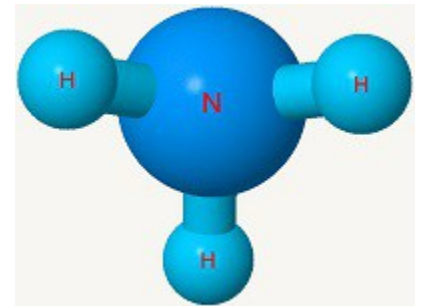
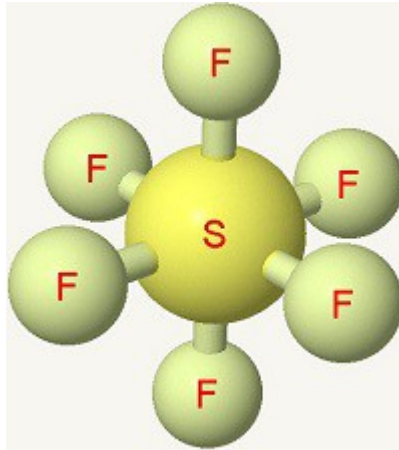
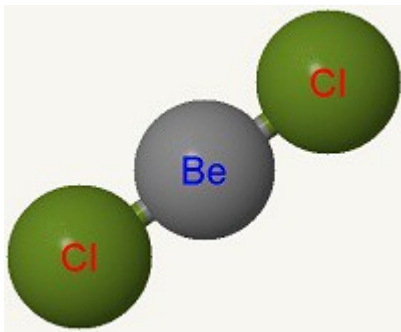


# APUNTE DE ENLACE QUÍMICO



## ENLACE

Los átomos generalmente se encuentran unidos formando moléculas o bien, se transforman en iones simples ( o atómicos ) constituyendo los cristales iónicos.

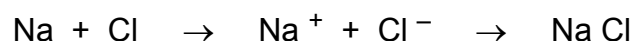
Esto se explica, porque ambos son un estado más estable que sus átomos aislados.

A la fuerza, no importando su naturaleza, que los mantiene unidos en una molécula o cristal iónico, se le denomina enlace.

## ENLACE IÓNICO

Si al encontrarse dos átomos , uno de ellos cede uno o más electrones al otro , el primero queda con carga eléctrica positiva ( catión ) y el segundo con carga eléctrica negativa ( anión ) , los iones así formados se atraen mutuamente y se unen debido a las fuerzas electroestáticas.

Este modelo es aplicable a compuestos formados por cristales iónicos, como por ejemplo el cloruro de sodio ( Na Cl ) o sal común:



Para un análisis más detallado se utiliza el ciclo de *Born – Haber* , el cual cuantifica paso a paso la

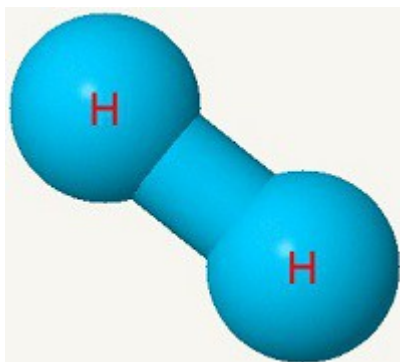
formación del par iónico, a partir de los elementos en su estado natural.

Para el ejemplo dado, el ciclo indica que el par iónico  $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ , es más estable ( de menor energía ) que los átomos  $\text{Na}$  y  $\text{Cl}$  aislados. Además, mientras más pares iónicos se formen mayor será la estabilidad, lo que explica que el cloruro de sodio no se encuentra formado por moléculas discretas ( un átomo de cada elemento ) , sino que por cristales iónicos.

Generalmente, un elemento alcalino o del Grupo I A (  $\text{Li}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Rb}$ ,  $\text{Cs}$ ,  $\text{Fr}$  ) y un elemento halógeno o del Grupo VII A (  $\text{F}$ ,  $\text{Cl}$ ,  $\text{Br}$ ,  $\text{I}$  ) , formarán cristales iónicos.

## ENLACE COVALENTE

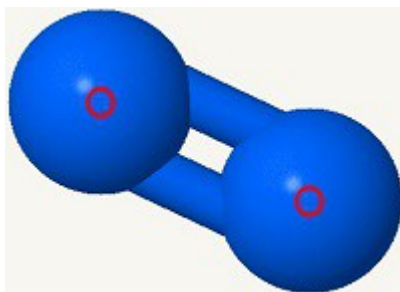
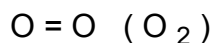
Este modelo afirma que los electrones formadores del enlace se comparten en parejas y es la atracción de los núcleos sobre estos pares de electrones, lo que le da mayor estabilidad a la molécula sobre sus átomos aislados. Un ejemplo, es la molécula de hidrógeno (  $\text{H}_2$  ) :



[Más información...](#)

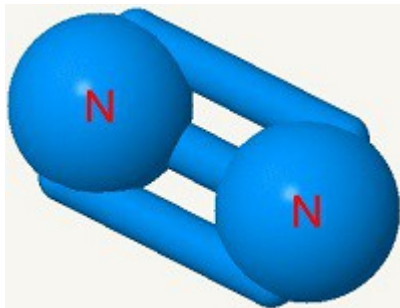
El símbolo « - » se usa para representar un par de electrones compartidos y se denomina *enlace simple*.

