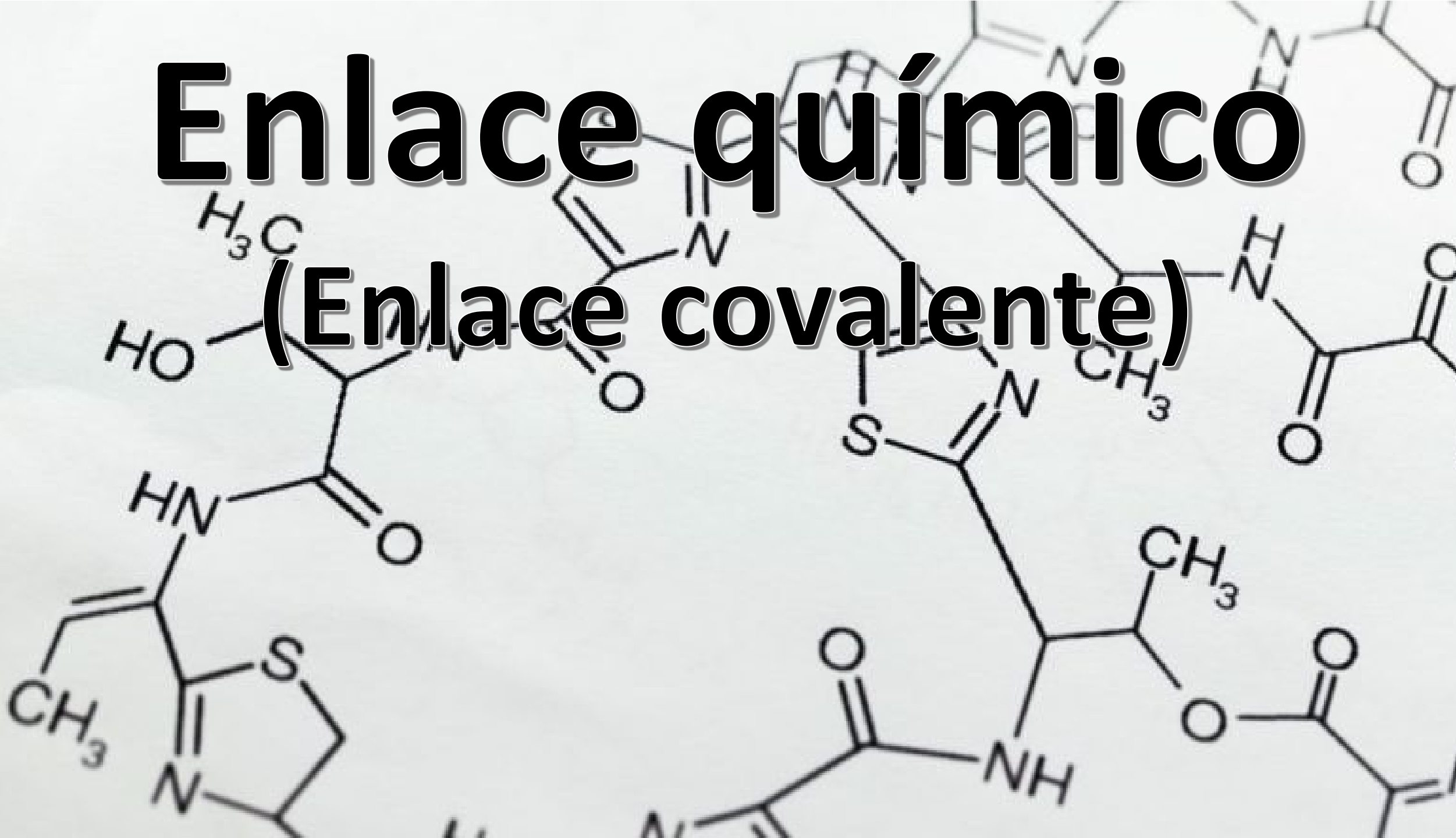
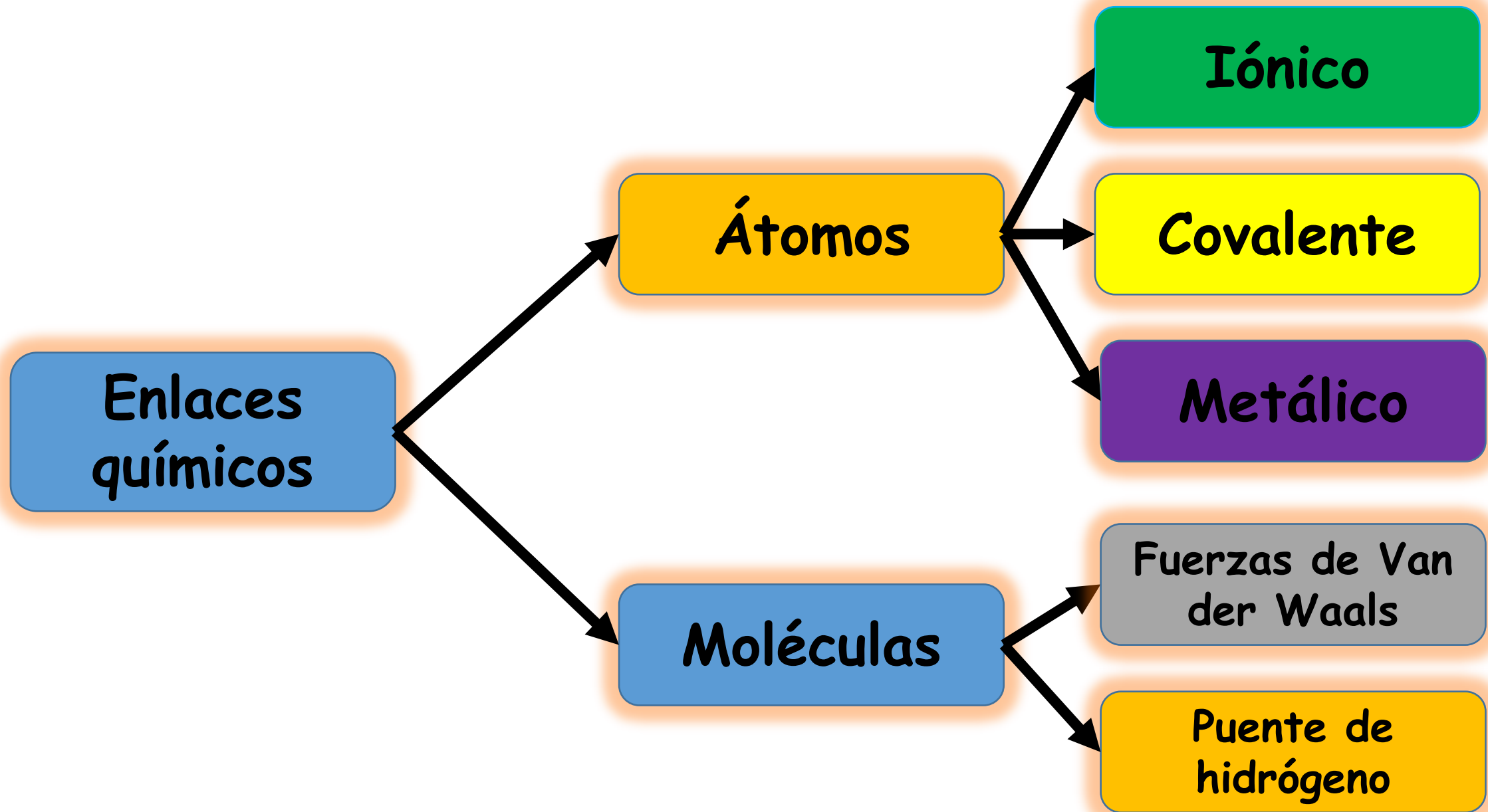


