

GLOSARIO DE QUÍMICA

PARTICULAS SUBATÓMICAS		Masa		Carga	
		(Kg)	(u)	(C)	(e)
Protones	p	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	$1,007 \sim 1$	$+1,6022 \cdot 10^{-19}$	1
Neutrones	n	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	$1,009 \sim 1$	0	0
Electrones	e	$9,1095 \cdot 10^{-31}$	$0,00548 = 1/1823$	$-1,6022 \cdot 10^{-19}$	-1

ATOMOS son las partículas, químicamente distinguibles, constituyentes de las moléculas, de los iones, y de todas las sustancias químicas.

Constituidos por protones, neutrones y electrones

Existen tantas especies de átomos químicamente diferentes como elementos químicos. Por ejemplo, átomos H, átomos Ag, átomos Cl, átomos Na, átomos Mg, etc.

NUMERO ATOMICO (Z) es el número de protones contenidos en el **núcleo atómico**; identifica químicamente a la especie atómica y, por lo tanto, al correspondiente elemento químico.

NUMERO MASICO (símbolo, *A*) es la suma del número de protones (*Z*) y del número de neutrones (*N*) contenidos en el núcleo atómico. $A = Z + N$

ISÓTOPOS son átomos con el mismo número de protones y distinto número de neutrones.

O bien, son núclidos con el mismo número atómico pero distinto número másico.

Ejemplos: $^{16}_8\text{O}$ $^{17}_8\text{O}$ $^{18}_8\text{O}$

ION: átomo o grupo de átomos con carga eléctrica.

Los iones se forman por pérdida o ganancia de electrones (nunca de protones)

Catión: ion con carga positiva : Na^+ , Al^{+3} , NH_4^+

Anión: ion con carga negativa : Br^- , S^{-2} , PO_4^{-3}

SUSTANCIA QUIMICA SIMPLE - ELEMENTO QUÍMICOS

Sustancia que no puede descomponerse en otras más simples. (Boyle. 1661)

Sustancia cuyos átomos son todos iguales. (Dalton, 1808)

Sustancia cuyos átomos tienen todo el mismo número de protones. (1920)

El número de elementos químicos es limitado. (Actualmente se conocen 118 : 88 naturales y el resto sintéticos)

ACLARACIÓN: *Elemento y sustancia simple no son estrictamente lo mismo.* Una sustancia compuesta por descomposición da lugar a sustancias simples; **no a elementos libres**.

Un elemento no es algo tangible; sí lo es una sustancia simple. La confusión se debe al hecho de que por lo general las sustancias simples tienen el mismo nombre que el de su elemento componente. Ejemplos:

- El elemento carbono se presenta en la naturaleza como dos “variedades” distintas: diamante y grafito que tienen propiedades diferentes pero ambas constituidas únicamente por átomos de carbono, son pues dos sustancias simples. Para diferenciarlas se escribe $\text{C}_{(\text{diamnte})}$ y $\text{C}_{(\text{grafito})}$
- El oxígeno natural (O_2) y ozono (O_3) son dos sustancias simples cuyo elemento componente es el oxígeno.
- Si escribimos Ag nos referimos al elemento plata o a un átomo de plata, para simbolizar la sustancia simple plata metal debemos escribir $\text{Ag}_{(s)}$

Los elementos se representan por su SIMBOLO, las sustancias simples por su fórmula (O_2 , $\text{Fe}_{(s)}$..)

SUSTANCIA COMPUESTA O COMPUESTO QUÍMICO

Sustancia pura que puede descomponerse en otras mas sencillas mediante métodos químicos (suministro de energía en forma de calor, luz, o corriente eléctrica, o reacción con otras especies)

Por tanto en su composición entran dos o más elementos distintos en proporciones fijas y sus átomos se hallan ligados mediante enlaces.

Las propiedades de un compuesto químico son completamente diferentes de las propiedades de los elementos que lo integran.

Un compuesto no es una mezcla de elementos. Ejemplo: el agua esta constituida por hidrogeno y oxigeno: doble nº de átomos de H que de O. pero además cada átomo de oxigeno esta unido a dos átomos de hidrogeno. Una mezcla de gas hidrogeno y gas oxigeno en proporción 2:1 (y por tanto que contenga doble nº de átomos de hidrógeno que de oxigeno) no es agua, cada gas sigue manteniendo sus propiedades químicas..

