

CURSO DE NIVELACIÓN INGRESO FCA

QUÍMICA

Guía de Nivelación Teórica - Práctica



**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 QUIMICA

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.

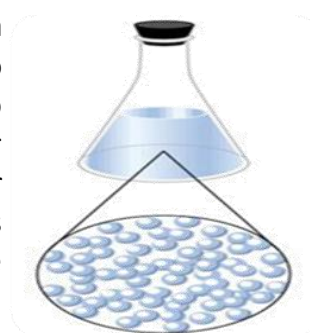
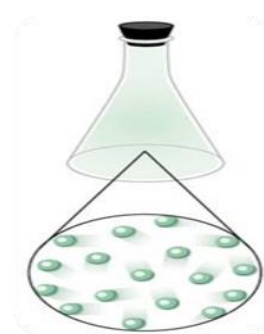
MATERIA

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.

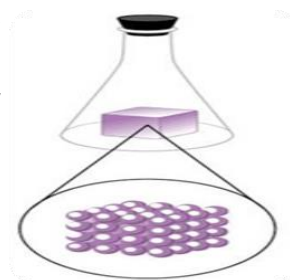
ESTADOS DE LA MATERIA

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.



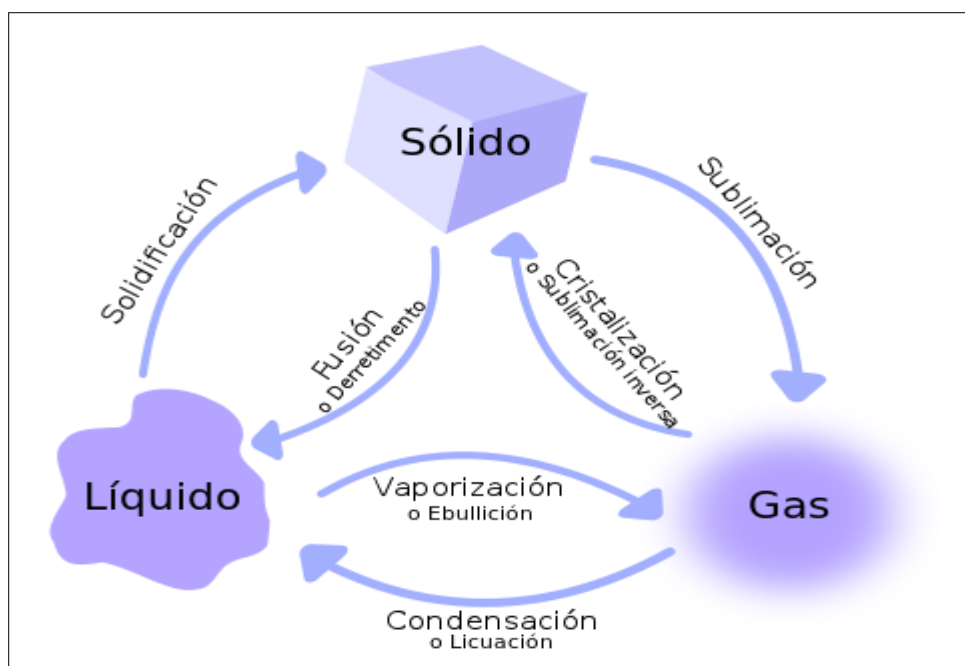
Actualmente se reconocen otros estados como los llamados **plasmas** o **fluidos supercríticos**. No obstante, no los consideraremos como estados de agregación de la materia en este texto, puesto que para obtenerlos son necesarias condiciones extremas de presión y/o temperatura que genera una alta energía. 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.

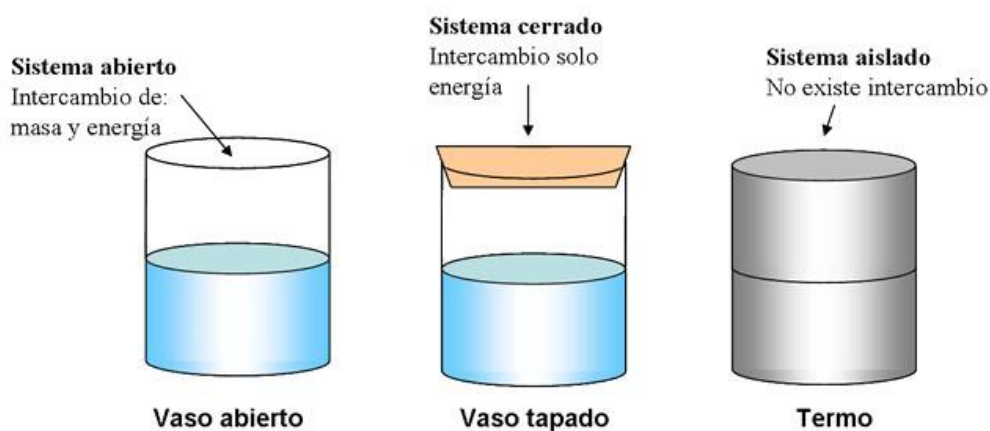
SISTEMAS MATERIALES. CLASIFICACIÓN

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 HOMOGÉNEO (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.

