínfima y por lo tanto corresponde a la temperatura más baja que se puede lograr. El tamaño de los grados en la escala Kelvin y Celsius es el mismo. La temperatura de congelación del agua es 273° y el punto de ebullición de 373°.
Otras escalas: Fahrenheit (ºF), Rankine (ºR).

*Equivalencias:*

- °C = K – 273 ºC = (ºF – 32). 5/9
- K = °C + 273 ºF = ºC. 9/5 + 32

*Escalas Termométricas*



***Cantidad de Materia:*** su unidad en el SI es el mol, como la docena o la centena, pero, a diferencia de ellas el número de unidades que contiene es muy grande.

1 mol = 6,022.1023 unidades (Numero de Avogadro)

Puesto que no es posible ver un átomo, una molécula, un electrón o cualquier otra partícula submicroscópica, el mol se representa como un puente entre las partículas no visibles y las cantidades de compuestos y elementos que se pueden ver y pesar.

***Intensidad lumínica:*** su unidad en el SI es la candela (cd), es una unidad fotométrica que mide la intensidad de luz según los estándares internacionales de medición.

**ALGUNAS DE LAS MAGNITUDES DERIVADAS EMPLEADAS EN QUÍMICA.**

***Superficie:*** es una extensión que considera sólo dos dimensiones. Su unidad es el metro cuadrado ($m^2$). También se usa el $cm^2$, el $mm^2$, el $km^2$, hectárea (ha).

*Equivalencias*

- 1 $m^2$ = 10.000 $cm^2$ = 1.000.000 $mm^2$
- 1 $km^2$ = 1.000.000 $m^2$
- 1 ha = 10.000 $m^2$

***Volumen:*** es el espacio ocupado por un cuerpo. Su unidad básica es el metro cúbico ($m^3$). También se usa el $dm^3$, $cm^3$, $mm^3$, litro (L), mL.

*Equivalencias*

- 1 $m^3$ = $10^6$ $cm^3$= $10^9$ $mm^3$
- 1 L = 1.000 $cm^3$
- 1 $m^3$ = 1.000 L
- 1 $m^3$ = 1 kL
- 1 $dm^3$ = 1 L
- 1 $cm^3$ = 1 mL

Algunos de los Instrumentos para medir volumen en el laboratorio son: las probetas, pipetas, bureta y el matraz aforado.

*Probeta graduada*

*Pipeta graduada*

*Bureta graduada*

*Matraz aforado*

***Velocidad:*** su unidad es el metro por segundo (m/s), es el movimiento uniforme de un cuerpo que recorre, una longitud de un metro en 1 segundo. También se usa el cm/s, el km/h.

*Equivalencias*

- 1 m/s = 100 cm/s
- 1 km/h = 0,28 m/s

***Presión:*** su unidad es el Pascal (Pa). También se usa la atmósfera (atm), el milímetro de mercurio (mmHg), el hectopascal (hPa) y el milibar (mb).
*Equivalencias*

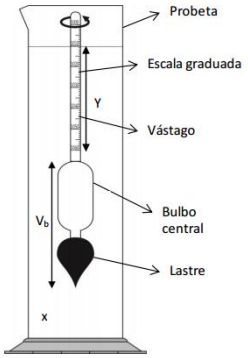
- 1 atm = 760 mmHg = 101.325 Pa = 1013,25 hPa
- 1 Pascal = 0,01 hPa = 0,01 milibar

***Densidad:*** La densidad es una característica importante de la materia. La densidad es la relación entre la masa de la sustancia y su volumen. Su unidad en el SI se expresa en $kg/m^3$.
Densidad (δ) = masa/volumen = m/ v
Unidades usadas en química:

- $g/cm^3$ o g/mL para los líquidos y sólidos.
- g/L para los gases.

Una de las formas para determinar densidad de un líquido es utilizando un instrumento llamado *Densímetro*.

