

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?

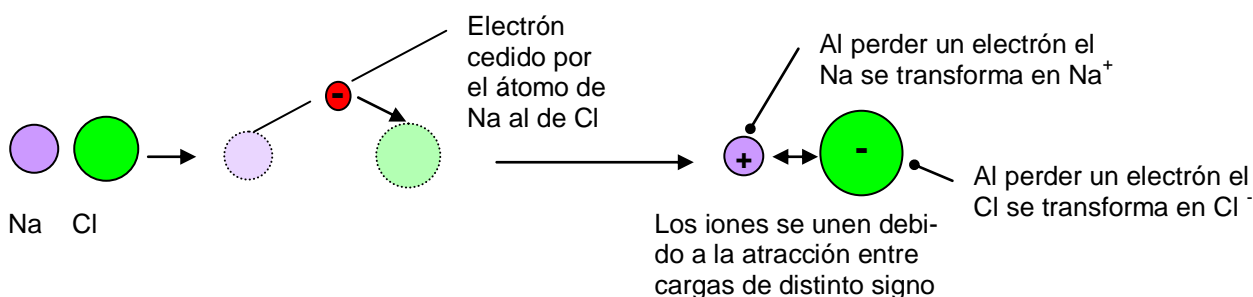
La teoría del enlace químico trata de dar respuesta a estas cuestiones

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 falten 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.

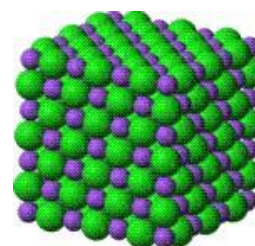
El proceso fundamental consiste en la transferencia de electrones entre los átomos (uno da un electrón y el otro lo coge), formándose iones de distinto signo que se atraen:



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 **crystal**.

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)

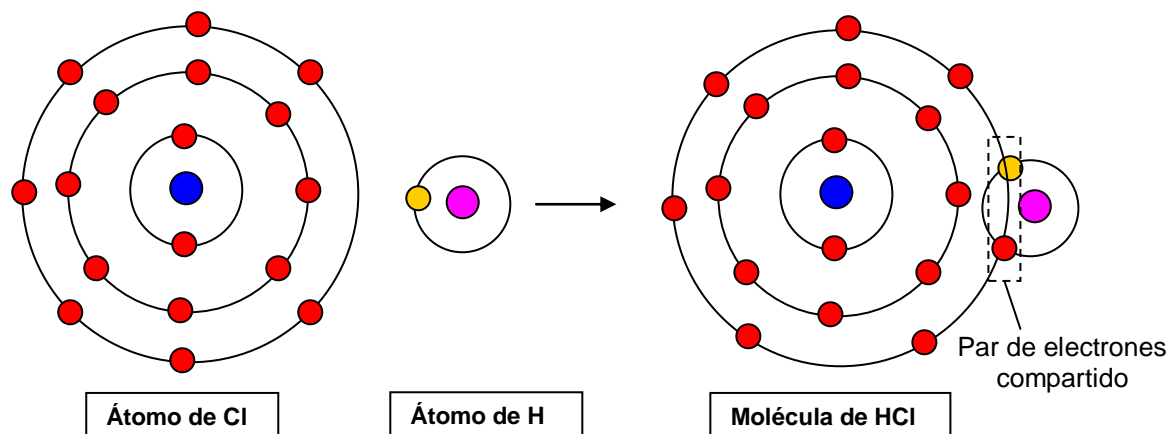
$CaCl_2$. Hay doble número de iones Cl^- que de iones Ca^{2+}

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”.

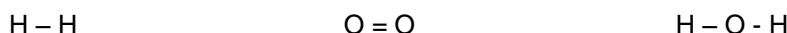
Para escribir la fórmula química correspondiente a un compuesto se citan los átomos que lo forman utilizando su símbolo afectado de un subíndice que indica el número de átomos que forman la molécula.

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:



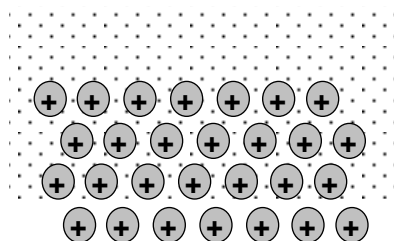
Los compuestos con enlace covalente tienen las propiedades siguientes:

- ▶ 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 los 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 de distintos elementos pueden unirse mediante un enlace (iónico o covalente) formando un compuesto.

- **Cuando se forma un compuesto se obtiene una nueva sustancia, cuyas propiedades no tienen nada que ver con las de los elementos que lo forman.**
- **Cuando dos (o más) elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen siempre en la misma proporción.**
- Una vez formado el compuesto no es fácil volver a obtener los elementos que lo integran. Algunas veces sólo podemos lograr una recuperación parcial (de alguno de los elementos) y hay que usar procedimientos muy distintos a los usados para separar las mezclas (decantación, filtración, destilación...) que en muchas ocasiones implican el aporte de una cantidad considerable de energía.

