

ELEMENTOS Y COMPUESTOS

1. EVOLUCIÓN DEL CONCEPTO DE ELEMENTO QUÍMICO

El desarrollo del concepto de elemento químico está íntimamente ligado con la evolución histórica de la química como ciencia.

El primer intento de clasificación lo realizaron los griegos y no tuvo realmente carácter científico, pero evidenciaba el esfuerzo del pensamiento filosófico por encontrar unos componentes básicos de las cosas. Aristóteles estableció cuatro elementos fundamentales: tierra, aire, agua y fuego; soportes de cuatro realidades básicas: caliente y frío, seco y húmedo



Lavoisier: una definición experimental.

La definición que propuso Lavoisier en su Tratado elemental de Química coincidía con la que formuló Boyle un siglo antes: “elementos son todas las sustancias en las cuales, por cualquier medio, podemos descomponer los cuerpos”.

Ello situaba la experimentación como herramienta necesaria para saber si una sustancia es un elemento. Y añadía: “ciertas sustancias se comportan para nosotros como sustancias simples porque todavía no hemos descubierto el modo de separarlas.”

Lavoisier, sin embargo, se equivocó al incluir, en el primer grupo de sustancias simples, la luz y el calórico, considerándolos como elementos.

Dalton: elemento y teoría atómica

Cuando Dalton planteó su teoría atómica a principios del siglo XIX, vio la necesidad de asociar cada elemento a un tipo de átomo.

Según él, los átomos de un elemento químico serían las partículas más pequeñas que pueden participar en la identificación de una sustancia. Por sentido común, “todos los átomos de un elemento deberían ser idénticos entre sí”.

Esta opción fue apoyada por Mendeleiev cuando propuso en 1869 su **ley de la periodicidad**, según la cual: “las propiedades de los elementos son función periódica de sus pesos atómicos”, y señaló que: “la palabra elemento requiere de la idea de átomo”.

2. EL SISTEMA PERIÓDICO

En 1789, Lavoisier evaluó 31 elementos químicos. A sus técnicas tradicionales se sumaron la electrólisis y la espectroscopía, de modo que entre 1800 y 1900 se descubrieron la mitad de todos los elementos conocidos hoy.

En esta situación Mendeleiev y Meyer propusieron ordenar los elementos en una tabla según valor creciente de sus masas atómicas agrupando los que tenían propiedades químicas parecidas.

El científico inglés Moseley propuso ordenar los elementos según valores crecientes de su número atómico; de este modo, su posición en la tabla quedaba relacionada con su estructura atómica y esta con las propiedades de los elementos. El sistema periódico actual consta de siete filas o períodos y dieciocho columnas o grupos.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	¹ H																		² He
2	³ Li	⁴ Be											⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne	
3	¹¹ Na	¹² Mg											¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar	
4	¹⁹ K	²⁰ Ca	²¹ Sc	²² Ti	²³ V	²⁴ Cr	²⁵ Mn	²⁶ Fe	²⁷ Co	²⁸ Ni	²⁹ Cu	³⁰ Zn	³¹ Ga	³² Ge	³³ As	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr	
5	³⁷ Rb	³⁸ Sr	³⁹ Y	⁴⁰ Zr	⁴¹ Nb	⁴² Mo	⁴³ Tc	⁴⁴ Ru	⁴⁵ Rh	⁴⁶ Pd	⁴⁷ Ag	⁴⁸ Cd	⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe	
6	⁵⁵ Cs	⁵⁶ Ba	⁵⁷ La	⁷² Hf	⁷³ Ta	⁷⁴ W	⁷⁴ Re	⁷⁵ Os	⁷⁷ Ir	⁷⁸ Pt	⁷⁹ Au	⁸⁰ Hg	⁸¹ Tl	⁸² Pb	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵ At	⁸⁶ Rn	
7	⁸⁷ Fr	⁸⁸ Ra	⁸⁹ Ac																

⁵⁸ Ce	⁵⁹ Pr	⁶⁰ Nd	⁶¹ Pm	⁶² Sm	⁶³ Eu	⁶⁴ Gd	⁶⁵ Tb	⁶⁶ Dy	⁶⁷ Ho	⁶⁸ Er	⁶⁹ Tm	⁷⁰ Yb	⁷¹ Lu
⁹⁰ Th	⁹¹ Pa	⁹² U	⁹³ Np	⁹⁴ Pu	⁹⁵ Am	⁹⁶ Cm	⁹⁷ Bk	⁹⁸ Cf	⁹⁹ Es	¹⁰⁰ Fm	¹⁰¹ Md	¹⁰² No	¹⁰³ Lr

En el sistema periódico los elementos se ordenan según el valor creciente de Z. Los elementos de un grupo tienen propiedades químicas similares. Estas propiedades están relacionadas con el número de electrones de valencia, es decir, con los situados en la última capa (capa de valencia).