*Densímetro*




| ***Densidad de algunas sustancias*** | | |
|---|---|---|
| ***Sustancias*** | ***Densidad g/cm³*** | ***Temperatura °C*** |
| ***Agua*** | 1,000 | 4 |
| ***Leche*** | 1,029 | 20 |
| ***Sangre*** | 1,05 | 37 |
| ***Aire*** | 0,00120 | 20 |
| ***Hierro*** | 7,7 | 20 |
| ***Aluminio*** | 2,7 | 20 |

**NOTACIÓN CIENTÍFICA**
En química las mediciones implican números que pueden ser muy pequeños o extremadamente grandes. 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 9, y *una potencia en base 10*.
Por ejemplo el número 2400, en notación científica se escribe 2,4 x $10^3$, 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 9, 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 el número 0,00086 en notación científica, movemos el punto decimal cuatro lugares para dar un coeficiente 8,6, que está entre 1 y 9, y la potencia será 4 negativo, es decir
8,6 x $10^{-4}$.

| **Números Grandes** | | **Números Pequeños** | |
|---|---|---|---|
| **Notación Decimal** | **Notación Científica** | **Notación Decimal** | **Notación Científica** |
| 500.0 | 5 x $10^2$ | 0.05 | 5 x $10^{-2}$ |
| 80,000.0 | 8 x $10^4$ | 0.0008 | 8 x $10^{-4}$ |
| 43,000,000.0 | 4.3 x $10^7$ | 0.00000043 | 4.3 x $10^{-7}$ |
| 62,500,000,000.0 | 6.25 x $10^{10}$ | 0.000000000625 | 6.25 x $10^{-10}$ |

**REGLA DE TRES SIMPLE**
La regla de tres es una operación que tiene por objeto hallar el cuarto término de una proporción, cuando se conocen tres, puede ser simple o compuesta.
Es simple cuando solamente intervienen en ella dos variables o magnitudes y es compuesta cuando intervienen en ella más de dos magnitudes.
En la regla de tres simple, se establece la relación de proporcionalidad entre dos valores conocidos A y B, conociendo un tercer valor C, calculamos un cuarto valor X.

$$\boldsymbol{A \rightarrow B}$$
$$\boldsymbol{C \rightarrow = X} \qquad \boldsymbol{X = \frac{C \,.\, B}{A}}$$

Por ejemplo:
Una taza de agua eleva su temperatura en 5 °C al estar 45 minutos al sol, ¿Cuántos grados se elevará después de 2 horas?

$$\boldsymbol{45\ min \rightarrow 5°C}$$
$$\boldsymbol{120\ min \rightarrow = X} \qquad \boldsymbol{X = \frac{5°C\ .\ 120\ min}{45\ min} = 13,3\ °C}$$

*Respuesta:* se elevara a 13,3 °C después de 2 hs.

**El PORCENTAJE**
El porcentaje se simboliza con %, se denomina “por ciento” y se traduce como “de cada cien”.
Por ejemplo: Diez por ciento es un porcentaje que se escribe como 10% y que se entiende como diez de cada cien.
Otro ejemplo: una aleación de cobre y cinc está compuesta por 60 % de cobre y 40 % cinc. ¿Cuántos kg de cobre y cinc se necesita para hacer 3,5 tn de la misma?

$$\boldsymbol{60\ kg\ Cu \_\_\_\_\_ 100\ kg\ de\ aleacion}$$

$$X = \_\_\_\_\_ 3500\ kg\ de\ aleacion$$ **(3,5 Tn)**

$$X = \frac{60kg\ Cu\ x\ 3.500\ kg\ de\ aleacion}{100\ kg\ aleacion} = 2100\ kg\ de\ Cu$$

$$40\ kg\ Zn \_\_\_\_\_ 100\ kg\ de\ aleacion$$

$$X = \_\_\_\_\_ 3500\ kg\ de\ aleacion$$ **(3,5 Tn)**

$$X = \frac{40kg\ Cu\ x\ 3.500\ kg\ de\ aleacion}{100\ kg\ aleacion} = 1400\ kg\ de\ Cu$$

**EJERCICIOS DE APLICACIÓN**

1. Convertir las siguientes unidades
   a. 12.756.000 mg a g =
   b. ¿Cuántos g hay en 0,2 kg?
   c. ¿Cuántos mm hay en 76 cm?
   d. 164 $dm^3$ a $cm^3$ =
   e. 1468,35 mm a m =
   f. 53.219 $km^2$ a $m^2$ =
   g. 22,4 $m^3$ a $dm^3$ =
   h. 120 km/h a m/s =

2. De un rollo de alambre que tiene 45 m, se venden sucesivamente 5,4 m, 80 cm, 170 dm y 1 200 mm. ¿Cuántos metros quedan en el rollo?

