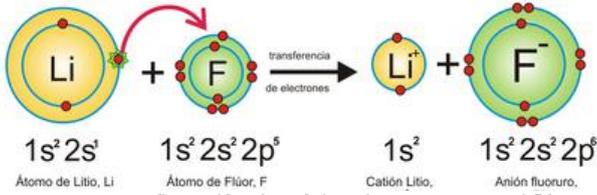


ENLACE QUÍMICO

www.laquimicafacil.es

ENLACE IÓNICO

Los elementos químicos tienden a conseguir la configuración electrónica del gas noble más cercano para ser más estables.

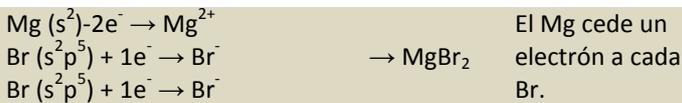


Si observamos su configuración electrónica observamos que el flúor necesita un electrón para llegar a tener la configuración del neón y el litio necesita perder un electrón para llegar a tener la configuración del helio.

En la práctica el litio pierde un electrón y se lo cede al flúor

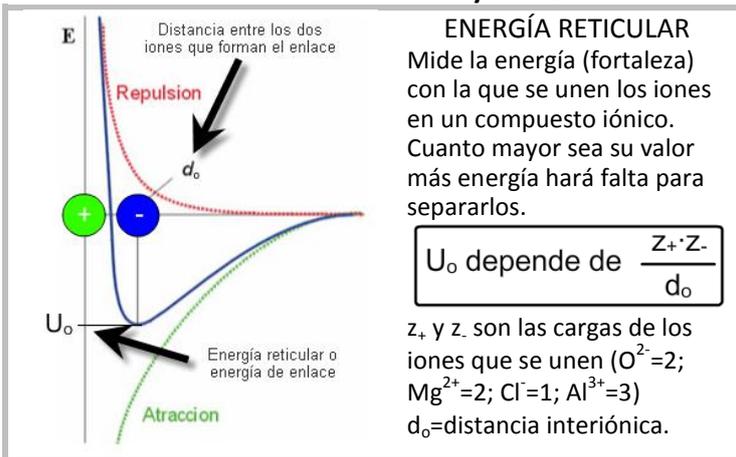
El F⁻ y el Li⁺, de signo contrario, se unen electrostáticamente.

Otros ejemplos:



Electrovalencia: Número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un enlace iónico.

El enlace iónico se da entre un metal y un no metal.



- A mayor U_0 →
- Mayor dureza.
 - Mayor punto de fusión y de ebullición.
 - Menor solubilidad.

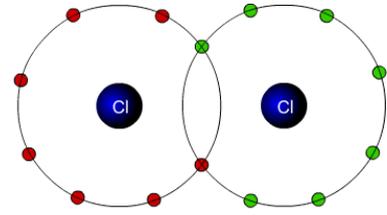
Propiedades de los compuestos iónicos	Solubles en agua	
	No conducen la electricidad en estado sólido pero sí en estado líquido o disueltos.	
	Son duros	
	Son frágiles	
Los iones se ordenan en redes cristalinas		

ENLACE COVALENTE

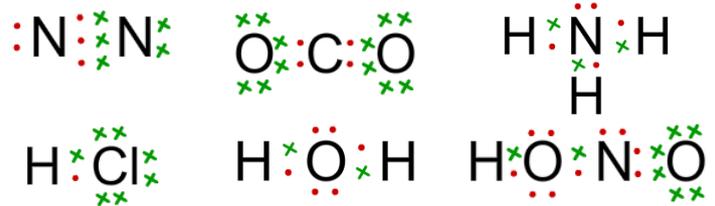
Se produce por **compartición de electrones entre átomos** para completar su capa más externa, de acuerdo con la **regla del octeto** (yo te dejo y tú me dejas para que alcancemos la configuración de gas noble).

Generalmente el enlace sucede entre elementos no metálicos. Expliquemos de qué manera se forma, por ejemplo, la **molécula de Cl₂**.

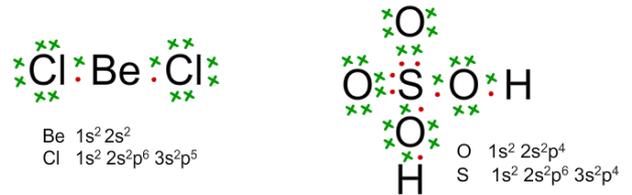
Al átomo de cloro le falta un electrón para que la capa de valencia tenga 8 electrones. Para conseguirlo se "asocia" con otro átomo que pueda prestarle ese electrón, como por ejemplo, otro átomo de cloro.