Los gases nobles poseen átomos muy estables que no se combinan con otros átomos y no modifican su estructura electrónica. Curiosamente, todos ellos tienen 8 electrones en su último nivel, salvo el helio que tiene 2. De ello se deduce que la disposición electrónica característica de un gas noble es particularmente estable y se llama disposición de octeto.

Regla del octeto: Los átomos intercambian electrones hasta adquirir 8 electrones en su última capa

3. LOS ELEMENTOS Y SU ABUNDANCIA

De todos los elementos que aparecen en el sistema periódico en la Tierra existen unos 90. Los elementos posteriores al uranio no se encuentran en la naturaleza y han sido obtenidos artificialmente.

Hidrógeno y helio: los más abundantes del universo

La teoría del Big Bang establece que a los cuatro minutos de haber surgido nuestro universo, su composición química era de un 78% de masa de H y de 24% de He. A día de hoy por cada millón de átomos de H hay 63000 átomos de He y apenas unos pocos de los demás elementos.

No metales: abundantes en la materia viva y atmósfera

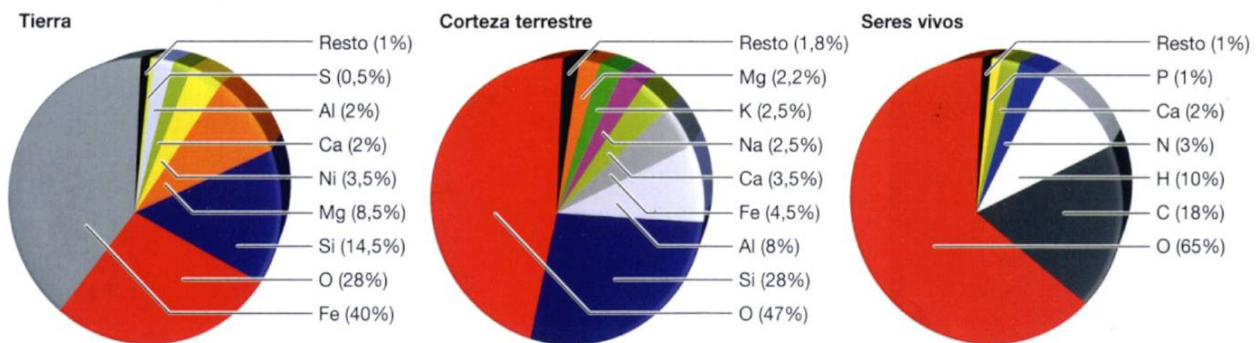
El conjunto de elementos que encabezan los grupos 14 a 17 del sistema periódico conforman la materia viva, según la proporción siguiente:

- **Bioelementos primarios:** Son el 96% de la materia viva: H, O, C, N, S y P.
- **Bioelementos secundarios:** Desempeñan funciones vitales y aparecen en una proporción cercana al 3,3%. son: Ca, Na, K, Mg y Cl.
- **Oligoelementos:** Aparecen en la materia viva en proporción inferior al 0,1%, algunos de ellos son: Fe, Mn, Cu, Zn, F, I, B, Si, V, Co, Se, Mo, Sn...

ABUNDANCIA DE ELEMENTOS EN EL UNIVERSO (Nº ÁTOMOS)

Símbolo	Elemento químico	Átomos
H	hidrógeno	1000000
He	helio	63000
O	oxígeno	690
C	carbono	420
N	nitrógeno	87
Si	silicio	45
Mg	magnesio	40
Ne	neón	37
Fe	hierro	32La
S	azufre	16

Los no metales son también los elementos fundamentales de la atmósfera, con un 78% de volumen de N y un 21% de O.



Metales: los más numerosos pero en pequeñas cantidades

De todos los elementos del sistema periódico, aproximadamente las cuatro quintas partes son metales. Su química es determinante para nosotros pero, en proporción, son los menos abundantes.