Los compuestos se representan mediante fórmulas: H_2O .

El nº de compuestos químicos es muy elevado y aumenta cada año. Para facilitar su estudio se agrupan en:

- Compuestos orgánicos (contienen carbono y otros elementos)
- Compuestos inorgánicos (los de todos los demás elementos)

Según el tipo de enlace también se clasifican en: covalentes y iónicos.

Enlace es cualquier unión entre átomos:

Enlace covalente. Se produce por compartición de pares de electrones.

Enlace iónico. Se produce por atracción electrostática entre iones de carga opuesta.

MOLECULA. Partícula constituida por dos o mas átomos unidos entre sí mediante **enlace covalente** y que conserva las propiedades de la sustancia.

- Homoatómica : si los átomos son iguales y por tanto la sustancia es simple: H_2 , S_6 , P_4
- Heteroatómica. si los átomos son de distintos elementos y por tanto la sustancia es un compuesto:

C_4H_{10} PCl_5 HNO_3 , etc

Muy importante: solo hay moléculas de sustancias covalentes, los compuestos iónicos no forman moléculas, ni tampoco las sustancias metálicas.

FÓRMULA. Es la representación abreviada de una sustancia e indica que elementos la integran (mediante su símbolo) y en que cantidad o proporción (mediante un subíndice numérico)

Para sustancias covalentes:

FORMULA MOLECULAR. Indica el número de átomos de cada elemento que constituyen la molécula:

NH_3 H_2O HNO_3 $C_5H_{10}O_2$ C_2H_4 C_4H_8

FORMULA EMPÍRICA. Indica la proporción de átomos en esa sustancia.

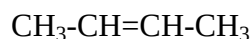
Por ejemplo las formulas empíricas de los compuestos citados serían:

NH_3 H_2O HNO_3 CH_5O CH_2 CH_2

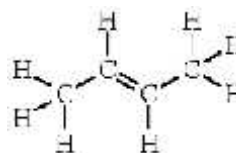
En la gran mayoría de los compuestos inorgánicos ambas formulas coinciden.

En los compuestos orgánicos no suelen coincidir, la formula empírica no representa la molécula, solo indica la relación numérica de átomos y además varios compuestos distintos pueden tener la misma formula empírica (véase los dos últimos ejemplos). Incluso una formula molecular puede representar a compuestos distintos (isómeros) por lo que se utilizan otros tipos de formulas mas explicitas:

FORMULA SEMIDESARROLLADA. Se indican todos los enlaces C-C , y se agrupan los hidrógenos:



FORMULA DESARROLLADA. Se especifican todos los enlaces



Para sustancias iónicas:

Como no están constituidas por moléculas (sino por cationes y aniones alternados formando una red) la fórmula de estas sustancias indica la proporción de iones que integran la red, son por tanto fórmulas empíricas:

Ejemplos: $NaCl$ (igual nº de iones Cl^- que de Na^+)
 CaF_2 (doble nº de iones F^- que de Ca^{+2})

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (u.m.a. o simplemente u) es igual a la doceava parte de la masa de un átomo

$$u = \frac{m_{6}^{12}C}{12}$$

de Carbono ${}_{6}^{12}C$.

:

MASA ATOMICA MEDIA, $\bar{m}$, MASA ATOMICA DE UN ELEMENTO es la masa media de “**un átomo**” del elemento natural, igual a la media aritmética de las **masas isotópicas** de la mezcla natural de los isótopos componentes del elemento.

MASA ATÓMICA RELATIVA de un elemento es el número de veces que la masa media del mismo contiene a la masa unidad (doceava parte de la masa del átomo de $^{12}_6\text{C}$)
Por tanto no tiene unidades y es el valor que figura en la tabla periódica

MASA MOLECULAR relativa es el número de veces que la masa de una molécula contiene a la masa unidad (doceava parte de la masa del átomo de $^{12}_6\text{C}$)

Como la molécula contiene varios átomos la masa de **una molécula**, y es igual a la suma de las masas atómicas medias de sus átomos constituyentes. Ejemplo:

Masa molecular del propano, C_3H_8 $m(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 m_{\text{C}} + 8 M_{\text{O}} = 3 \times 12.011\,15 + 8 \times 1.007\,97 = 44.097$