Los **diagramas de Lewis** se utilizan para representar el enlace covalente entre dos o más átomos. ¿Cómo se hacen?. Se escriben los símbolos de los elementos que intervienen en el enlace y se reparten los electrones de valencia de forma que se cumpla la regla del octeto (cada átomo debe quedar rodeado de 8 electrones (el H sólo de 2)).

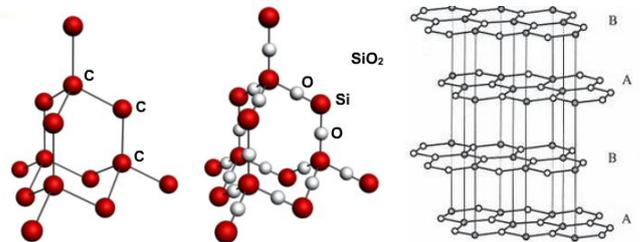


Fallos de la teoría de Lewis: No pudo explicar el enlace de algunas moléculas que parecían no cumplir la regla del octeto:



Cristales Covalentes

Existen varias sustancias en las que todos sus átomos se encuentran ordenados y unidos por enlace covalente. Ello le confiere una gran dureza. Es el caso del diamante, cuarzo, grafito:

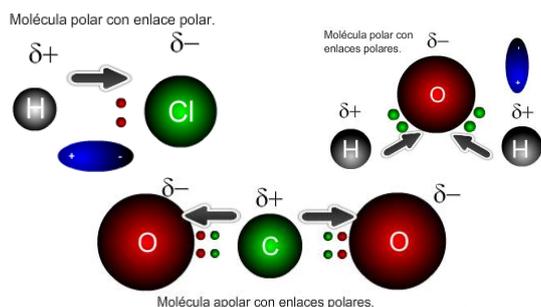


Polaridad

Cuando se unen dos átomos de electronegatividad diferente, los electrones que forman el enlace se encuentran más cerca del átomo más electronegativo ya que tiene más tendencia a atraerlo. Se dice que el enlace es un **enlace covalente polar**, o simplemente polar. Sobre el átomo más electronegativo hay más densidad electrónica (más carga negativa), y menos sobre el otro: se origina una cierta separación de carga, que no llega a ser total, puesto que entonces el enlace sería iónico.

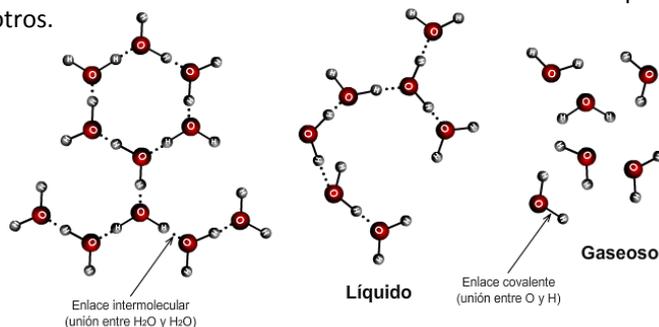
Hay moléculas con enlaces polares, como es el caso del CO₂, pero debido a su geometría lineal las separaciones de carga se compensan y la molécula no es polar (es apolar). Sin embargo, son polares moléculas como el amoníaco (NH₃) y el agua (H₂O).

En definitiva, **si consigo representar** las distribuciones de carga de una molécula (+ y -) de forma que la representación final sea la de un **dipolo eléctrico, la molécula será polar**. En caso contrario será apolar.



Fuerzas Intermoleculares

Las **fuerzas** intermoleculares son fuerzas de atracción **entre moléculas**. Son muy importantes. Como ejemplo, decir que la única diferencia entre el agua líquida, hielo y vapor de agua es la existencia de fuerzas intermoleculares en un caso más que en otros.

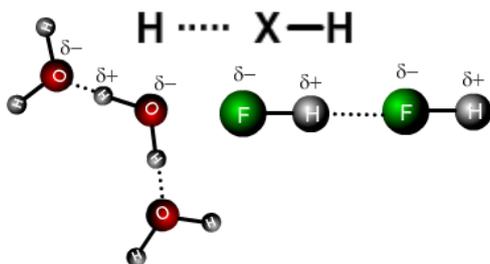


Cuanto mayores sean las fuerzas intermoleculares o en mayor número se encuentren mayor será la dureza, menor será la solubilidad, más probable será que se encuentre en estado líquido o sólido y mayor será su punto de fusión y de ebullición.

Tipos de Fuerzas Intermoleculares

1) Fuerzas por Puento de Hidrógeno:

Se establece entre el hidrógeno unido a un elemento electronegativo (O, F, Cl) y ese mismo elemento de otra molécula.

