

Los átomos tienden a unirse unos a otros para formar entidades más complejas. De esta manera se construyen todas las sustancias.

- ¿Por qué los átomos tienden a unirse y no permanecen aislados como tales átomos?
- ¿Por qué un átomo de cloro se une a uno de hidrógeno y, sin embargo, un átomo de oxígeno se combina con dos de hidrógeno, o uno de nitrógeno con tres de hidrógeno?
- ¿Cuál es el “mecanismo” que mantiene unidos los átomos?

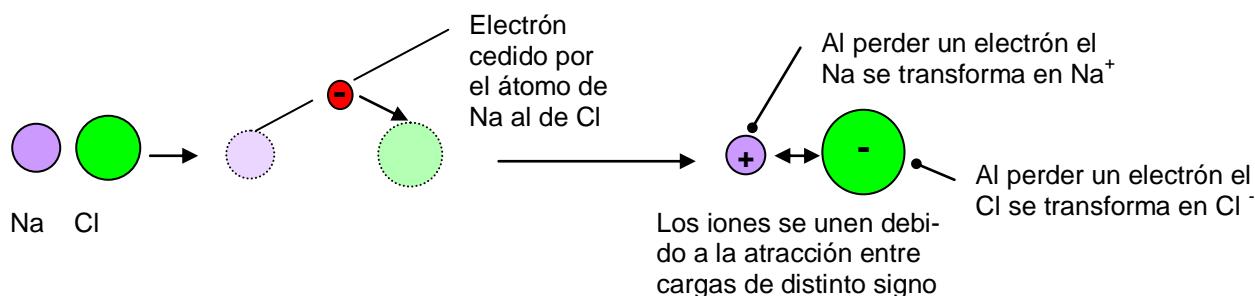
La teoría del enlace químico trata de dar respuesta a estas cuestiones

La causa determinante de que los átomos se combinen es su tendencia a adquirir la configuración de gas noble ($ns^2 p^6$) en su capa más externa o “capa de valencia”. Ésta es una configuración especialmente estable a la que tienden todos los elementos.

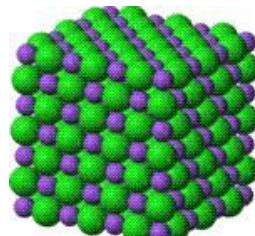
ENLACE IÓNICO

Si enfrentamos un átomo al que le faltan pocos electrones en su capa de valencia para adquirir la configuración de gas noble (muy electronegativo, tendencia a coger electrones), tal como el cloro, con otro cuya electronegatividad sea baja (tendencia a ceder electrones), tal como el sodio, éste cederá un electrón al cloro. Como consecuencia, el cloro se convertirá en un ión negativo (anión) mientras que el sodio se convierte en un ión positivo (catión) y ambos se unirán debido a la atracción entre cargas de distinto signo.

El proceso fundamental consiste en la transferencia de electrones entre los átomos (uno da un electrón y el otro lo coge), formándose iones de distinto signo que se atraen:



Realmente este proceso se realiza simultáneamente en millones de átomos, con el resultado de que se formarán millones de iones positivos y negativos que se atraen mutuamente formando una estructura integrada por un número muy elevado de iones dispuestos en forma muy ordenada. Es lo que se llama **red iónica o cristal**.



Este enlace tendrá lugar entre átomos de electronegatividad muy distinta: entre metales y no metales.

En los compuestos iónicos no se puede hablar de moléculas individuales, sino de grandes agregados.

Por tanto, en los compuestos iónicos la fórmula representa la proporción en la que los iones se encuentran en el compuesto.

Ejemplos: NaCl . La relación de iones de Na^+ e iones Cl^- es 1:1 (hay el mismo número de ambos)

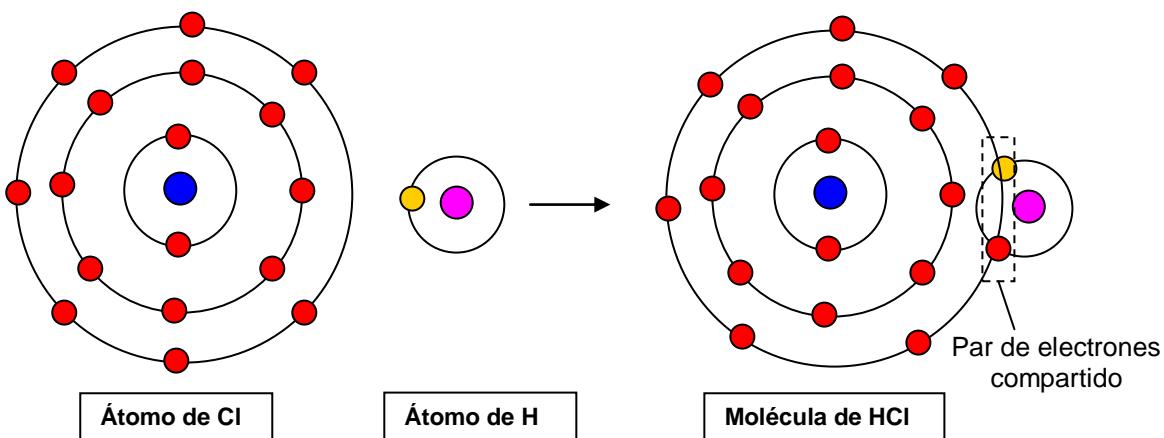
CaCl_2 . Hay doble número de iones Cl^- que de iones Ca^{2+}