Algunos ejemplos

Compuesto de oxígeno e hidrógeno

Cuando el hidrógeno (gas) y el oxígeno (gas) se unen (enlace covalente) se forma un compuesto que es una sustancia totalmente distinta: el agua (líquido).

Compuesto de cloro y sodio

Si el cloro (gas, venenoso) se une con el sodio (metal que reacciona violentamente con el agua) se forma un compuesto: el cloruro de sodio o sal común que usamos para salar los alimentos.

Compuesto de oxígeno y mercurio

El mercurio (metal líquido) puede combinarse con el oxígeno (gas) para dar un compuesto sólido de intenso color rojo (óxido de mercurio) que se utiliza como colorante en pinturas.

La electrolisis (*lisis*=descomposición, *electro*= electricidad) utiliza la corriente eléctrica para romper los compuestos y obtener los elementos que los integran.

De esta manera se puede descomponer el agua en sus elementos: hidrógeno y oxígeno.

Para conseguirlo hay que disolver bicarbonato sódico con el fin de hacer conductora. En estas condiciones se observa un desprendimiento de gas en ambos electrodos, aunque más intenso en el cátodo.

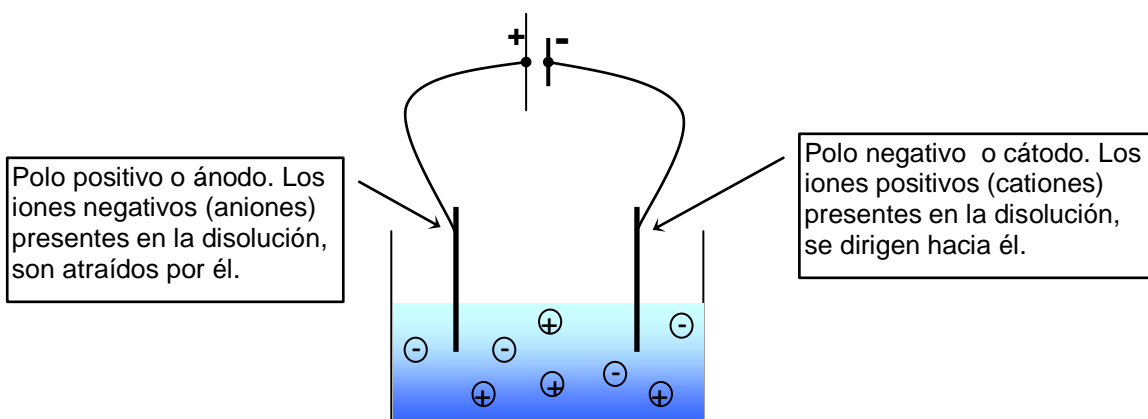
Si se recoge el gas desprendido se observa que se obtiene el doble de volumen en el cátodo (negativo) que en el ánodo (positivo)

El gas recogido en el cátodo es hidrógeno y el del ánodo oxígeno. El que obtengamos un volumen doble de hidrógeno nos indica que el hidrógeno y el oxígeno se combinan en proporción 2:1 cuando forman el agua (H_2O)

Humphry Davy, un químico del s. XIX, descubrió varios elementos electrolizando sales fundidas:

En 1807 fundió y electrolizó la *potasa* (carbonato de potasio) y observó que el cátodo se depositaba un metal desconocido hasta entonces al que dio el nombre de potasio.

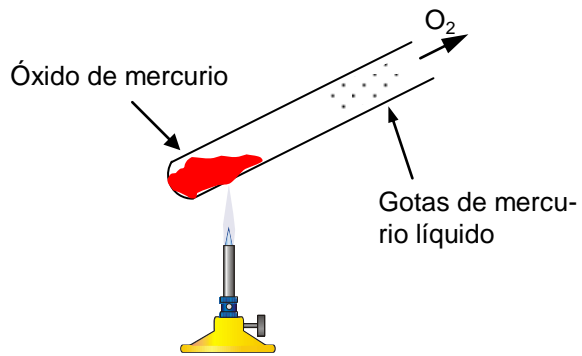
En 1808 aisló el magnesio, el estroncio, el bario y el calcio por el mismo procedimiento.



Algunas veces los compuestos se pueden romper y obtener los elementos que los forman calentándolos fuertemente.

Por ejemplo, calentando un óxido de mercurio se desprende un gas: el oxígeno, y se observa que en las partes frías del recipiente aparecen unas gotitas brillantes de mercurio metálico.

NOTA. Para realizar este experimento hay que tomar precauciones. Los vapores de mercurio son muy tóxicos.



