

Átomos, moléculas y cristales. Enlaces

La gran variedad de sustancias que existen en la naturaleza se debe a la capacidad de los átomos para combinarse entre sí. Podemos encontrar los átomos aislados o unidos formando moléculas o cristales.

Átomos aislados

Los elementos del grupo 18, los **gases nobles**, son las únicas sustancias simples que podemos encontrar formadas por átomos aislados. Todos son gases, y su fórmula coincide con el símbolo del elemento:

He (helio), Ne (neón), Ar (argón), Kr (Kriptón) y Xe (Xenón).

Moléculas

La mayoría de las sustancias están formadas por moléculas. Una **molécula** es una agrupación de átomos.

- **Sustancias simples:** formadas por átomos iguales. La fórmula es el símbolo del elemento químico con un subíndice que indica el número de átomos que forman la molécula.

Ej.: la molécula de oxígeno (O_2) está formada por dos átomos iguales del mismo elemento.



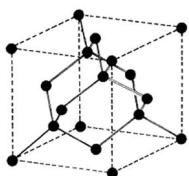
- **Compuestos:** formadas por átomos diferentes. La fórmula se escribe con los símbolos de cada elemento y un subíndice que indica el número de átomos de cada.

Ej.: la molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (H_2O).



Cristales

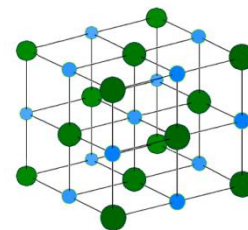
Un **crystal** está constituido por muchos átomos unidos entre sí formando agrupaciones ordenadas en el espacio como redes tridimensionales. No forman moléculas de un número fijo de átomos.



Los **elementos** que se encuentran en estado sólido forman cristales en los que se unen muchos átomos del elemento. Por ejemplo, el carbono. Su fórmula coincide con el símbolo del elemento: C.

Estructura cristalina de Carbono (diamante)

Hay **compuestos** sólidos formando cristales, como la sal común ($NaCl$), formada por muchos átomos de sodio y de cloro unidos. En la fórmula de estos cristales se indica la clase de átomos que los forman y la proporción en la que se encuentran.



Estructura cristalina de Cloruro sódico

Unión entre átomos: el enlace químico

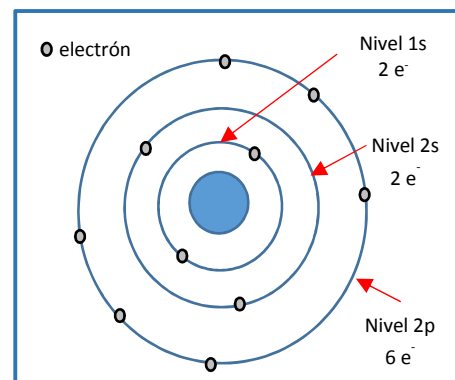
Las moléculas son las uniones de dos o más átomos iguales o distintos.

El enlace químico son las fuerzas que mantienen unidos los átomos.

Regla del octeto

Los átomos se unen porque adquieren una situación más estable que cuando estaban separados. Esto se produce cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a 8 (estructura que coincide con la de los gases nobles).

Este principio es la **regla del octeto**.



Enlace iónico

El enlace iónico es la unión de átomos en forma de iones de distinto signo (las cargas de distinto signo se atraen)