Enlace químico

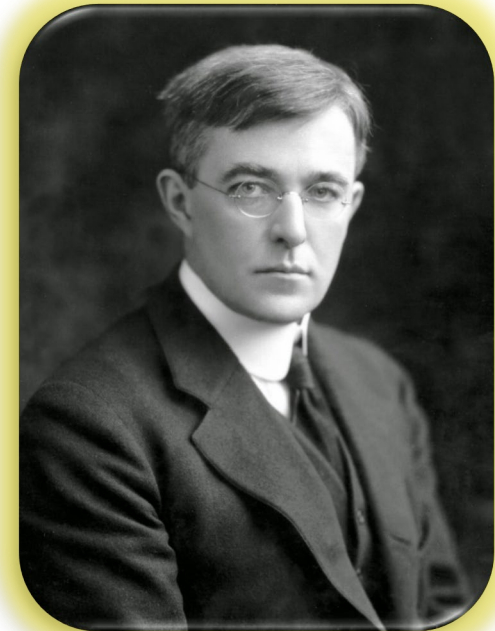
(Enlace covalente)





Regla del Octeto

Para explicar mejor la formación de enlaces químicos Walter Kossel y Gilbert N. Lewis enunciaron la regla del octeto, o de los ochos, la cual dice que la tendencia de los átomos de los elementos es completar sus últimos niveles de energía con una noble, es decir, con 8 electrones.



Según la regla del octeto, cuando se forma una unión química los átomos pierden, ganan o comparten electrones, de tal manera que la última capa o capa de valencia de cada átomo completa 8 electrones.