De hecho, incluso en la corteza terrestre, el oxígeno y el silicio suman un 73% aproximadamente. El resto son metales propiamente dichos: Al, Fe, Ca, Na, K y Mg; y en mucha menor proporción los demás.

Semimetales: los componentes de la era de la electrónica

Los elementos situados en la frontera entre los metales y los no metales tienen características propias. Elementos como el Si, Ge o As se llaman semiconductores y son la base de los actuales componentes electrónicos.

4. MOLÉCULAS Y CRISTALES

Las agrupaciones de átomos se diferencian entre sí por el número y tipo de átomos que las forman y por el modo en que se disponen en el espacio. Existen dos tipos de agrupaciones atómicas: las moléculas y los cristales.

Las moléculas

Están formadas por un número definido de átomos, generalmente pequeño. Se denominan diatómicas si tienen dos átomos, triatómicas si contienen tres, etc. Asimismo, pueden ser:

- **Moléculas de sustancias simples.** Están formadas por átomos iguales; el cloro (Cl_2) o el ozono (O_3) son moléculas de este tipo.
- **Moléculas de compuestos.** Están formadas por átomos diferentes: por ejemplo, el dióxido de carbono (CO_2) o el trióxido de azufre (SO_3).

Los cristales

Las redes cristalinas o cristales están formados por un número variable, generalmente muy grande, de átomos, iones o moléculas que se disponen formando una estructura tridimensional regular. Se dice que constituyen estructuras gigantes en las que trillones de átomos se unen de forma ininterrumpida. Igual que las moléculas, los cristales pueden ser:

- **Cristales de elementos,** formados por átomos iguales.
- **Cristales de compuestos,** formados por átomos diferentes.

5. ENLACE IÓNICO

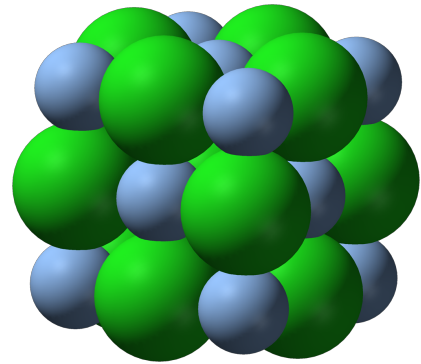
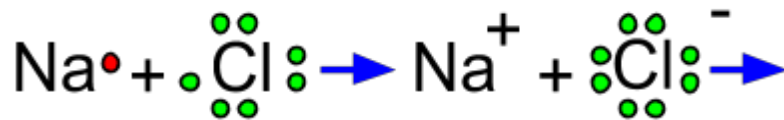
La causa de que sustancias de apariencia similar presentan propiedades muy diferentes reside en la naturaleza del enlace que une sus átomos, que puede ser de tres tipos: iónico, covalente y metálico.

Formación de un enlace iónico

De acuerdo con la regla del octeto, muchos átomos tienden a ganar o perder electrones para adquirir mayor estabilidad.

- Los metales tienen tendencia a perder electrones, formando iones positivos o cationes.
- Los no metales tienden a ganar electrones, formando iones negativos o aniones.

Estos iones, al tener cargas opuestas, se atraen y permanecen unidos por fuerzas eléctricas. Cuando un número muy grande de iones positivos interactúa con un número muy grande de iones negativos, el conjunto adquiere estabilidad y se forma un cristal iónico.



Propiedades de las sustancias iónicas

Los compuestos iónicos son muy estables porque su estructura cristalina es muy difícil de romper. Presentan las siguientes propiedades:

- Son sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión elevados.
- Son duros, difíciles de rayar.
- Son solubles en agua, porque en ella disminuye la fuerza eléctrica entre los iones y la red se desmorona más fácilmente.
- En estado sólido no conducen la electricidad, porque los iones están fijos en la estructura cristalina, pero fundidos o disueltos si son conductores.

La sal común (NaCl, cloruro sódico), o la silvina (KCl, cloruro de potasio), son ejemplos de cristales iónicos.

Los elementos metálicos se unen con elementos no metálicos, mediante **enlaces iónicos**, constituyendo redes cristalinas.

6. ENLACES COVALENTE Y LOS COMPUESTOS COVALENTES

Los átomos de elementos no metálicos tienden a captar electrones para completar su octeto. Cuando dos átomos de este tipo se aproximan comparten electrones.