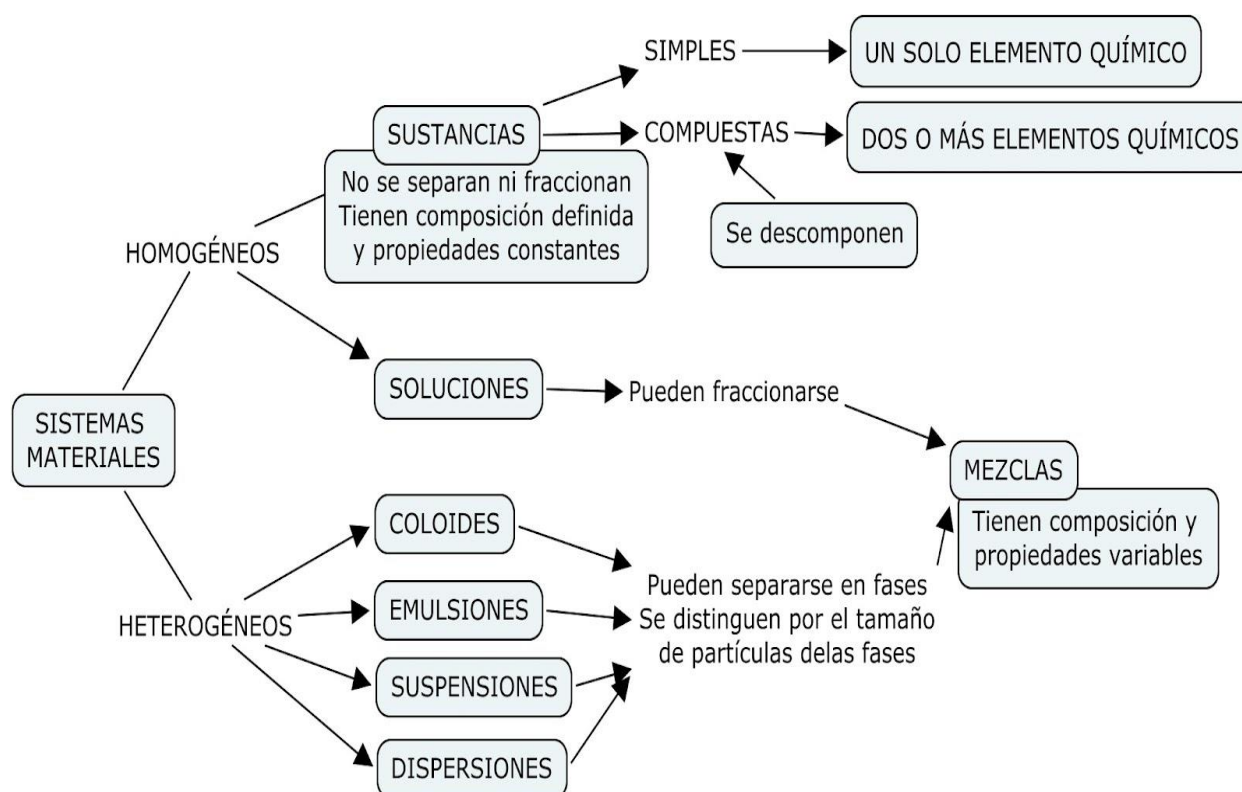
Las **mezclas homogéneas** son uniformes, tienen la misma composición e idénticas propiedades en cualquier punto analizado; son también llamadas *soluciones*. Las propiedades de éstas pueden ser muy diferentes a la de sus componentes; por ejemplo, ni el agua, ni la sal común (en estado sólido) son conductores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

TABLA PERIÓDICA																	
1A	PULSA SOBRE EL ELEMENTO PARA CONOCER SUS CARACTERÍSTICAS PRINCIPALES																8A
H	2A											3A	4A	5A	6A	7A	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									
LANTANIDOS		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
ACTINIDOS		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Me	No	Lr		

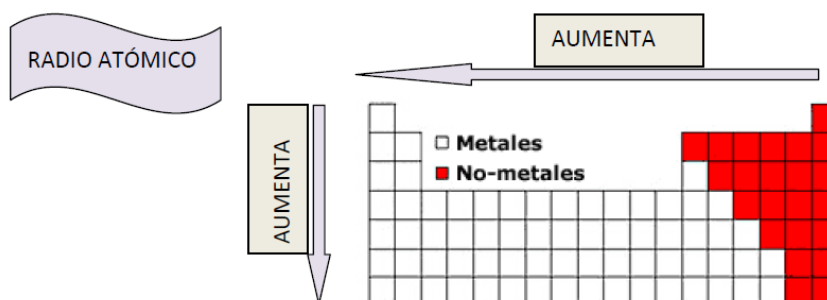
Señalaremos aquí sólo algunas características que ofrece la tabla periódica. La tabla tiene columnas de elementos, denominados **grupos**, donde se alojan elementos con propiedades semejantes y filas de elementos, denominados **períodos**, en los cuáles las propiedades van variando regularmente (dos 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).

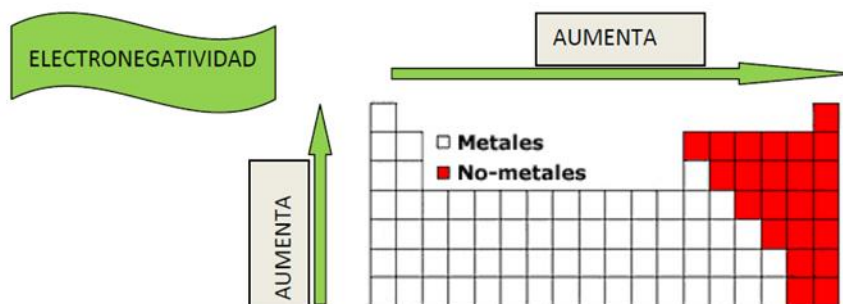
Propiedades de la tabla periódica

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.