El modelo de Lewis consiste en escribir el símbolo del elemento y alrededor de este un número de puntos igual que el número de electrones que se encuentran en el último nivel de energía (capa de valencia).

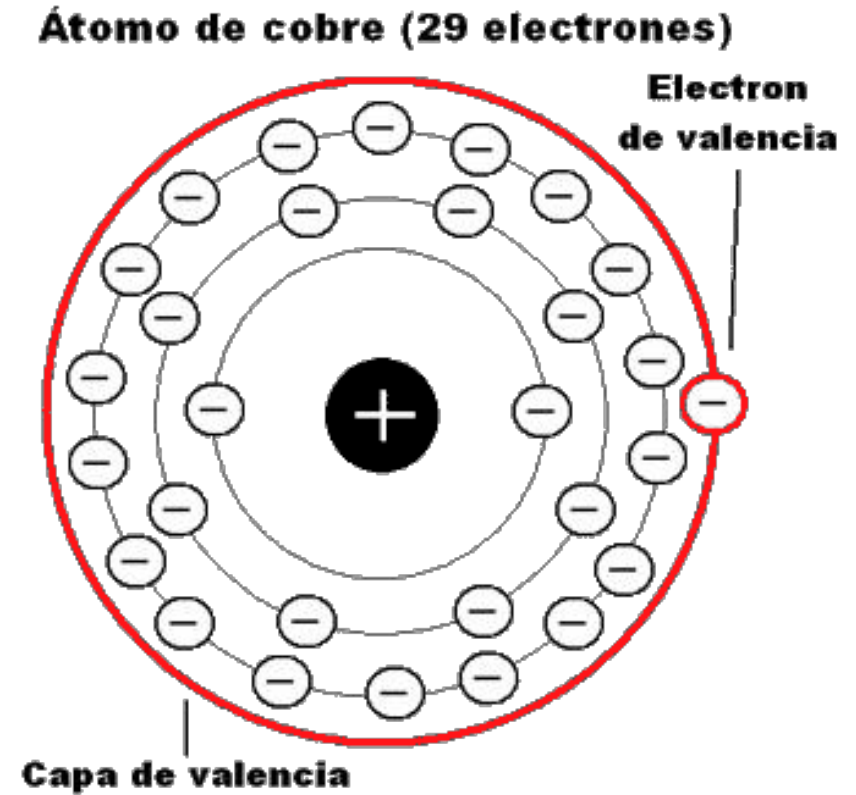
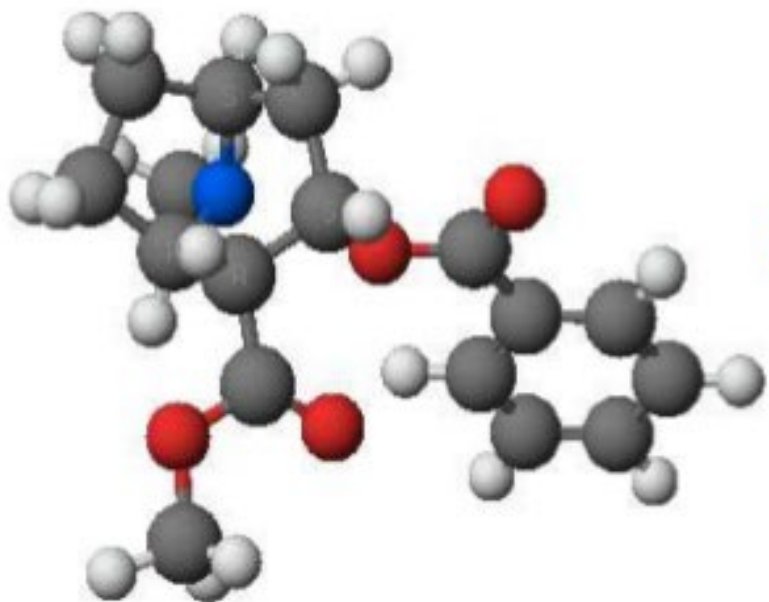
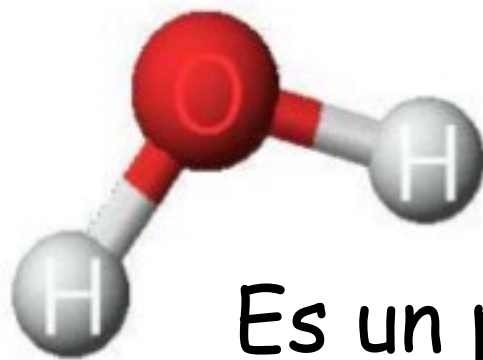
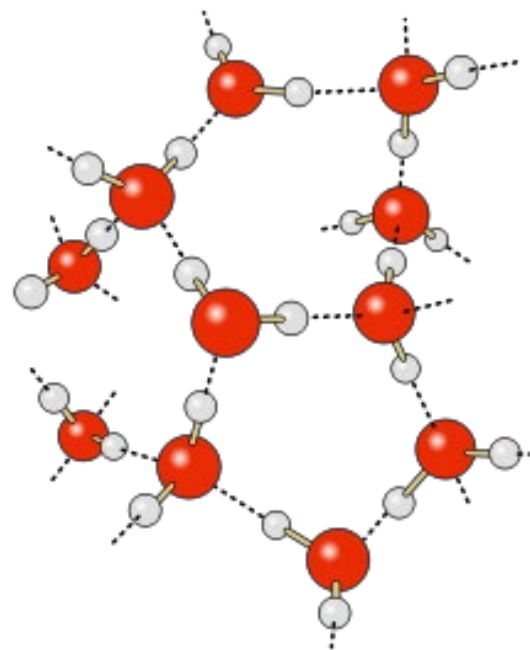