Los compuestos iónicos tienen las siguientes propiedades:

- Son sólidos cristalinos: estructura muy ordenada
- Poseen puntos de fusión y ebullición elevados, síntoma de que el enlace es fuerte.
- Suelen ser solubles en agua.
- Fundidos o en disolución acuosa son buenos conductores de la corriente eléctrica, debido a la existencia de cargas libres (iones).

ENLACE COVALENTE

Si los átomos que se enfrentan son ambos electronegativos (no metales), ninguno de los dos cederá electrones. Una manera de adquirir la configuración de gas noble en su última capa es permanecer juntos con el fin de compartir electrones.



El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones. Los átomos permanecen juntos con el fin de poder compartir los electrones.

Es un enlace característico entre átomos de electronegatividad alta (no metales).

Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace se forman unas nuevas entidades formadas por los átomos unidos. **Son las moléculas. Las moléculas son las unidades básicas de los compuestos covalentes.**

Para referirse a los compuestos se utilizan las “formulas químicas”.

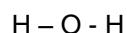
Para escribir la fórmula química correspondiente a un compuesto se citan los átomos que lo forman utilizando su símbolo afectado de un subíndice que indica el número de átomos que forman la molécula.

Por ejemplo, para el caso anterior la fórmula sería **HCl**.

Para representar las moléculas resultantes de la unión mediante enlace covalente se utilizan mucho los **diagramas de Lewis**. En ellos se representan por puntos o cruces los electrones de la capa de valencia del átomo y los electrones compartidos se sitúan entre los dos átomos. De esta manera es fácil visualizar cómo ambos átomos quedan con ocho electrones (estructura de gas noble) y los electrones compartidos:



Para simplificar la escritura los electrones de enlace se representan por una raya entre ambos átomos:



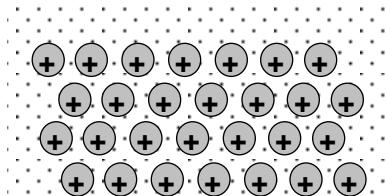
Los compuestos con enlace covalente tienen las propiedades siguientes:

- Son gases o líquidos (entre las moléculas formadas casi no hay fuerzas que las mantengan unidas)
 - Tienen puntos de fusión y ebullición bajos.
 - Suelen ser poco solubles en agua.
 - Disueltos en agua conducen mal la corriente eléctrica. (no existen cargas libres)

ENLACE METÁLICO

El enlace metálico es el que mantiene unidos los átomos de los metales. Mediante la estructura del enlace metálico se puede dar explicación a las propiedades más características de los metales tales como su facilidad para conducir la electricidad y el calor (conductividad), la capacidad para extenderse en hilos muy finos (ductilidad), la capacidad para obtener láminas finas (maleabilidad), densidades elevadas, puntos de fusión altos...

El modelo más sencillo de enlace metálico se basa en una de las propiedades características de los metales: su baja electronegatividad (ceden electrones con facilidad). Así pues **el enlace metálico podemos describirlo como una disposición muy ordenada y compacta de iones positivos del metal (red metálica) entre los cuales se distribuyen los electrones perdidos por cada átomo a modo de “nube electrónica”**. Es importante observar que los electrones pueden circular libremente entre los cationes, no están ligados (sujetos) a lo núcleos y son compartidos por todos ellos. Esta nube electrónica hace de “colchón” entre las cargas positivas impidiendo que se repelan y manteniendo unidos los átomos del metal.



En los metales tampoco se forman moléculas individuales. La situación es muy parecida a la encontrada en el caso de los compuestos iónicos. La fórmula de un metal representa al átomo metálico correspondiente.

Ejemplos: Fe : hierro; Au: Oro; Cu: cobre...