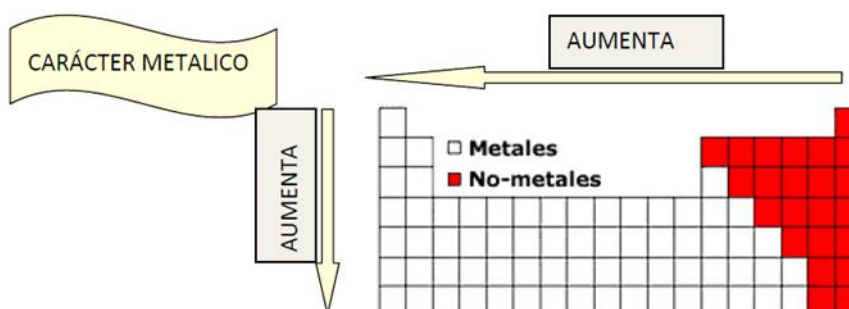
Los átomos que pierden o ganan electrones, es decir, se transforman en especies cargadas (iones), modifican su radio. Cuando un átomo gana electrones, se carga negativamente y el ion se denomina anión; su radio será siempre mayor al radio del átomo original. Por otro lado si un átomo pierde electrones,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

$p = m \cdot g$ siendo g la aceleración de la gravedad = 980, 665 cm/seg².

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 QUÍMICAS** 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 QUÍMICAS tenemos:

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



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



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



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



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



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 d) Azufre
 b) Oxígeno e) Óxido de Zinc
 c) Agua f) Magnesio

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

- a) Azúcar + agua $\rightarrow$ solución azucarada b) Agua líquida $\rightarrow$ vapor de agua
 c) Óxido de mercurio $\rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$ d) Carbonato de calcio $\rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$
 e) Salmuera $\rightarrow$ 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 Físicoquímica
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 = $7,8 \text{ g/cm}^3$
 c) Color: grisáceo brillante d) Punto de fusión: 1.535°C
 e) Volumen = $5,13 \text{ cm}^3$ f) Insoluble en agua
 g) Se oxida en presencia de aire húmedo.

6) Si el sodio (Na) tiene una densidad de $0,971 \text{ g/cm}^3$ 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
- b) Jugo de limón exprimido
- c) Sopa de fideos
- d) Agua potable
- e) Arroz con leche
- 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:

- Agua, aceite y 5 bolillas de plomo.
- Arena, arcilla, salmuera sobresaturada.
- 6 trozos de hielo, solución acuosa de sulfato de cobre y aire.
- 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:

- ¿cuántas fases forman el sistema y cuáles son?
- ¿cuántos componentes hay y cuáles son?
- ¿cuáles fases son sustancias simples y cuales son solución?

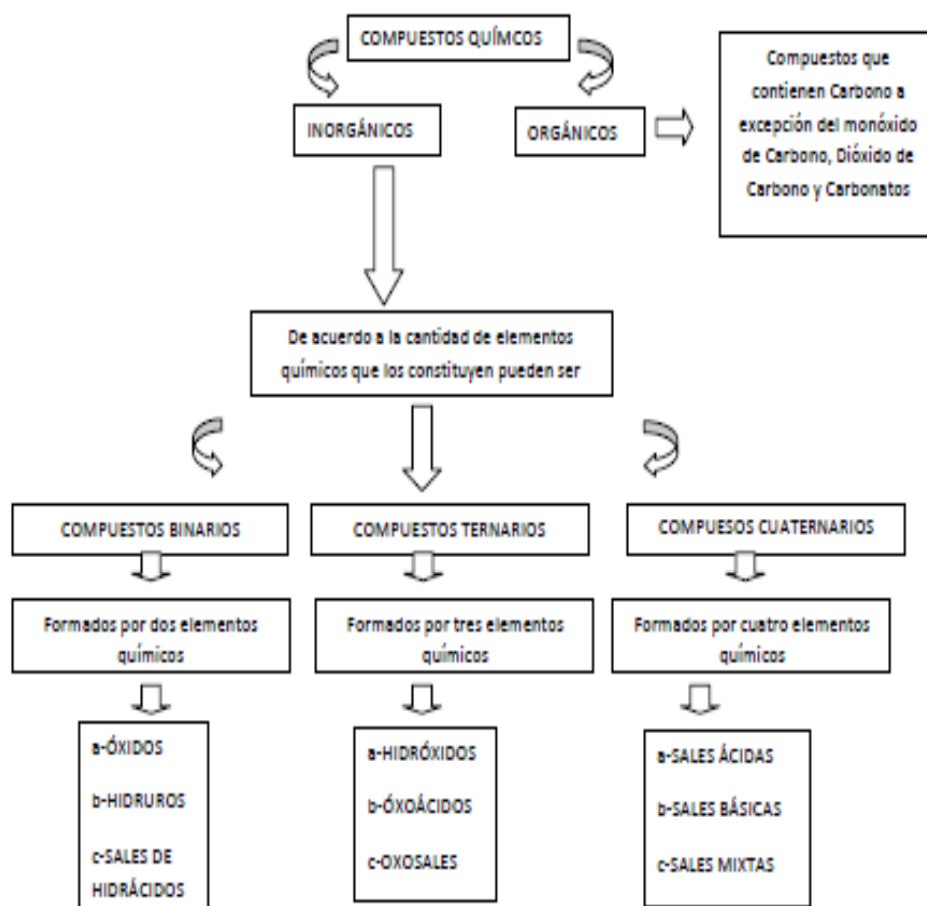
UNIDAD N° 2

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 enéa (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.

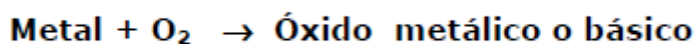
COMPUESTOS BINARIOS

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.