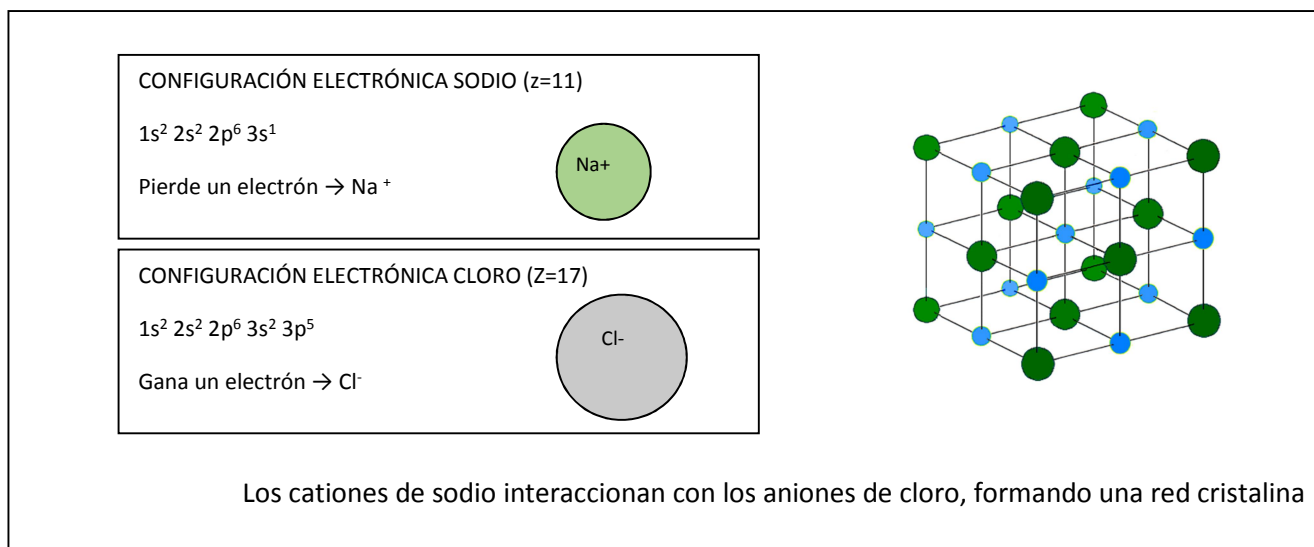
Son compuestos formados por **un metal** y un **no metal**.

- El metal pierde electrones (convirtiéndose en catión). Carga positiva.
- El no metal gana electrones (convirtiéndose en un anión). Carga negativa

En un compuesto iónico, la fórmula sólo nos indica la proporción en la que se encuentran los átomos (no son moléculas aisladas).

Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos.

Ejemplo: Cloruro sódico (NaCl) (Sal común o mineral halita)



Enlace covalente

El **enlace covalente** es la unión de dos átomos de elementos **no metálicos**.

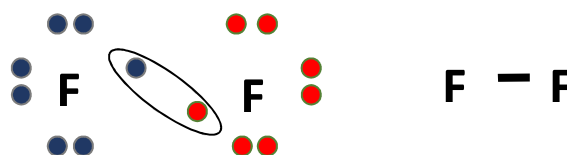
El enlace covalente se da entre átomos que **comparten** electrones que son atraídos por los núcleos de los dos átomos. Dependiendo del número de electrones que compartan, existen distintos tipos de enlace:

- Dos electrones: enlace simple
- cuatro electrones: enlace doble
- seis electrones: enlace triple

Cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace.

Representación de Lewis

G. N. Lewis propuso representar los enlaces usando los símbolos de los elementos y puntos para los electrones de valencia (hasta un total de 8 puntos). El par de electrones compartidos se unen y el enlace se representa por una raya entre los átomos.



Ejemplo: la molécula de agua

Hidrógeno H $1s^1$

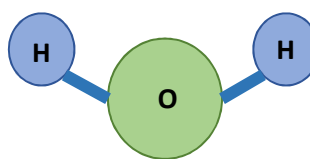
Tiene un electrón de valencia.

Necesita un electrón para completar el nivel 1s

Oxígeno O $1s^2 2s^2 p^4$

Tiene seis electrones en su capa externa.

Necesita 2 electrones para completar el nivel 2



Enlace metálico

El **enlace metálico** se produce entre elementos metales. Los átomos de los metales pierden los electrones de valencia para alcanzar la configuración de un gas noble.

Se forma una **nube de electrones** entre los núcleos positivos y esta atracción de los electrones con los cationes forma el enlace.