NÚMERO DE AVOGADRO, N_A , Por definición, es el número de átomos que hay en 0,012 Kg. de $^{12}_6\text{C}$ y cuyo valor es $6,022045 \cdot 10^{23}$

Es un número análogo a la docena o la resma, sirve para contar objetos sólo se diferencian en el valor utilizado. La docena tiene valor 12; la resma, 500; el N_A , $6,022045 \cdot 10^{23}$

MOL (símbolo, mol) es la unidad SI básica elegida para la magnitud **cantidad desubstancia o cantidad de entidades elementales**. Por definición, es la cantidad desubstancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (PARTÍCULAS) como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12. , es decir $6,0221367 \cdot 10^{23}$ (14ª. CGPM año 1971, resolución 3).(en adelante usaremos como valor $6,022 \cdot 10^{23}$)

Cuando se usa esta unidad debe especificarse el tipo y naturaleza de las entidades elementales.

Ejemplos. 1 mol de plata contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ **átomos** de Ag
1 mol de oxígeno gas contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ **moléculas de O_2**
1 mol de grafito contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ **átomos de C**
1 mol de glucosa contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ **moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$**
1 mol de cloruro de sodio contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ **iones cloruro, Cl^-** y $6,022 \cdot 10^{23}$ **iones Na^+**

Relación entre el una y el gramo

De la definición de una : masa de 1 átomo de C = 12 u

De la definición de mol : 12 g de C contienen $6,0221367 \cdot 10^{23}$ átomos de C luego
masa de 1 átomo de C = $12 \text{ g} / 6,0221367 \cdot 10^{23}$

Igualando ambas: $12 \text{ u} = 12 \text{ g} / 6,0221367 \cdot 10^{23}$

$6,0221367 \cdot 10^{23} \text{ u} = 1 \text{ g}$ o bien $1 \text{ u} = 1 \text{ g} / 6,0221367 \cdot 10^{23} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

Relación entre mol y masa atómica (o molecular)

Un mol de cualquier sustancia contiene el mismo nº de partículas: $6,022 \cdot 10^{23}$ pero el tipo de partículas que lo constituyen cambia de unas sustancias a otras y la masa de las mismas también por lo que la masa de 1 mol tiene un valor en gramos distinto para cada sustancia química.

1 mol de potasio contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de K ¿Qué masa corresponde a esa cantidad?

Cada átomo de potasio tiene una masa de **39,1 u**

Masa de 1 mol de K = $(6,022 \cdot 10^{23})$ (masa de 1 átomo de K) = $6,022 \cdot 10^{23} \cdot (39,1 \text{ u}) =$

Masa de 1 mol de K = $6,022 \cdot 10^{23} \cdot (39,1 \frac{1 \text{ g}}{6,022045 \cdot 10^{23}}) = 39,1 \text{ g}$

El cálculo se puede generalizar para cualquier elemento o compuesto y siempre se obtiene que:

La masa atómica (o molecular) expresada en u y la masa de 1 mol de la misma sustancia simple (o compuesto) expresada en gramos tienen el mismo valor numérico.

Masa molar: masa de 1 mol de una sustancia. Se representa por ; M_{Formula} , se mide en **g/mol**

Para calcular basta con localizar la masa atómica en la tabla o calcular la masa molecular y añadir luego la unidad correspondiente:

masa de 1 átomo de K = 39,1 u

$M_K = 39,1 \text{ g/mol}$

masa de 1 molécula de $H_2O = 2 \text{ u} + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$

$M_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$

Nº de moles, n : es la forma mas frecuente de medir la cantidad de sustancia en química, se calcula como :

$$n = \frac{m}{M}$$

m = masa en gramos de la sustancia

M = masa molar de la misma sustancia

O bien

$$n = \frac{N^\circ \text{ particulas}}{N_A}$$

SISTEMA. Es la parte del Universo objeto de estudio.

MEDIO (O AMBIENTE) . La parte del universo que puede interaccionar con el sistema.

Según sea los intercambios entre sistema y medio se distinguen los siguientes tipos:

1. Sistema **aislado**. No intercambia con el medio ni materia ni energía.
2. Sistema **cerrado**. Intercambia energía con el medio pero no materia.
3. Sistema **abierto**. Intercambia materia y energía.