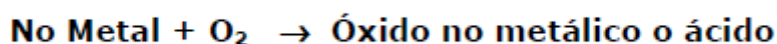


En la siguiente tabla se muestran ejemplos de óxidos básicos y los tres tipos de nomenclatura:

Óxido metálico o básico	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
Fe ₂ O ₃	Trióxido de hierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
PbO	Monóxido de plomo	Óxido de plomo (II)	Óxido plumboso
Al ₂ O 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 ₂ O ₇	Heptóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)	Óxido perclórico

Cuando el flúor reacciona con el oxígeno se crea un compuesto diferente a un óxido 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 $\text{O}^2\text{F}_2^{-1}$.

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 $\text{X}_2(\text{O}_2)_n$ (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:

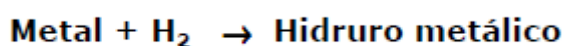
Peróxido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
Li_2O_2	Peróxido de dilitio	Peróxido de litio	Peróxido lítico
$\text{Ti}_2(\text{O}_2)_3$	Triperóxido de dititanio	Peróxido de titanio (III)	Peróxido titanioso

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).



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:

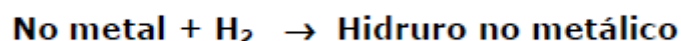
Hidruro de (nombre del elemento)

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.



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 ₂ S	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



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

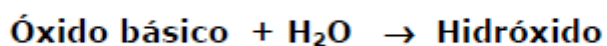
Estos compuestos se forman por la unión de dos no metales y se formulan colocando el elemento menos electronegativo (número de oxidación positivo (+)) a la izquierda y el elemento más electronegativo (número de de oxidación negativo (-)) a la derecha. Por ejemplo:

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.

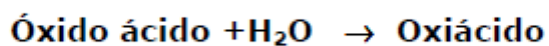


Son compuestos formados por la combinación del ión oxhidrilos (OH^-) con diversos cationes metálicos. Estos compuestos son también llamados bases, debido al carácter básico del ión oxhidrilo. Se formulan colocando el metal a la izquierda y tantos oxhidrilos como cargas positivas posean el metal para 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 $\text{H}_a\text{X}_b\text{O}_c$.

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 - RAÍZ 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 ₂ SO ₄	Tetraoxosulfato de dihidrógeno	Sulfato (IV) de hidrógeno	Ácido sulfúrico
HClO	Monoxoclorato de monohidrógeno	Clorato (I) de hidrógeno	Ácido hipocloroso
H ₂ CO 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 telurio. 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)

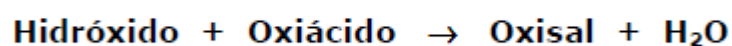
orto-... (3 moléculas de agua) *este prefijo se puede omitir*

Oxácido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
P ₂ O ₅ + H ₂ O → 2HPO ₃	Trioxofosfato de monohidrógeno	Fosfato (V) de hidrógeno	Ácido metafosfórico
P ₂ O ₅ + 2H ₂ O → H ₄ P ₂ O ₇	Heptaoxodifosfato de tetrahidrógeno	Fosfato (V) de hidrógeno	Ácido pirofosfórico
P ₂ O ₅ + 3H ₂ O → 2H ₃ PO 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 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 Ácido 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 el anión.
- En el caso del K (n° de oxidación +1).



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 sulfuroso H_2SO_3	Sulfito SO_3^{2-}
Ácido sulfúrico H_2SO_4	Sulfato 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: $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$, nitrito férrico: $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$

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:

Oxial	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
$\text{Cu}(\text{ClO})_2$	Bis-monoxoclorato de cobre	Clorato (I) de cobre (II)	Hipoclorito cúprico
$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	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^-	$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$	Hidrogenosulfato de hierro (II)
Sr^{2+}	H_2PO_4^-	$\text{Sr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	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) hidroxiclورو de magnesio
- $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$ dihidroxisulfato de cobre (II)
- $\text{Fe}_2\text{Br(OH)}_3$ 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 nombres 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:

- $\text{AgK(NO}_3)_2$: nitrato doble de plata y potasio
- $\text{LiAl(SO}_4)_2$: 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:

$$(n^{\circ} \text{ oxid S}) \times (\text{atomicidad S}) + (n^{\circ} \text{ oxid O}) \times (\text{atomicidad O}) = 0$$

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

$$(+4) \times (\text{atomicidad S}) + (-2) \times (\text{atomicidad O}) = 0$$



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 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

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:

$$(n^{\circ} \text{ oxid Cr}) \times (\text{atomicidad Cr}) + (n^{\circ} \text{ oxid O}) \times (\text{atomicidad O}) = -2$$

Reemplazando en la fórmula:

$$(n^{\circ} \text{ oxid Cr}) \times (2) + (-2) \times (7) = -2$$

Despejando la ecuación, encontramos que $n^{\circ} \text{ oxid Cr} = +6$



Desafío: ¿Cuál es el número de oxidación del C en el ion CO_3^- ?