Tabla de elementos con representación de Lewis

[illegible]

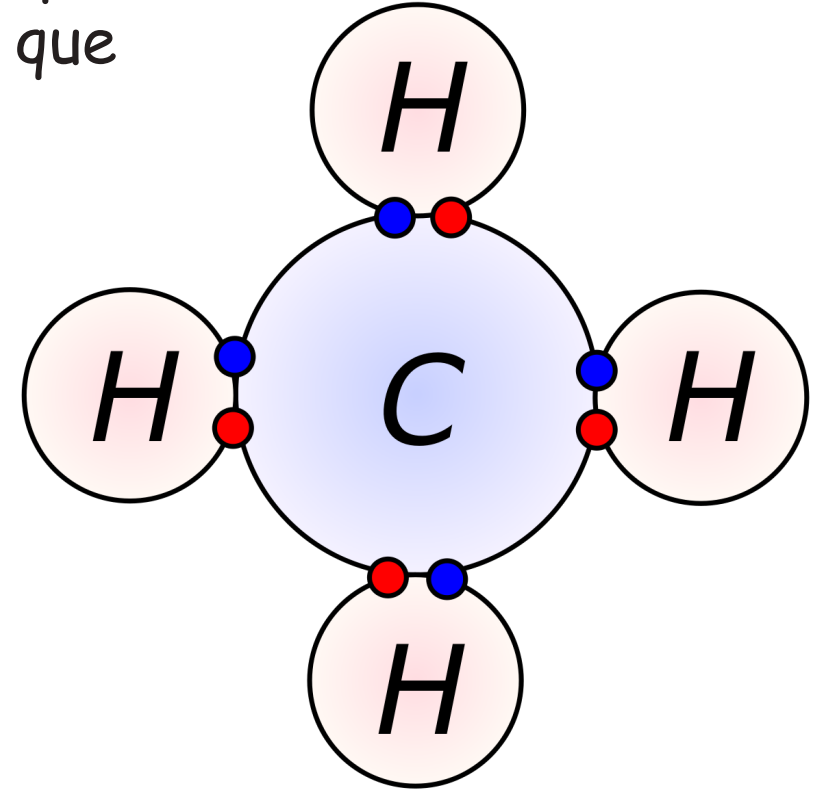
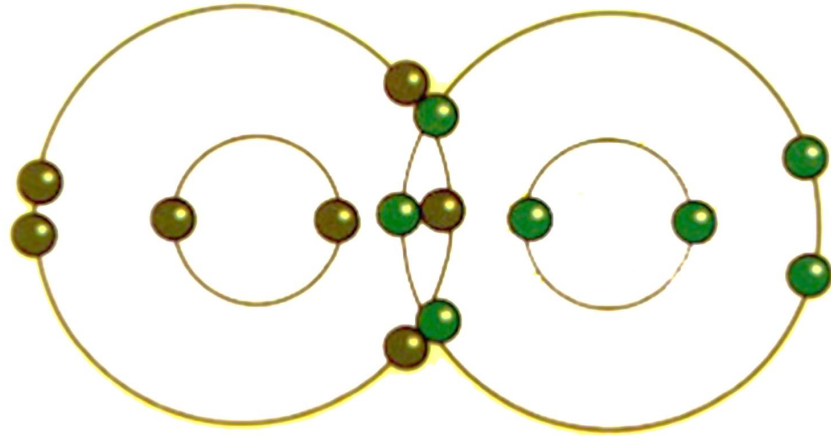