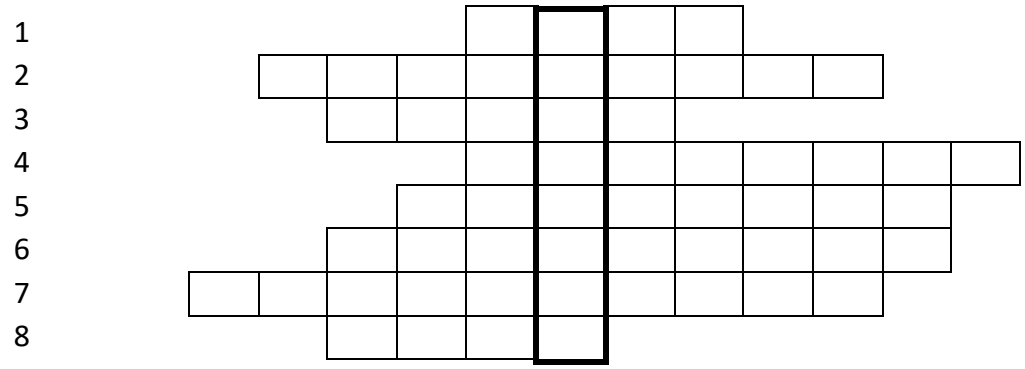
3. Ordenar de mayor a menor las medidas: a = 5,2 $m^2$ , b = 540 $dm^2$ , c = 0,72 $m^2$ , d = 7,1.104 $cm^2$

4. Un atleta está realizando una maratón de 7 km. En estos momentos ha recorrido 60 dam ¿Cuántos metros le quedan por recorrer?

5. Exprese la cantidad total de arroz en gramos si tiene: 2 kg de arroz clase A; 1000 mg de arroz clase B y 3000 g de arroz clase C.
6. Un campesino tiene 1.500 plantas de tomates y se propone aplicar 220 mL de líquido fertilizante a cada uno. El fertilizante se vende en bidones de 50 L. Calcula la cantidad de bidones que debe comprar.

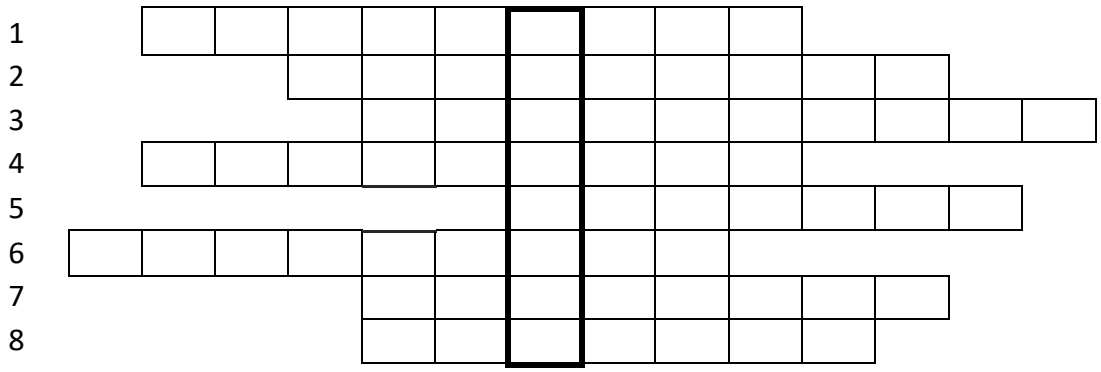
7. La capacidad de un tanque es de 2,5 $m^3$. ¿Qué cantidad de litros de agua podrá almacenar?