Respuesta: $n^{\circ} \text{ oxid C} = +4$

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

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:

$\text{HClO}_{(\text{ac})}$ $\text{HClO}_{2(\text{ac})}$ $\text{HClO}_{3(\text{ac})}$ $\text{HClO}_{4(\text{ac})}$

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

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 ₂ CO _{3(ac)}	NaOH _(ac)	Ba(OH) _{2(s)}	N ₂ O _{4(g)}
Ácido								
Óxido								
Hidróxido								
Hidrácido								
Hidruro								

9) Escribe la fórmula de los siguientes aniones:

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

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

12) Dar el nombre de los siguientes compuestos:

Au (OH)_3	K ClO_4	SO_2	$\text{N}_2 \text{O}_5$	Fe (OH)_3	$\text{H}_2 \text{SO}_4$	H ClO
$\text{H}_4 \text{P}_2\text{O}_7$	$\text{Fe (NO}_3)_2$	Li IO_3	Co (OH)_2	Na NO_2	$\text{K}_2 \text{SO}_4$	$\text{Li}_3 \text{PO}_4$
Ca CO_3	$\text{Fe}_2 (\text{SO}_4)_3$	$\text{H}_3 \text{PO}_3$	$\text{Al}_2 (\text{CO}_3)_3$	H BrO_3	Al (OH)_3	$\text{Na}_2 \text{S}$
$\text{Ni}_2 \text{O}_3$	Cu Cl_2	H Br	$\text{K}_2 \text{O}$	Hg (OH)_2	CO_2	$\text{Li}_2 \text{O}$

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

- Ácido nítrico + hidróxido de cobre (I)
- Ácido clorhídrico + hidróxido de sodio
- Ácido 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)
- Ácido hipobromoso + 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:

- $\text{H}_3 \text{PO}_4 + \dots \rightarrow \text{Fe}_3 (\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\dots + \dots \rightarrow \text{Fe Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\dots + \text{Li OH} \rightarrow \text{Li HSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
- $\text{H NO}_3 + \dots \rightarrow \text{K NO}_3 + \dots$
- $\dots + \text{H NO}_2 \rightarrow \text{Al (OH)}_2 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

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 GRAVIMÉTRICAS:** 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 enunció 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 masas 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:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

Siendo: ΔE = a variación de la energía

Δm = la variación de la masa

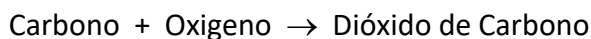
c = la constante de proporcionalidad igual a la velocidad de la luz en el vacío = 300.000 Km/seg.

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 específica del mismo: “una misma sustancia tiene siempre igual composición elemental”. Esta ley constituye la base de la Estequiometría. Ej.:



Carbono (g)	Oxígeno (g)	Oxígeno/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
$\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$	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 enunció 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 diatómicas, 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 isótopos nos indica que no todos los átomos de un elemento son iguales.
- b) El desarrollo de la física nuclear implicó 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 está enlazado químicamente a un número entero y pequeño de otros átomos, también es cierto que existen moléculas gigantes que 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 Hidrógeno, al cual arbitrariamente se le dio un peso atómico de 1,0000.

Posteriormente surgieron dos escalas que tomaron como referencia al oxígeno:

- a) **ESCALA QUÍMICA:** tomo como unidad la dieciseisava parte del peso (masa) atómica absoluta de la mezcla natural de isótopos del oxígeno. Es decir, se le da a la mezcla de isótopos de oxígeno un peso atómico de exactamente 16,0000.
- b) **ESCALA FÍSICA:** toman como referencia al isótopo 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 isótopo 16 del oxígeno.

Por último, se unificaron los dos criterios y actualmente la IUPAC estableció la escala de peso atómico en base al isótopo 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 $(2 \text{ H} \times 1) + (1 \text{ O} \times 16) = 18$

Peso molecular del $\text{CH}_4 = 16$

ya que $(1 \text{ C} \times 12) + (4 \text{ H} \times 1) = 16$

Peso molecular del $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$

ya que $(2 \text{ H} \times 1) + (1 \text{ S} \times 32) + (4 \text{ O} \times 16) = 98$

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 atmósfera) 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
Oxígeno (O_2)	2- diatómica
Ozono (O_3)	3- triatómica
Azufre (S_8)	8- octoatómica
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 ₂ O	O	2
H ₂ S	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 ₂ O	Na	1
Ag ₂ S	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 **SUBÍNDICE** 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.:

CaCl₂ Subíndice del Ca = 1 (corresponde a la valencia del Cl)
 Subíndice del Cl = 2 (corresponde a la valencia del Ca)
 NH₃ 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:

Nº de átomo gramo = masa / átomo gramo.

Nº de átomo gramo de C = 75 g / 12 g = 6,25

Nº de átomo gramo de H = 25 g / 1 g = 25

Se obtiene así la **formula centesimal**: C_{6,25} H₂₅

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:

$$(1 \text{ C} \times 12) + (2 \text{ H} \times 1) + (1 \text{ O} \times 16) = 30$$

$$\text{Dividimos el PM por el PM mínimo} = 180 / 30 = 6$$

Lo que nos indica que el compuesto es: $(\text{CH}_2\text{O})_6 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (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

$$1 \text{ at gr de S} = 1 \times 32 = 32 \text{ g}$$

$$2 \text{ at gr de O} = 2 \times 16 = \underline{32 \text{ g}}$$

1 mol de SO_2 64 g

- 2) Un número de Avogadro de Moléculas:
En 64 g de SO_2 hay $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de SO_2
Los átomos de cada elemento son:
Para S: $1 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos de S.
Para O: $2 \times 6,022 \times 10^{23}$ 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) $\text{P}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
- b) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- c) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HI}$
- d) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

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) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$
- b) BeCl_2
- c) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

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 $3,22 \times 10^{24}$ 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?

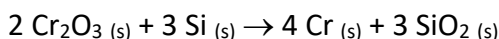
CÁLCULOS VOLUMEN MOLAR

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 propulsores en aerosoles y espumas, como la crema batida ¿Qué volumen ocuparán 12 g de óxido nitroso en condiciones normales?

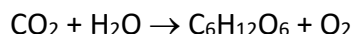
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1. El paso 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:



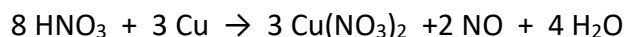
- a) ¿Cuántos moles de Si reaccionan con 5 moles de Cr_2O_3 ?
b) ¿Cuántos moles de cromo metálico se forman?