ENLACE QUÍMICO



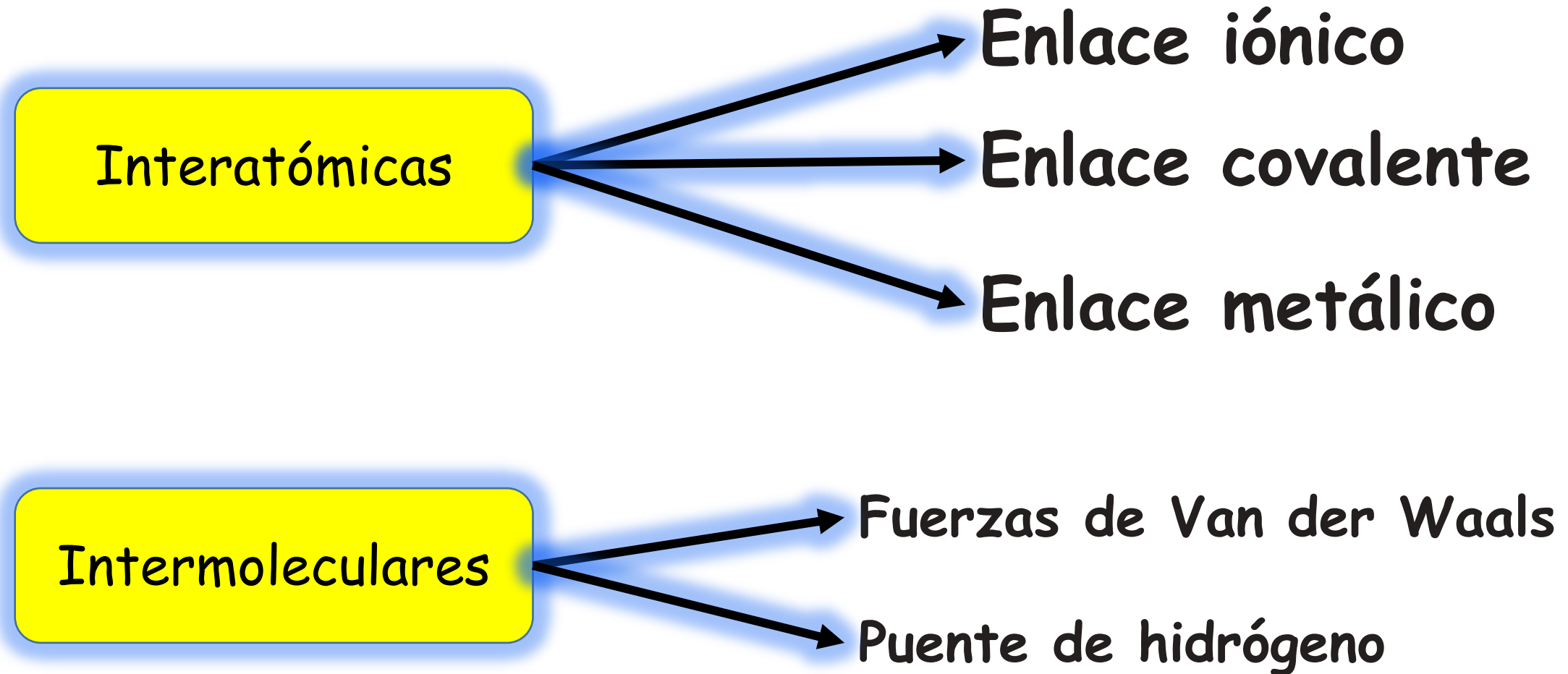
Es un proceso mediante el cual se unen dos o más átomos para dar lugar a un compuesto

Los enlaces químicos se forman mediante interacciones entre los electrones de valencia y dependiendo del tipo de enlace químico que los une serán las propiedades que lo formen.



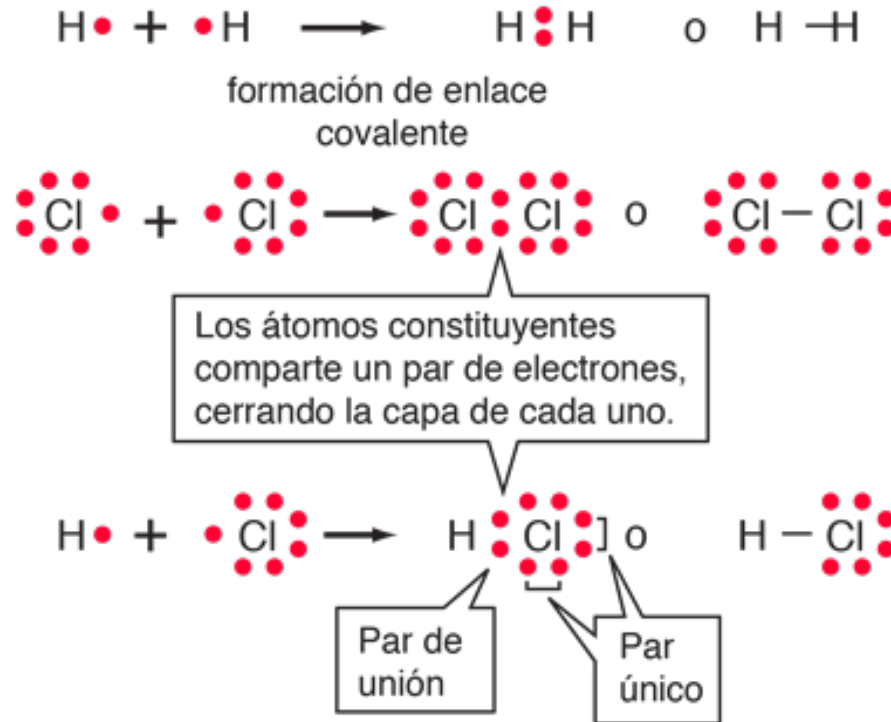
- Electrones del hidrógeno
- Electrones del carbono