VARIABLES TERMODINÁMICAS. Magnitudes físicas, medibles experimentalmente, y que determinan la situación o estado del sistema. Por ejemplo: masa, volumen, composición, temperatura, etc. Pueden ser:

- *Extensivas.* Dependen de la cantidad de materia del sistema. Y su valor es igual a la suma de los valores que tome en cada una de las partes del sistema. Por ejemplo la masa y la energía.
- *Intensivas.* Su valor es independiente de la cantidad de materia del sistema. Por ejemplo: temperatura, densidad, concentración.

FASE. Cada una de las partes de un sistema en que las magnitudes intensivas toman el mismo valor

SISTEMA HOMOGÉNEO. Constituido por una sola fase.

SISTEMA HETEROGÉNEO. Constituido por dos o mas fases.

(**Nota:** no debe confundirse fase con estado físico Por ejemplo. un sistema constituido por agua y aceite se compone de 2 fases distintas aunque ambas sustancias sean líquidas. En cambio si se mezclan agua y azúcar constituyen un sistema de una sola fase. Para determinar el número de fases de un sistema pueden ser de ayuda las siguientes reglas:

- Si en un sistema se ven a simple vista los componentes que lo integran o se observa alguna irregularidad en su aspecto es un sistema heterogéneo.
- Una mezcla de gases es siempre homogénea.
- Una mezcla de sólidos es heterogénea y está constituida por tantas fases como sólidos.

ESTADO DEL SISTEMA. Viene definido por los valores de sus magnitudes termodinámicas. Ejemplo: 15 g. de agua a 20 °C y 1 atm. el sistema y la situación en que se encuentra queda perfectamente definida con esos datos, es mas, el resto de las propiedades, como el volumen, quedan determinadas.

Las magnitudes termodinámicas pueden relacionarse entre sí mediante una ecuación matemática llamada **ecuación de estado**.

DISOLUCIÓN es un sistema homogéneo de dos o más componentes en proporción variable.

- Macroscópicamente presentan aspecto uniforme, son claras, transparentes, no dispersan la luz, no sedimentan, atraviesan los filtros y las membranas y sus componentes no pueden apreciarse a simple vista ni con microscopio.
- Microscópicamente las partículas de una o varias sustancias se distribuyen en el seno de otra (medio dispersante)

Según ello los componentes de una disolución se denominan:

SOLUTO/S: sustancia/s que se dispersa, suele estar en menor proporción.

DISOLVENTE. Sustancia dispersante (su estado físico inicial es el mismo que el final de la disolución, y suele estar en mayor proporción).

Tanto soluto como disolvente conservan sus propiedades químicas pero las p. físicas de la disolución son muy distintas de las de cada componente, especialmente la densidad, presión de vapor, t de ebullición y fusión, conductividad eléctrica, etc.

Según la proporción entre soluto y disolvente se habla de

D. diluida: la proporción de soluto respecto al disolvente es pequeña

D. concentrada la proporción es mayor

D, saturada: es la que contiene la máxima cantidad de soluto posible para cierta cantidad de disolvente y por tanto no admite más soluto en disolución.

Si se añade más soluto a una d. saturada este exceso no se disuelve y acaba depositándose en el fondo del recipiente, entonces deja de ser un sistema homogéneo.

SOLUBILIDAD. Concentración del soluto que permanece disuelto en la disolución saturada. Depende de la naturaleza de soluto y disolvente y de la temperatura.

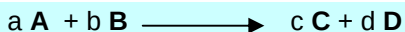
Sustancias inmiscibles: son aquellas que nunca llegan a formar una mezcla homogénea. Su naturaleza química diferente impide que las partículas de una de ellas se dispersen en la otra. Por ejemplo agua y gasolina

REACCION QUÍMICA es un proceso en el cual una o más especies químicas (**reactivos, R**) se transforman en otra u otras de naturaleza diferente (**productos, P**) acompañado de intercambio de energía con el medio. Microscópicamente se produce una **recombinación de los átomos** al pasar de reactivos a productos.

Ecuación química: representación de una reacción química.

Reactivos y productos se representan mediante sus formulas, por convenio los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha separados por una flecha que simboliza el proceso.

Reactivos $\longrightarrow$ Productos



A, B fórmulas de los reactivos, **C y D** ídem. de productos,
a, b, c, d : coeficientes estequiométricos.