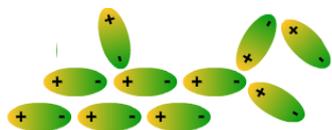


El enlace por puente de hidrógeno es el responsable de que a temperatura ambiente el H₂O se encuentre en estado líquido mientras que el H₂S se halla en estado gaseoso (en éste último no hay fuerzas por puente de hidrógeno).

¿Por qué crees que el etanol (CH₃CH₂OH) está en estado líquido mientras que el dimetiléter (CH₃OCH₃) está en estado gaseoso?

2) Fuerzas Dipolo-Dipolo:

Se establece **entre moléculas polares** que se comportan como dipolos eléctricos.



3) Fuerzas de Dispersión:

Por último, hay que explicar cómo hay sustancias cuyas moléculas no son polares y que, sin embargo, se encuentran en estado sólido a temperatura ambiente. Con ese fin se propone que hay un tipo de fuerzas llamadas **dispersivas**, que aumentan con la masa de la molécula (masa molecular o el tamaño), y que

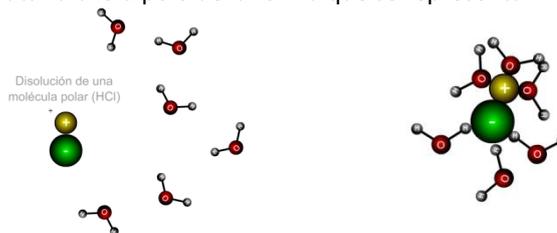
están relacionadas con la existencia de **dipolos instantáneos** cuando se acercan las moléculas. Estas fuerzas se dan entre todas las moléculas, sean polares o no, y son mayores cuanto mayor es su masa molecular.

Compuesto	T° ebullición (°C)
Metano	-162
Etano	-89
Propano	-42
Butano	0
Pentano	36
Hexano	68

En esta serie homóloga de hidrocarburos apolares se observa que al aumentar el tamaño de las moléculas (en la lista hacia abajo) aumenta la temperatura de ebullición debido a que las fuerzas de dispersión se hacen más intensas. De hecho, el hexano a temperatura ambiente se encuentra líquido y el metano gaseoso.

Solubilidad y polaridad

Si una sustancia es polar (se puede representar como un dipolo eléctrico) es fácil que el agua (también polar) se acerque para solvatar dicho dipolo de la forma que se representa:



Existe un dicho en Química que dice **“un soluto polar es soluble en un disolvente polar y un soluto apolar es soluble en un disolvente apolar”**.

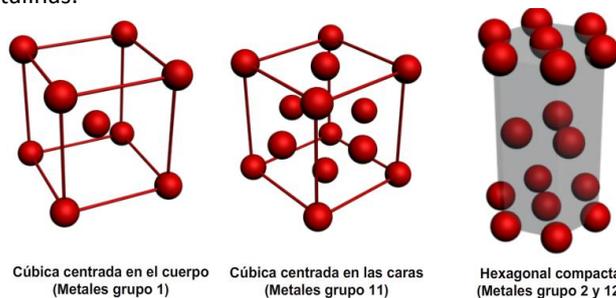
Es por lo que el NH₃ (polar) es soluble en agua (polar) y el CCl₄ (apolar) es soluble en hexano (apolar).

Propiedades de los compuestos covalentes

Tipo de unión entre moléculas	Propiedades	Ejemplos
Fuerzas intermoleculares	Punto de fusión bajo. Punto de ebullición bajo. Si son sólidos, son blandos. No conducen la corriente eléctrica. Generalmente poco solubles en agua.	Oxígeno, O ₂ Yodo, I ₂ Agua, H ₂ O Amoniaco, NH ₃ Propano, CH ₃ -CH ₂ -CH ₃ Dióxido de azufre, SO ₂
Enlace covalente	Punto de fusión alto. Punto de ebullición alto. Duros, pero frágiles. No conducen la corriente eléctrica. Insolubles en cualquier líquido.	Diamante Silice, SiO ₂

ENLACE METÁLICO

Los átomos de los metales se unen y ordenan formando redes cristalinas.



Es un enlace **“deficitario de electrones”** ya que los átomos de metal poseen menos electrones que los necesarios para formar el enlace. Así, el litio se ordena en una red CCCuerpo y se une a 14 átomos de su alrededor, necesita para ello 28 electrones pero sólo posee 15 (uno por cada átomo de litio 1s²2s¹).

Los 15 electrones disponibles tienen que estar en continuo movimiento con el fin de formar todos los enlaces (**resonancia**).

Propiedades de los metales:

Densidad elevada, altos puntos de fusión y ebullición, dúctiles (hilos), tenaces, duros, maleables (láminas), brillo, conductores eléctricos y térmicos (debido a la nube electrónica).