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



¿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:



- 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 $[\text{CH}_3\text{O}]$, 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:

$$[\text{Fórmula Molecular} = (\text{fórmula mínima}) \times x]$$

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:

$$X = \frac{93}{31} = 3 \rightarrow \begin{array}{l} \text{Fórmula molecular} = (\text{CH}_3\text{O}) \times 3 \\ \text{Fórmula molecular} = \text{C}_{1 \times 3} \text{H}_{3 \times 3} \text{O}_{1 \times 3} = \text{C}_3\text{H}_9\text{O}_3 \end{array}$$

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:

$$\text{C: } \frac{77,35 \text{ gr}}{12 \text{ gr}} = 6,44 \text{ moles de átomos}$$

↖ % dado de C
↘ masa atómica del C

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:

$$\begin{array}{ll} \text{H: } \frac{7,50}{1} = 7,50 \text{ moles de átomos} & \text{N: } \frac{15,03}{14} = 1,07 \text{ moles de átomos} \end{array}$$

Tenemos la relación $[\text{C}_{6,44} \text{H}_{7,50} \text{N}_{1,07}]$. 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.

$$\begin{array}{lll} \text{C: } \frac{6,44}{1,07} = 6,01 \equiv 6 & \text{H: } \frac{7,50}{1,07} = 7 & \text{N: } \frac{1,07}{1,07} = 1 \end{array}$$

Esta es la menor relación en que se encuentran los átomos, por lo tanto, la fórmula mínima, es: $[\text{C}_6\text{H}_7\text{N}]$.

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 $[\text{CH}_3\text{O}]$, su masa molecular, a partir de las masas atómicas es:

$$\begin{array}{l} \text{C: } 12 \\ \text{H: } 3 \\ \text{O: } 16 \\ \hline 31 \text{ masa molecular de [f.m.]} \end{array}$$

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:

$$[\text{Fórmula Molecular} = (\text{fórmula mínima}) \times x]$$

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:

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

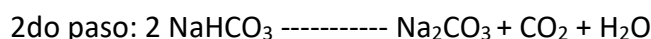
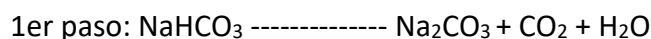
Aplicando en nuestro ejemplo, tenemos:

$$X = \frac{93}{31} = 3 \rightarrow \begin{array}{l} \text{Fórmula molecular} = (\text{CH}_3\text{O}) \times 3 \\ \text{Fórmula molecular} = \text{C}_{1 \times 3} \text{H}_{3 \times 3} \text{O}_{1 \times 3} = \text{C}_3\text{H}_9\text{O}_3 \end{array}$$

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.



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 ----- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 80g x

 2x84g 106g
 4to. paso: 2 NaHCO_3 ----- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 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:

- Masa de agua formada.
- Masa y moles del reactivo en exceso.

Para resolverlo se deben seguir los pasos ya aprendidos.

1er paso: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \text{ ----- } \text{H}_2\text{O}$

2do paso: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \text{ ----- } 2 \text{H}_2\text{O}$

3er paso: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \text{ ----- } 2 \text{H}_2\text{O}$

13g 24,79g

2x2g 32g

4to paso: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \text{ ----- } 2 \text{H}_2\text{O}$

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 $\text{H}_2 \text{ ----- } 32 \text{ g de O}_2$ entonces

13g de $\text{H}_2 \text{ ----- } x$

$x = 104 \text{ g de O}_2$

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 $\text{H}_2 \text{ ----- } 32 \text{ g de O}_2$ entonces

$x \text{ ----- } 24,79 \text{ g de O}_2$

$x = 3,09 \text{ g de H}_2$

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 ($13 \text{ g} - 3,09 \text{ g} = 9,91 \text{ g}$).

32g

2x18g

4to paso: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \text{ ----- } 2 \text{H}_2\text{O}$

24,79g

x

5to paso: Si 32 g de $\text{O}_2 \text{ ----- } 36 \text{ g de agua}$ entonces

24,79 g de $\text{O}_2 \text{ ----- } x$

$x = 27,88 \text{ g de agua}$

6to paso: con 24,79 g de oxígeno 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:

$13 \text{ g} - 3,09 \text{ g} = 9,91 \text{ g}$

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

- En un horno se produce la siguiente reacción: $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
 - Ajusta la ecuación química.
 - Calcula la masa de SO_2 , que se obtiene al reaccionar 1 kg de Bi_2S_3 .
 - Calcula la masa de O_2 que reacciona completamente con 5 moles de Bi_2S_3 .
- El amoníaco se descompone en nitrógeno e hidrógeno, ambos en estado gaseoso.

$$\text{NH}_3 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$$
 - Escribe la ecuación de la reacción ajustada.
 - Calcula la cantidad de moles de H que se desprende en la descomposición de 68 g de NH_3 .
 - ¿Cuántas moléculas de hidrógeno se desprenden?
- La descomposición del KClO_3 es un método de laboratorio para obtener O_2 , la reacción que se produce es: $2 \text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{KCl} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$
 - ¿Cuántos moles de O_2 se pueden producir por descomposición de 32,8 g de KClO_3 ?
 - ¿Cuántos gramos de KClO_3 hay que descomponer para producir 50 g de O_2 ?
 - ¿Cuántos gramos de KCl se forman por cada 28,3 g de O_2 formados?
- Alrededor del 75,0% del peso corporal humano está constituido por agua. Para una persona de 65,0 kg. Calcular:
 - Moles de moléculas de agua que la conforman
 - Cantidad de moléculas de agua
 - Cantidad de átomos de hidrógeno
- 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 $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$ y la cantidad segregada por la hembra en cada oportunidad es de aproximadamente $1,00 \times 10^{-12}$ g. Indicar:
 - ¿Cuál es la masa molar de la feromona citada?
 - ¿Cuántas moléculas de feromona segrega la hembra en cada oportunidad?
 - ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en un mol de compuesto?