Estos cambios electrónicos que producen las uniones entre átomos y moléculas son de diferente clase y dan lugar a la formación de distintas interacciones, como las interatómicas e intermoleculares.



Enlace covalente

Es el tipo de enlace en el que participan átomos de NO metales, que comparten sus electrones.

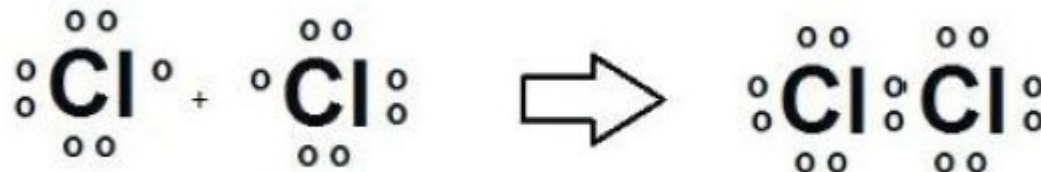
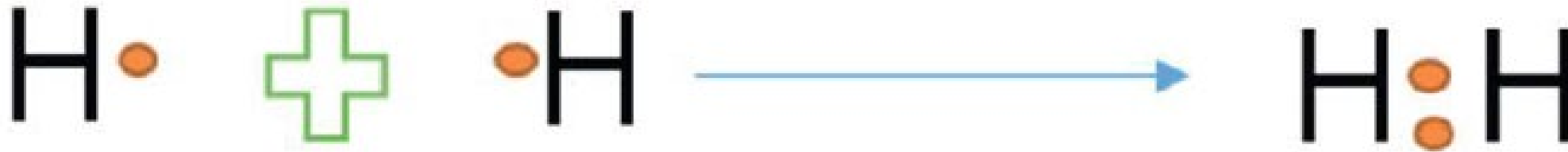


En su mayoría, los no metales cuentan con afinidades electrónicas altas, de modo que no es posible que donen sus electrones.

Enlace covalente

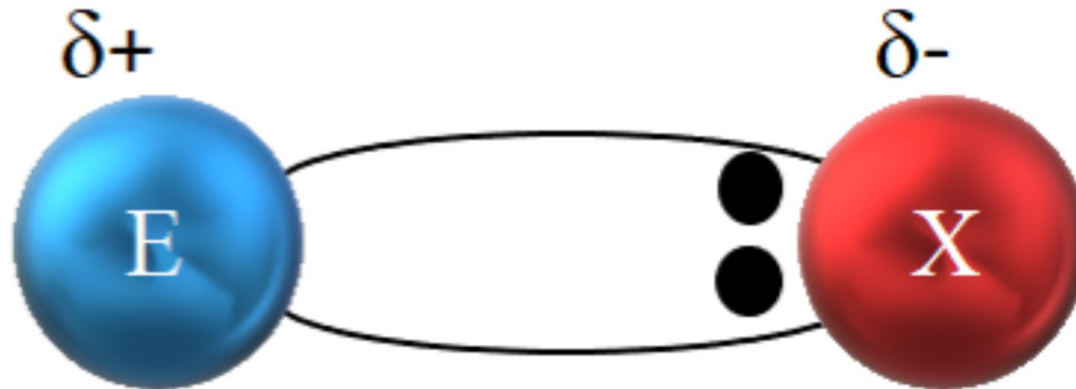
No Polar

Se forma entre átomos iguales y en el cual las cargas eléctricas se distribuyen simétricamente.