Se puede indicar también el estado físico de productos y reactivos: **s, l, g, ac**(disolución acuosa)

Toda ecuación química tiene que estar ajustada ya que lo que ocurre es una recombinación de los átomos de los reactivos que se unen de forma diferente en los productos, por ello en una reacción química los átomos no desaparecen, ni tampoco pueden transmutarse en átomos de otro elemento diferente por lo que el n° y la clase de átomos debe ser el mismo en Reactivos y Productos, si no es así deben añadirse los n°s delante de las formulas que lo requiera para ajustar la ecuación

Ley de conservación de la masa (Ley de Lavoisier): la suma de las masas de todos los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción (la masa no puede crearse ni destruirse en una reacción química)

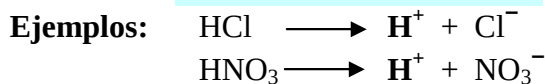
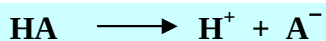
Si en una reacción participan especies cargadas (iones) la carga total de reactivos es igual a la carga total de productos (la carga se conserva) ello implica que las ecuaciones deben estar ajustadas también en carga.

ELECTROLITO: sustancia que al añadirla al agua dan lugar a una disolución que conduce la corriente (se llaman también conductores de segunda especie a diferencia de los metales, conductores ohmicos o de 1ª especie)

Químicamente corresponden a tres tipos de sustancias: ácidos, bases y sales.

Arrhenius explica la conductividad de las disoluciones de electrolitos suponiendo que estas sustancias al disolverse en agua se **disocian** separándose en iones: un ion positivo o catión y un ion negativo o anion

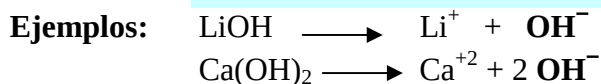
ACIDO: toda sustancia que al disolverla en agua se disocia dando iones H^+ (**protones**) y un ion negativo que depende del tipo de ácido



El ion H^+ es el responsable de las propiedades de los ácidos

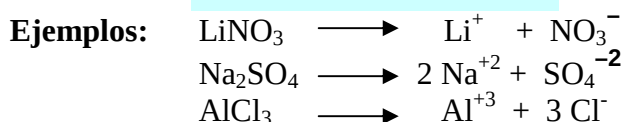
Si el ácido tiene un solo H se llama monoprótico, si tiene 2 ó mas poliprótico,

BASE: sustancia que al disolverla en agua se disocia dando iones OH^- (**hidroxilo u oxidrilo**) y un ion positivo que depende del tipo de base.



El ion OH^- es el responsable de las propiedades de las bases

SAL: Sustancia que en disolución acuosa se disocia en un ion positivo y un ion negativo, pero ninguno de los cuales es H^+ ni OH^- .



Como en la disolución de una sal no aparecen ni iones H^+ ni OH^- no presenta ni las propiedades de ácido ni las características de las bases.

NÚMERO DE OXIDACIÓN de un elemento en un compuesto es la carga que tendría un átomo de ese elemento si el compuesto del que forma parte estuviese constituido por iones.

En los compuestos iónicos coincide con la carga real de los iones (positiva o negativa).

En los covalentes representa solo una carga ficticia y para determinarla se aplican una serie de reglas

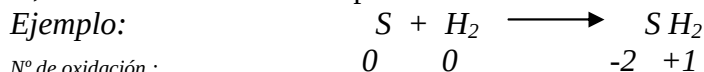
REACCION REDOX

Si en una reacción química algún elemento cambia su número de oxidación dicha reacción es de oxidación-reducción.

Un elemento se **oxida** cuando aumenta su número de oxidación.

Un elemento se **reduce** cuando disminuye su número de oxidación.

Siempre que una reacción un elemento aumenta su número de oxidación otro elemento disminuye su número, es decir, toda oxidación va acompañada de una reducción.



El S disminuye su número : se reduce

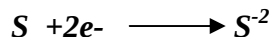
El H aumenta su número : se oxida

Estos cambios son debidos a que se produce un intercambio de electrones entre dos especies químicas:

AGENTE REDUCTOR (o simplemente **reductor**) La sustancia que pierde electrones (y por tanto aumenta su nº de oxidación: se oxida)



AGENTE OXIDANTE (o simplemente **oxidante**). Sustancia que gana electrones (luego disminuye su número de oxidación: se reduce)



La sustancia que se oxida provoca la reducción de otra por eso se llama reductor.

La sustancia que se reduce provoca que la otra se oxide es entonces el oxidante.