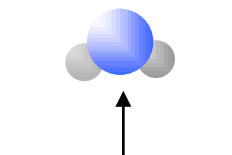
Una molécula es un conjunto de átomos unidos mediante enlace covalente. Cuando los átomos enlazados no son iguales tenemos la molécula de un compuesto.

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.

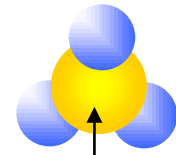


Molécula de agua.

Fórmula: H_2O

Proporción:

2 átomos de H
1 átomo de O

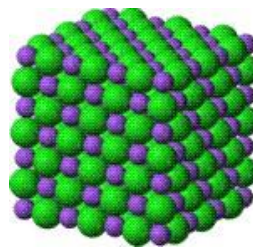


Molécula de trióxido de azufre.

Fórmula: SO_3

Proporción:

1 átomo de S
3 átomos de O



Cristal de NaCl

Na Cl

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^-

Es importante distinguir entre sustancia simple y compuesto.

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

Ejemplos : Fe, Na, He, O_2 (molécula de oxígeno), H_2 (molécula de hidrógeno)...

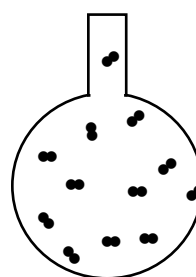
Un compuesto es una sustancia formada por átomos distintos enlazados.

Ejemplos: NaCl, CO_2 , NH_3 , CH_4 , HNO_3

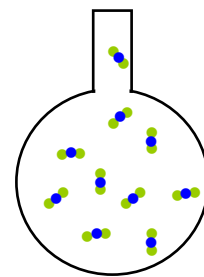
Las sustancias (tanto simples como compuestas) pueden mezclarse.

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

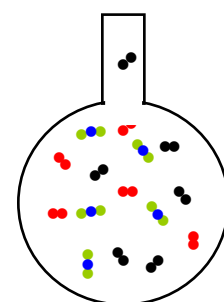
Puede ocurrir que dos sustancias estén mezcladas, pero una de ellas se encuentre en una proporción muy baja, se dice entonces que la sustancia más abundante está *impurificada o contaminada* por la otra.



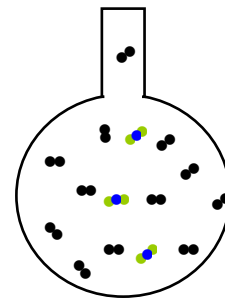
Sustancia pura y simple



Sustancia compuesta y pura



Mezcla de dos sustancias simples y una compuesta



Sustancia simple con impurezas de una compuesta

Diferencias entre mezclas y compuestos

MEZCLAS

Las sustancias aun mezcladas **conservan sus propiedades.**

Precisamente nos apoyamos en esas diferencias en las propiedades para separar las sustancias.

Ejemplo: mezcla de hierro, arena y sal. Para separar el hierro, usamos un imán aprovechando sus propiedades magnéticas. La sal la separamos de la arena aprovechando que la sal es soluble en agua y la arena no.

Los componentes de una mezcla **se pueden separar por procedimientos físicos:** filtración, cristalización, decantación, destilación... etc.

La proporción en que se pueden mezclar las sustancias no es fija. Pueden obtenerse mezclas con proporciones distintas.

Se pueden mezclar 100 ml de agua y 10,0 g de NaCl, pero también 100 ml de agua y 20,0 g de NaCl.

Propiedades tales como densidad, puntos de fusión o ebullición... etc., no tienen valores fijos, variando con la composición de la mezcla.

La densidad de una disolución (mezcla) de agua y sal no es fija, depende de la composición. Tampoco hierve a una temperatura constante. A medida que se evapora el agua, aumenta.

No existen fórmulas químicas para representar un mezcla.

COMPUESTOS

Las propiedades del compuesto no tienen nada que ver con las de los elementos que lo forman. El compuesto es una nueva sustancia con propiedades distintas.

Las propiedades de la sal común (NaCl) nada tienen que ver con las del cloro (gas venenoso) ni con las del sodio (metal que reacciona violentamente con el agua).

Mediante procedimientos químicos (electrolisis) se pueden descomponer

La proporción en la que se combinan los elementos para formar el compuesto es fija e invariable.

El C y el H se unen para formar metano (CH_4) en la proporción de 4 átomos de H por 1 de C

Si el C se une con el H en la proporción de 3 átomos de carbono por 8 de H se formaría un compuesto distinto, propano (C_3H_8)

Sus propiedades características: densidad, p. fusión y ebullición... etc., son invariables y sirven para su identificación.

El agua tiene una densidad de $1,0 \text{ g/cm}^3$ y hierve (a presión "normal") a una temperatura fija e invariable: 100°C .

Se representan, de forma abreviada, mediante la **fórmula química** correspondiente.