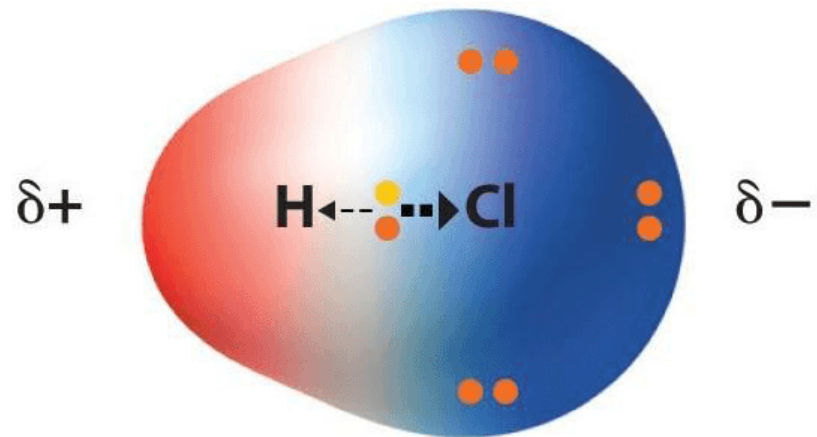
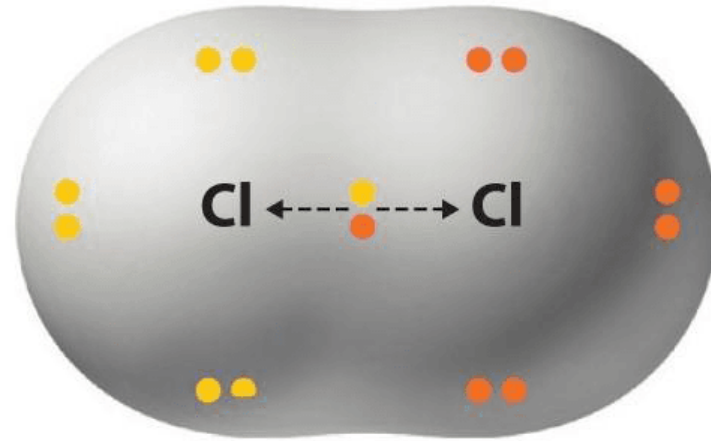


Polar

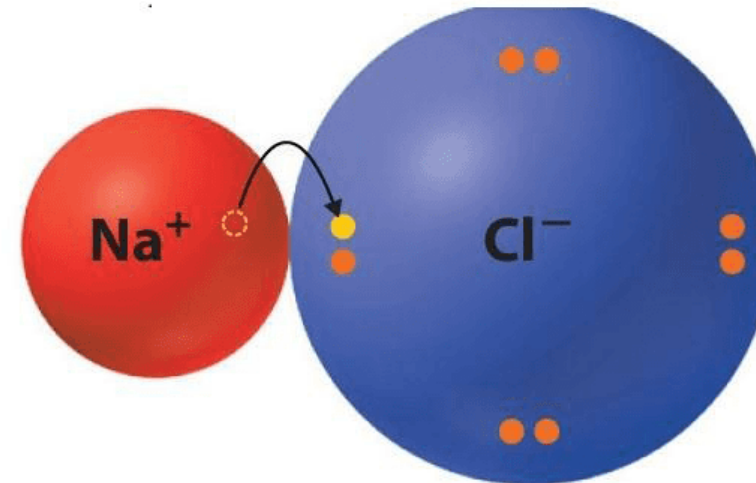
Se forma cuando los electrones enlazantes no son compartidos en forma equitativa por los átomos, esto debido a que uno de los átomos es más negativo que otro, se cumple que la diferencia de electronegatividad es diferente de cero.



a) enlace covalente no polar
(cargas distribuidas homogéneamente)



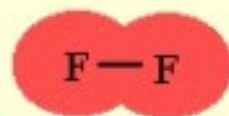
b) enlace covalente polar
(distribución no homogénea de cargas)



c) enlace iónico
(separación completa de cargas)

Enlace Covalente No Polar y Polar

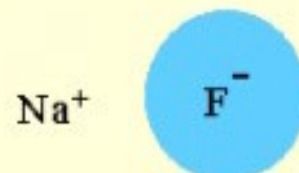
Covalente apolar



Covalente polar



Iónico



Polaridad del enlace

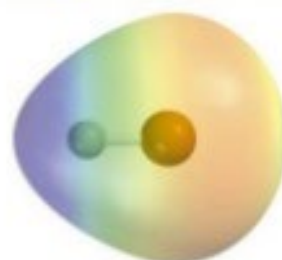


En un enlace covalente entre dos átomos de diferente electronegatividad, el par de electrones compartido es atraído más fuertemente por el átomo más electronegativo. La molécula así formada es un **dipolo eléctrico**.