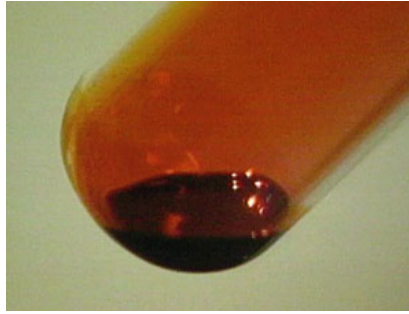
El **enlace covalente** se produce por la unión entre dos átomos de elementos no metálicos que comparten electrones.

Esta unión se representa mediante diagramas de Lewis, en los que los puntos indican electrones de la capa de valencia. El par de electrones compartido se denomina par de enlace. El enlace covalente origina los siguientes tipos de sustancias.

- **Sustancias moleculares.** Están formadas por moléculas, como por ejemplo: hidrógeno (H₂), oxígeno (O₂), agua (H₂O) y amoníaco (NH₃). La mayoría son **gases**, o líquidos volátiles, a temperatura ambiente. **No conducen** el calor ni la electricidad y son **poco solubles en agua**, salvo excepciones.



Azufre



Bromo



Sacarosa (azúcar)

- **Cristales covalentes.** Forman redes cristalinas muy estables. Por ejemplo, el diamante (C), el cuarzo (SiO_2) o el corindón (Al_2O_3). Son sólidos a temperatura ambiente con puntos de fusión muy elevados. Son muy duros, no conducen el calor ni la electricidad (salvo el grafito) y son insolubles en agua.



Diamante



Grafito



Corindón



Cuarzo

7. ENLACE METÁLICO

Los átomos de los metales tienden a ceder electrones para completar el octeto, porque todos forman iones positivos. Estos iones se disponen ordenadamente en los nudos de una red y todos comparten los electrones cedidos que forman una nube de electrones en toda la red.

El **enlace metálico** se produce cuando los iones positivos de un metal comparten una nube de electrones.

Los iones positivos se colocan en el espacio del modo más compacto posible, originando redes cristalinas tridimensionales cuya geometría depende del tamaño de los iones.

Los metales presentan las siguientes propiedades generales:

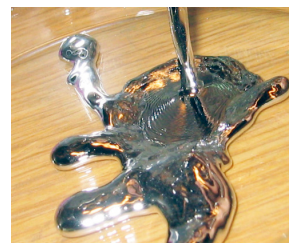
- Son **sólidos a temperatura ambiente**, excepto el mercurio.
- Son **buenos conductores** del calor y de la electricidad.
- Son **dúctiles y maleables** (se pueden deformar en hilos y láminas).
- Tienen **brillo metálico**.



Oro



Cobre



Mercurio

8. MASA MOLECULAR. CÁLCULOS CON FÓRMULAS

Fórmulas químicas

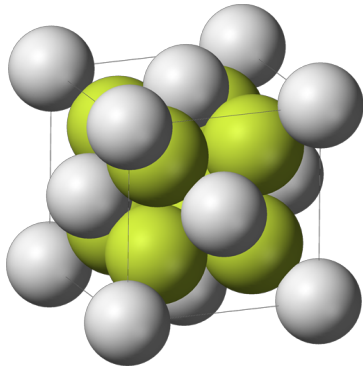
La química utiliza un lenguaje universal que permite representar mediante fórmulas todas las sustancias descubiertas. Los conceptos de molécula y cristal permiten distinguir entre dos tipos de fórmulas:

- **Fórmula molecular**, para describir las agrupaciones de átomos que forman moléculas. Se utilizan los símbolos químicos de los átomos y subíndices que indican el número real de átomos de cada tipo que constituyen la molécula. Por ejemplo, la fórmula del metano, CH_4 , indica que una molécula de este compuesto está formada por un átomo de carbono y cuatro de hidrógeno.
- **Fórmula empírica**, para describir las redes cristalinas y estructuras gigantes en general. En este caso los subíndices indican la proporción en que se encuentran los átomos de cada elemento en el cristal. Por ejemplo, la fórmula CaF_2 indica que en la red de fluoruro de calcio hay dos átomos de flúor por cada átomo de calcio.