8. Complete el crucigrama, dentro de la zona resaltada encontrará una palabra relacionada con una profesión del campo.




1. Cantidad de materia que posee un cuerpo.
2. Unidad de masa del sistema internacional.
3. Unidad de longitud del sistema técnico e internacional.
4. Magnitud fundamental de medida de distancia.
5. Cociente entre la masa y el volumen de un cuerpo.
6. Magnitud derivada que relaciona la longitud recorrida en espacio el tiempo.
7. La millonésima parte de 1 (un) metro.
8. Unidad que queda definida por el producto de la masa por la fuerza gravitacional.

9. Complete este otro crucigrama y dentro de la zona resaltada encontrará una palabra relacionada con el estudio de los bosques.




1. Unidad de presión que es equivalente a 760 mm de Hg.
2. Equivale a $1.10^{-9}$ metros.
3. Instrumento con que se mide la temperatura.
4. Milésima parte de un metro.
5. Unidad de la magnitud fundamental de tiempo.
6. Unidad de longitud que equivale a 1000 metros.
7. Tiene las mismas unidades que la aceleración pero con un valor de 9,8 $m/s^2$.
8. Magnitud derivada que se mide en $m^3$ en el SI y el Sistema Técnico.

10. Escribir en Notación Científica los siguientes datos:

a. La velocidad de la luz en el vacío es aproximadamente 300.000 km/s, exprese en m/s
b. Un año luz es la longitud que recorre la luz en un año. Su valor es aproximadamente 9.460.000.000.000.000 m.
c. La distancia media de Saturno al sol es 141800000 km.
d. La masa de un protón es 0,00000000000000000000000000169 kg.
e. El diámetro de un virus es 0.0000000267 m.

11. a. Calcular la densidad del mercurio si 1,00 x $10^3$ g ocupan un volumen de 73,6 $cm^3$.
b. Con la densidad calculada en el ejercicio anterior calcular la masa de mercurio que ocupa un volumen de 23 $cm^3$.

12. La densidad del aire a 25 °C a la presión atmosférica normal es de 1,18 g/$dm^3$. ¿cuál es la masa expresada en kg de aire de una habitación que mide 4,21 x 5,00 x 3,82 dm?

13. La densidad del cloruro de sodio (sal) es 2,16 g/$cm^3$. Calcule cual es el volumen ocupado por 200 g de sal.

14. Se tiene 150 g de una mezcla cuya composición es la siguiente: 18 % de arena, 26 % de limadura de hierro y 56 % de yeso. ¿Cuántos gramos tendrá cada componente?
15. La bolsa de 25 kg de alimento para cerdos está compuesta por la mezcla de 5 kg de harina de pescado, 6,7 kg de salvado de trigo y 13,3 kg de maíz. Calcular la composición porcentual de la mezcla.

**BIBLIOGRAFIA**


- Temas de química General. Angelini, Maria del Carmen et al. 2da ed. 18 reimp. Buenos Aires. Eudeba 2010. 624 pp.
- Química. Guía de problemas. Material de estudio y ejercitación. Angelini, Maria del Carmen et al. Buenos Aires. Ed. Educando. 2002. 149 pp
- Química. Chang Raymond et al. 10ª Ed. Mc Graw Hill. 2010.
- Química General e inorgánica. Biasioli, G. A. y Weitz, C. S. ed. Kapelusz.
- Guía de Trabajos Prácticos y Laboratorios. Catedra de Química General e Inorgánica. Facultad de Ciencias Agrarias. UNJu. 2011.
- Unidad 3. Sistemas de Unidades perímetro, área y volumen. FICA - UNSL - INGRESO MATEMÁTICA AGRONOMÍA. http://www.fica.unsl.edu.ar/archivos/214.pdf
- Puppo, María Cecilia. Pedro tiene química con/en agronomía : ¿tenemos que estudiar química en agronomía? / María Cecilia Puppo y Edgardo Rubén Donati. - 1a ed. - La Plata : Universidad Nacional de La Plata, 2013. E-Book.
- Curso de Nivelación en Química Universidad Nacional del Sur Departamento de Química. 2013
- http://www.quimica.uns.edu.ar/images/stories/descargas/cuadernillo2013.pdf
- HIPERTEXTO QUÍMICA 1. Santillana.
- https://darisfuentes.wikispaces.com/file/view/LIBRO+HIPERTEXTO+QUIMICA+1.pdf
  nm