$\text{Cl}:\text{Cl}$

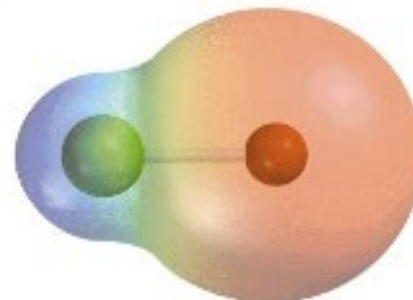
A nonpolar covalent bond



$\delta^+\text{H}-\text{Cl}\delta^-$ A polar covalent bond.

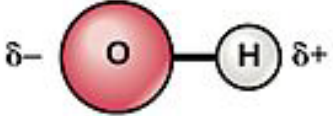
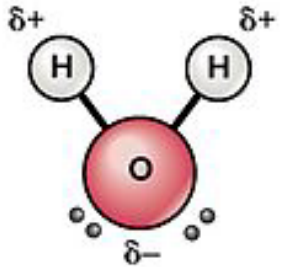
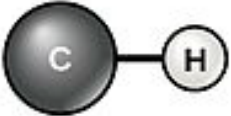
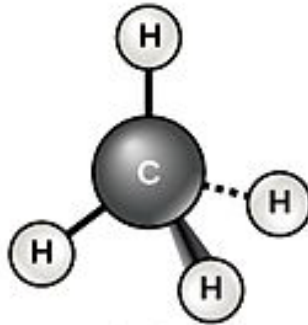
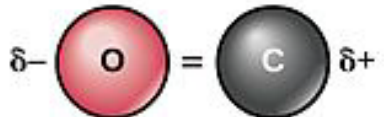

$[\text{H}:\text{Cl}]$

The bonding electrons are attracted more strongly by Cl than by H.



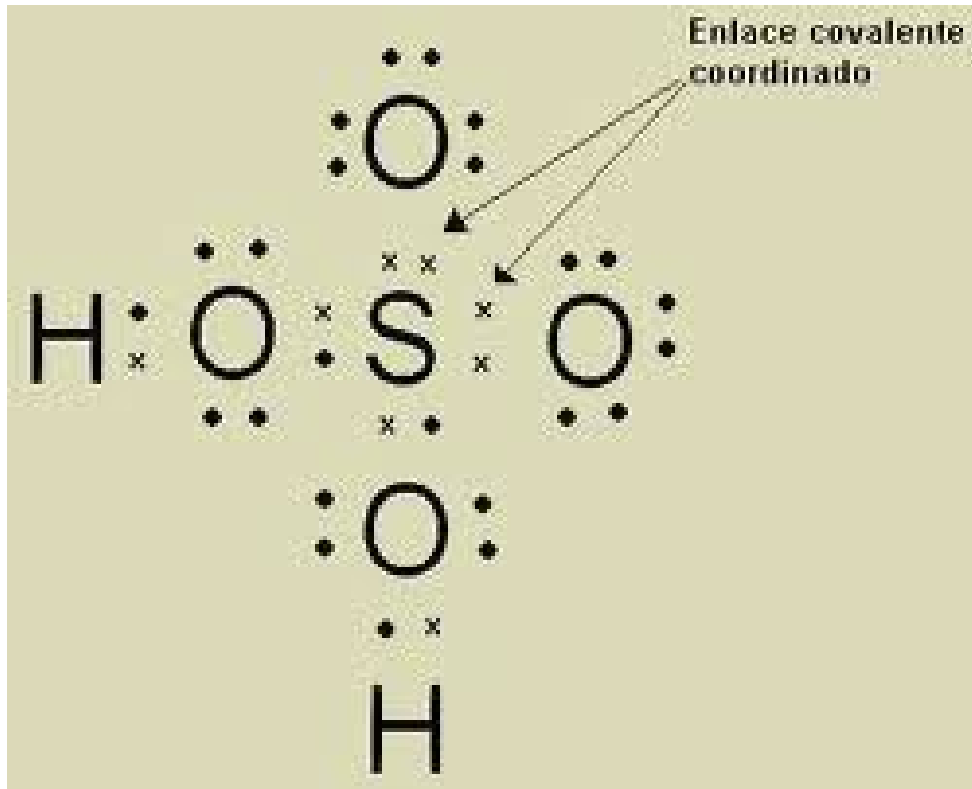
$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$

An ionic bond

	Bond type	Molecular shape	Molecular type
Water	 <p>Polar covalent</p>	 <p>Bent</p>	Polar
Methane	 <p>Nonpolar covalent</p>	 <p>Tetrahedral</p>	Nonpolar
Carbon dioxide	 <p>Polar covalent</p>	 <p>Linear</p>	Nonpolar

Coordinado

En este enlace los átomos que se combinan comparten electrones, pero el par necesario para formar el enlace es proporcionado solamente por uno de ellos.



Enlaces Covalentes Coordinados S::O