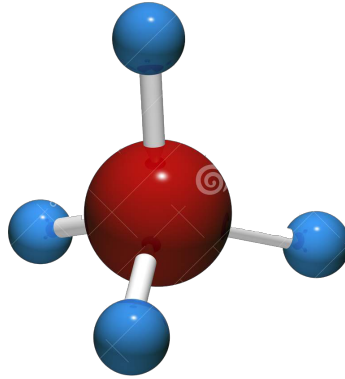
Masa molecular

La **masa molecular** es la suma de las masas atómicas de los átomos que componen la unidad de la fórmula

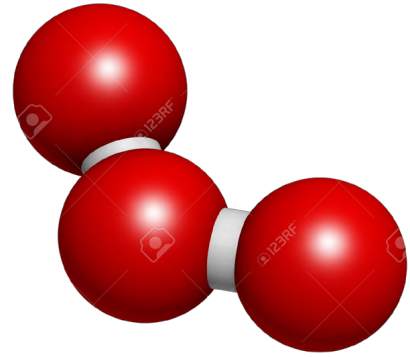
Esta definición se aplica, por extensión, tanto a fórmulas empíricas como moleculares, a pesar de que sólo las segundas forman moléculas. La masa molecular es una magnitud relativa porque se refiere a un patrón arbitrario que es la unidad de masa atómica (u). Se utiliza, por tanto, esta unidad para expresarla.



Fluoruro de calcio



Metano



Ozono

Composición centesimal

En el cálculo de la masa molecular del agua (H_2O): $2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$ u, se observa que la aportación del hidrógeno y del oxígeno es siempre la misma 2/18 partes del agua son hidrógeno y 16/18 partes son oxígeno, proporción que puede expresarse en unidades de masa atómica, en gramos o en cualquier tipo de unidad de masa. Así pues, la proporción en que los átomos se combinan para dar un compuesto no cambia, y viene determinada por su fórmula.

La **composición centesimal** de un compuesto indica qué tanto por ciento de su masa molecular corresponde a cada uno de los elementos que lo constituyen.

En el caso del agua:

% de hidrógeno: $2/18 \cdot 100 = 11,1\%$ de H

% de oxígeno: $16/18 \cdot 100 = 88,9\%$ de O

9. EL MOL

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades como átomos hay en 12 g de carbono 12

Estas unidades pueden ser átomos, moléculas, iones o electrones.

Los átomos y el mol de átomos

Un átomo es la parte más pequeña de un elemento que puede formar parte de una molécula o intervenir en un proceso químico.

Sus dimensiones son poco prácticas para trabajar con átomos aislados. Por ejemplo, el diámetro de un solo átomo de carbono es:

$$1,6 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 0,16 \text{ nm}$$

y su masa es de 12 u, es decir: $12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

Tales magnitudes no son de utilidad en el laboratorio, pero sí se puede reunir el número de átomos de carbono necesario para que su masa ascienda a 12 g. La cantidad de átomos que resulta es la contenida en un mol.

$$1 \text{ mol de átomos de carbono} \Leftrightarrow 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Este número se conoce como **número de Avogadro** y se escribe:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Un mol de átomos de cualquier elemento contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de ese elemento, y su masa, llamada masa molar, viene dada por la masa atómica expresada en gramos

La masa molar permite transformar gramos de sustancia en moles, y viceversa:

$$\text{moles}(n) = \frac{\text{gramos (m)}}{\text{masa molar (M)}}$$

Las moléculas y el mol de moléculas

La molécula es la parte más pequeña de sustancia que conserva sus propiedades químicas, y está formada por la unión de dos o más átomos.

Un **mol de moléculas** contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas y su masa viene dada por la **masa molecular** expresada en gramos

Por ejemplo, la masa de una molécula de CO_2 se obtiene sumando las masas atómicas del carbono y del oxígeno, y resulta igual a 44 u. Pero, si reunimos $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 , es decir, un mol, su masa total es 44 g.

Todos los moles son iguales, en cuanto que todos tienen $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas. Pero todos los moles son distintos, ya que, las masas en gramos no tienen por que coincidir.

El mol y la concentración de las disoluciones

La concentración de una disolución es la relación entre el soluto y el disolvente, y se puede expresar en: gramos por litro de disolución, tanto por ciento en masa y tanto por ciento en volumen.

Además, el concepto de mol permite expresar la concentración de una disolución mediante una nueva relación llamada concentración molar, también conocida como **molaridad**

La **concentración molar** de una disolución, c , es la relación entre el número de moles de soluto, n , y el volumen de la disolución, V , expresado en litros.

$$c = \frac{n}{V}$$

El número de moles, a su vez, se obtiene a partir del cociente entre los gramos de soluto, m , y su masa molar, M ; por tanto, la concentración molar se expresa:

$$c = \frac{m}{MV}$$