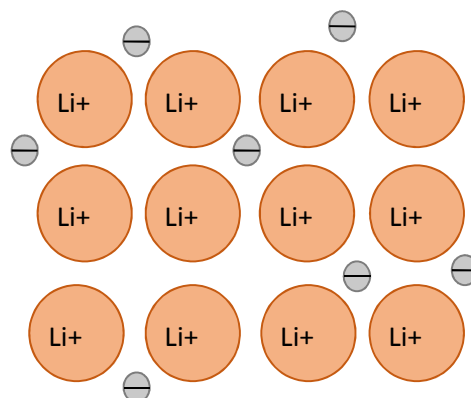
Los electrones tienen cierta movilidad; por eso, los metales son buenos conductores de la electricidad. Casi todos los metales son sólidos a temperatura ambiente, por la unión que establecen.

Ejemplo: el oro, la plata, el aluminio, etc.

El Litio ($Z=3$) tiene configuración $1s^2 2s^1$

Pierde un electrón y se queda como $1s^2 \rightarrow Li^+$

Los electrones "perdidos" forman una nube que mantiene unidos a los cationes. Se forma una red de cationes.

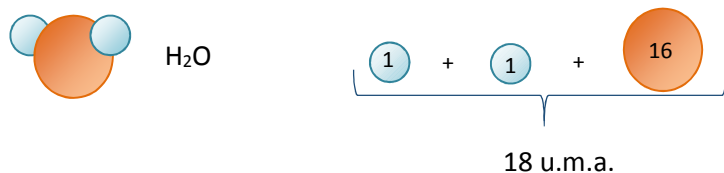


Masa molecular

La masa de una molécula se calcula sumando la masa atómica de los átomos que la forman. Las unidades de medida serán unidades de masa atómica (u.m.a.)

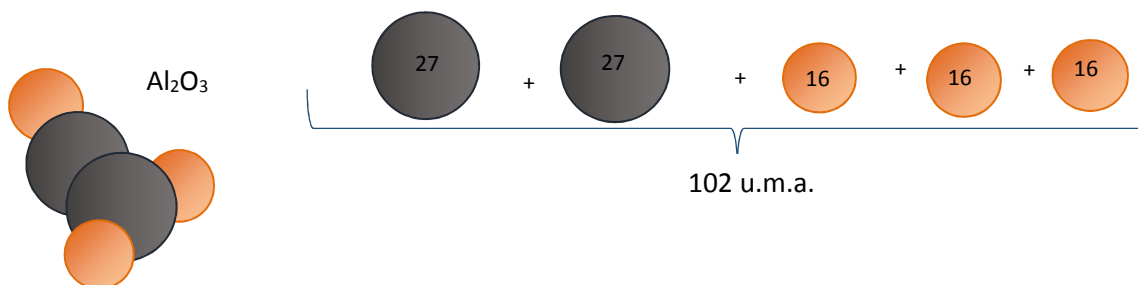
Por ejemplo, vamos a calcular la masa molecular de una molécula de agua que está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno (H₂O)

	Masa atómica del H	Masa atómica del O
	1	16
Nº de átomos en la molécula	2	1
Masa atómica x nº de átomos	1x2=2	1x16=16
Masa molecular del agua	2+16 = 18 u.m.a.	



Otro ejemplo: Calcular la masa molecular del óxido de aluminio, cuya fórmula es Al₂O₃; o sea, 2 átomos de Aluminio y 3 átomos de Oxígeno.

	Masa atómica del Al	Masa atómica del O
	27	16
Nº de átomos en la molécula	2	3
Masa atómica x nº de átomos	27 x 2 = 54	16 x 3 = 48
Masa molecular del óxido de aluminio	54 + 48 = 102 u.m.a.	



En el siguiente enlace puedes acceder a una calculadora de masas moleculares

http://www.quimicaweb.net/calculadoramm/calculadora_mm.html