Propiedades de los metales:

- Son sólidos a temperatura ambiente (a excepción del mercurio) de densidad elevada. Observa que la red metálica postula una estructura muy ordenada (típica de los sólidos) y compacta (con los iones muy bien empaquetados, muy juntos, densidad alta)
- Temperaturas de fusión y ebullición altas: síntoma de que el enlace entre los átomos es fuerte.
- Buenos conductores del calor y la electricidad: debido a la existencia de electrones libres que pueden moverse.
- Ductilidad y maleabilidad: debido a la posibilidad de que las capas de iones se puedan deslizar unas sobre otras sin que se rompa la red metálica

Muchas sustancias se recubren con metales. Éste es el caso del **galvanizado**, donde frecuentemente se recubre el hierro con cinc, más resistente a la corrosión o el **cromado**.

También se pueden proteger pasivando la capa exterior del metal, haciendo reaccionar la parte externa, por ejemplo, con ácido nítrico. Este proceso se conoce como pavonado.

Los átomos al unirse mediante enlaces dan lugar a distintas agrupaciones:

- moléculas (sólo con enlaces covalentes) o
- sólidos cristalinos (de iones los iónicos, de átomos las redes covalentes atómicas o de moléculas las redes covalentes moleculares o de iones con e⁻ libres los metales)

Una molécula es un conjunto de átomos unidos mediante enlace covalente. Cuando los átomos enlazados no son iguales tenemos la molécula de un compuesto.

La molécula es la unidad más pequeña de los compuestos, ya que si la rompemos obtendremos los elementos que la forman, pero ya no existirá el compuesto.

Las moléculas se representan mediante una fórmula química que consta de los símbolos de los elementos que la forman afectados de unos subíndices que indican la proporción en que los átomos están combinados.

Conviene recordar que **los compuestos iónicos no forman moléculas, sino grandes agregados de iones o cristales**. En este caso la fórmula indica los iones enlazados y la proporción en que se encuentran.

Las moléculas tienen formas distintas: lineales, triangulares, tetraédricas que vienen determinadas por el número de átomos o grupos unidos al átomo central.

Es importante distinguir entre sustancia simple y compuesta.

Una sustancia simple es la que está formada por un solo tipo de átomos:

Ejemplos : Fe, Na, He, O₂ (molécula de oxígeno), H₂ (molécula de hidrógeno)...

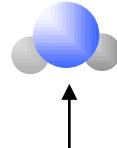
Un compuesto es una sustancia formada por átomos distintos enlazados.

Ejemplos: NaCl, CO₂ , NH₃ , CH₄ , HNO₃

Las sustancias (tanto simples como compuestas) pueden mezclarse.

El concepto de mezcla se opone al de sustancia pura o no mezclada.

Puede ocurrir que dos sustancias estén mezcladas, pero una de ellas se encuentre en una proporción muy baja, se dice entonces que la sustancia más abundante está *impurificada o contaminada* por la otra.

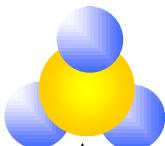


Molécula de agua.

Fórmula: H₂O

Proporción:

2 átomos de H
1 átomo de O

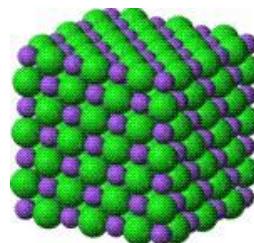


Molécula de trióxido de azufre.

Fórmula: SO₃

Proporción:

1 átomo de S
3 átomos de O

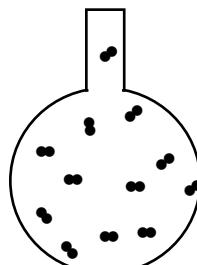


Cristal de NaCl

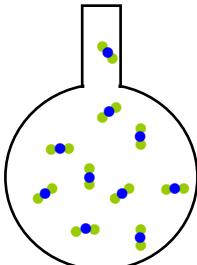
En un compuesto iónico no existen moléculas diferenciadas.

La fórmula da información sobre los átomos (Na y Cl) cuyos iones (Na⁺ y Cl⁻) se enlazan y la proporción en que se encuentran en el compuesto:

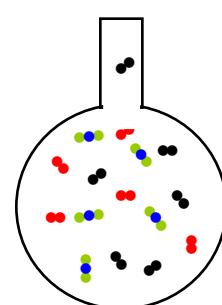
1 ión Na⁺
1 ión Cl⁻



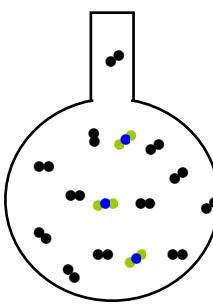
Sustancia pura y simple



Sustancia compuesta y pura



Mezcla de dos sustancias simples y una compuesta



Sustancia simple con impurezas de una compuesta