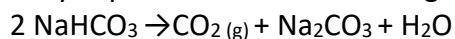
CÁLCULOS CON VOLUMEN

- 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: $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$.
- El peróxido de hidrógeno se descompone en determinadas condiciones según la siguiente reacción: $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$ lo que explica su empleo como agente desinfectante,

decolorante y blanqueador. Si se produce la descomposición de 17 g de peróxido de hidrógeno:

- ¿Cuántos moles de agua se forman?
- ¿Qué volumen de oxígeno en CNPT se obtiene?

- Quando 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:



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

- 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: $\text{KNO}_3 (\text{s}) + \text{C} (\text{s}) + \text{S} (\text{s}) \rightarrow \text{K}_2\text{S} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{N}_2 (\text{g})$.

REACTIVO LIMITANTE

- Identifica el reactivo limitante en cada una de las combinaciones de reactivos indicadas en las siguientes ecuaciones químicas ajustadas:
 - $\text{SnO}_2 + 2 \text{C} \rightarrow \text{Sn} + 2 \text{CO}$
(3 moles) (7 moles)
 - $4 \text{P} + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_5$
(6 moles) (7 moles)
 - $2 \text{Fe} + 3 \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{FeBr}_3$
(3 moles) (4,5 moles)
- El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para formar agua.
 - Escribir la ecuación química del proceso.
 - Si 4 g de hidrógeno reaccionan con 40 g de oxígeno, ¿Se consumirán todas las masas de los reactivos? ¿Cuánta masa sobraré y de qué sustancia?
- ¿Cuántos moles de NO pueden producirse en la reacción de 3 mol de NH_3 y 4 mol de O_2 ? La reacción es: $4 \text{NH}_3 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO} (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}$
- Según la siguiente ecuación: $\text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow \text{MnCl}_2 (\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 (\text{g})$ Calcular, si se hacen reaccionar 2 moles de dióxido de manganeso con 6 moles de ácido clorhídrico:
 - La masa del reactivo en exceso; ¿quién limita la reacción?
 - La masa de agua formada.
 - El volumen de cloro obtenido a CNPT.

REACTIVOS IMPUROS

- Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contiene un 92,75% de perezas 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: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 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: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.
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:

$$\text{HNO}_3 (\text{l}) + \text{NaCl} (\text{s}) \rightarrow \text{NaNO}_3 (\text{s}) + \text{HCl} (\text{g})$$
 - 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.

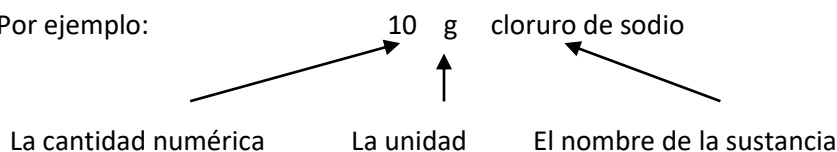
Por ejemplo: a la magnitud longitud su unidad es el metro.

Un valor de medición se compone de:

- La cantidad numérica

- La unidad
- El nombre de la sustancia

Por ejemplo:



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 creó 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 (μm).

Equivalencias:

- 1 m = 100 cm = 1.000 mm
- 1 cm = 10 mm
- 1 km = 1.000 m
- 1 angstrom ($\text{\AA}$) = 10^{-10} m = 0,1 nanómetros (nm)
- 1 metro (m) = 10^{10} angstroms ($\text{\AA}$)
- 1 metro (m) = 10^9 nanómetros (nm)
- 1 $\text{\AA}$ = 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 = $9,8 \text{ m/s}^2$

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)

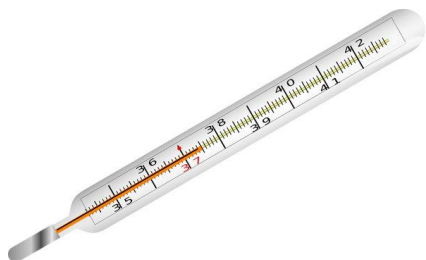
Temperatura: se define como una magnitud que mide la energía promedio de las moléculas que constituyen un cuerpo. Su unidad en el SI es el kelvin (K), y corresponde a una fracción de 1/273,16 partes de la temperatura del punto triple del agua.

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:

Escala 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 (°F), Rankine (°R).

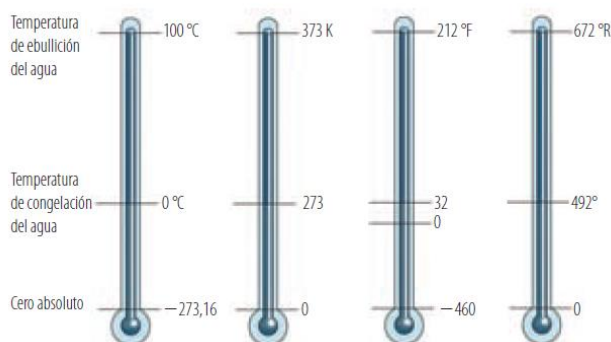
Equivalencias:

- $^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$
- $\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) \cdot 5/9$$

$$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{C} \cdot 9/5 + 32$$

Escala 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

- $1 \text{ m/s} = 100 \text{ cm/s}$
- $1 \text{ km/h} = 0,28 \text{ m/s}$

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

- $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101.325 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ hPa}$
- $1 \text{ Pascal} = 0,01 \text{ hPa} = 0,01 \text{ milibar}$

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 .

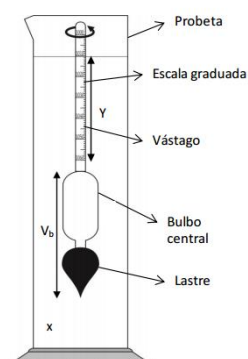
Densidad (δ) = masa/volumen = m/v

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/cm^3	Temperatura $^{\circ}\text{C}$
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 $2,4 \times 10^3$, donde 2,4 es el coeficiente y 10^3 muestra la potencia. El coeficiente se determina moviendo el punto decimal tres lugares a la izquierda para dar un número entre 1 y 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

$8,6 \times 10^{-4}$.

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

$A \rightarrow B$

$$C \rightarrow = X \quad X = \frac{C \cdot B}{A}$$

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?

$45 \text{ min} \rightarrow 5^\circ\text{C}$

$$120 \text{ min} \rightarrow = X \quad X = \frac{5^\circ\text{C} \cdot 120 \text{ min}}{45 \text{ min}} = 13,3^\circ\text{C}$$

Respuesta: se elevará a $13,3^\circ\text{C}$ 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?

60 kg Cu _____ 100 kg de aleacion

$$X = \underline{\hspace{2cm}} 3500 \text{ kg de aleacion (3,5 Tn)}$$

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

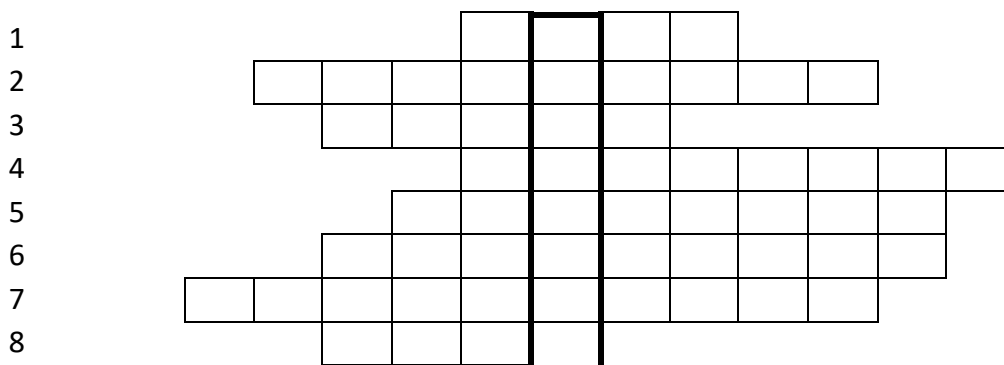
$$40 \text{ kg Zn} \underline{\hspace{2cm}} 100 \text{ kg de aleacion}$$

$$X = \underline{\hspace{2cm}} 3500 \text{ kg de aleacion (3,5 Tn)}$$

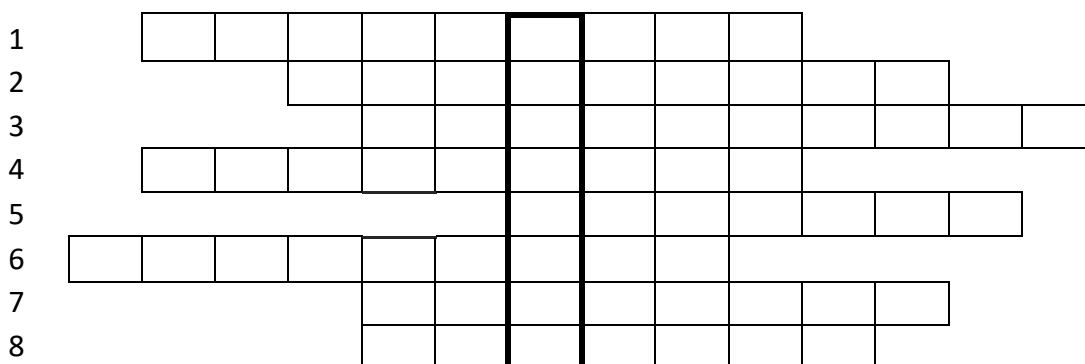
$$X = \frac{40 \text{ kg Cu} \times 3.500 \text{ kg de aleacion}}{100 \text{ kg aleacion}} = 1400 \text{ kg de Cu}$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

- Convertir las siguientes unidades
 - 12.756.000 mg a g =
 - ¿Cuántos g hay en 0,2 kg?
 - ¿Cuántos mm hay en 76 cm?
 - 164 dm³ a cm³ =
 - 1468,35 mm a m =
 - 53.219 km² a m² =
 - 22,4 m³ a dm³ =
 - 120 km/h a m/s =
- 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?
- Ordenar de mayor a menor las medidas: a = 5,2 m², b = 540 dm², c = 0,72 m², d = 7,1.104 cm²
- Un atleta está realizando una maratón de 7 km. En estos momentos ha recorrido 60 dam ¿Cuántos metros le quedan por recorrer?
- Expresa 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.
- 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.
- La capacidad de un tanque es de 2,5 m³. ¿Qué cantidad de litros de agua podrá almacenar?
- 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 $1 \cdot 10^{-9}$ 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 $9,8 \text{ m/s}^2$.
8. Magnitud derivada que se mide en m^3 en el SI y el Sistema Técnico.

BIBLIOGRAFIA

- Temas de química General. Angelini, Maria del Carmen et al. 2^{da} 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. 10^a 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