También existen moléculas con dos pares de electrones compartidos y se habla de *enlace doble*:



[Más información...](#)

Y hay moléculas con tres pares de electrones compartidos y se habla de *enlace triple*:



[Más información...](#)

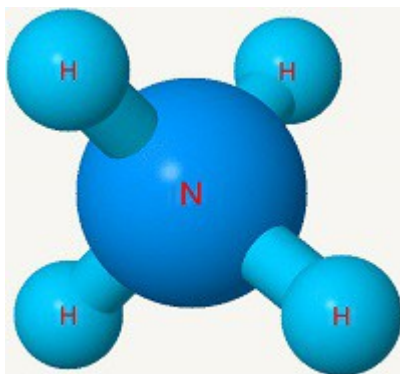
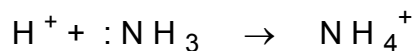
Una molécula puede presentar más de un tipo de enlace:



[Más información...](#)

Enlace covalente coordinado

No siempre los electrones que forman el enlace covalente son aportados por cada átomo involucrado en él, a veces el par de electrones es proporcionado por un átomo solamente:



[Vea el ión de amonio](#)

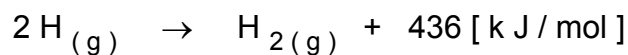
## Polaridad del enlace covalente

Teóricamente se podría afirmar que una molécula diatómica no presenta un momento dipolar, al contrario del par iónico que si lo tiene, pero eso es cierto en las moléculas diatómicas homonucleares ( de núcleos iguales ), como por ejemplo la molécula de hidrógeno (  $H_2$  ), las moléculas diatómicas heteronucleares ( de núcleos distintos ) presentan un momento dipolar, por ejemplo la molécula de monóxido de carbono (  $CO$  ), esto es debido a las distintas electronegatividades entre el átomo de carbono y el átomo de oxígeno.

## Energía de enlace

Para moléculas diatómicas, la energía de su enlace es igual al calor de formación de la molécula a partir de sus átomos.

Ejemplo:



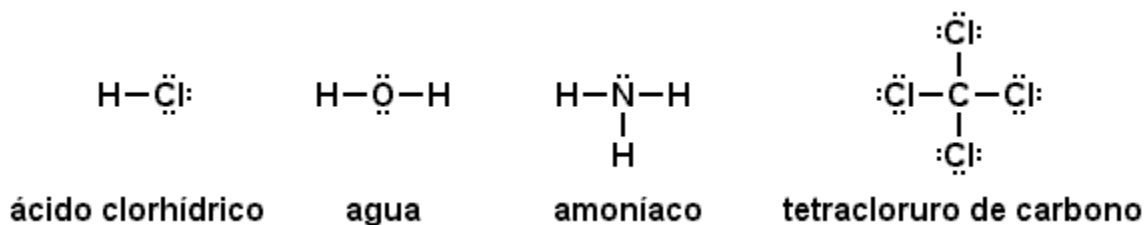
Entonces la energía del enlace  $H - H$  es igual a  $436 [ k J / mol ]$ .

En el anexo se dan algunos valores.

## Regla del octeto

La regla del octeto fue enunciada en 1917 por Gilbert Newton Lewis, basándose en que las estructuras más estables son las de los gases nobles, con 8 electrones en su capa más externa, a excepción del átomo de helio. Por lo tanto, ganando, cediendo o compartiendo electrones los átomos tienden a lograrla, salvo el átomo de hidrógeno que tiende a lograr la configuración electrónica del átomo de helio. A pesar de que esta regla tiene una aplicación limitada, nos da una pauta para postular estructuras moleculares.

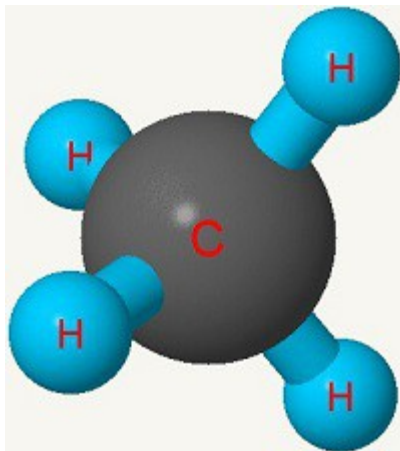
Ejemplos:



Las excepciones a esta regla se dan generalmente en aquellas moléculas que poseen un átomo central perteneciente al tercer período o períodos superiores, donde estos átomos tienen orbitales d incompletos o «vacíos», por ejemplo  $PCl_5$  y  $SF_6$ .

Teoría de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia

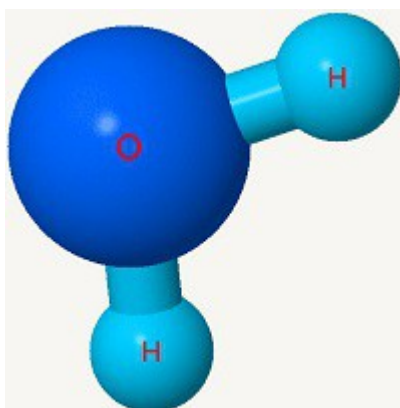
Esta teoría postula que los pares electrónicos de la capa de valencia ( electrones de valencia ) del átomo central de una molécula, considerando los que forman enlaces y los que no lo hacen se disponen espacialmente de tal forma que la repulsión eléctrica entre ellos sea mínima, por ejemplo la molécula de  $\text{C H}_4$  es tetraédrica.



[Más información...](#)

#### Teoría del enlace de valencia

Para explicar el enlace covalente se han propuesto diversas teorías, una de ellas es la teoría del enlace de valencia ( TEV ), en ella se describe el enlace como el resultado del apareamiento de electrones de valencia. Los átomos conservan su identidad en la molécula. A esta teoría contribuyeron W. Heitler y F. London quienes afirmaron que los electrones desapareados de un átomo forman enlaces con los electrones desapareados de otros átomos de la molécula. La teoría de Heitler y London no estuvo de acuerdo con muchos resultados experimentales, por ejemplo predice que el ángulo que forman las líneas de unión de los núcleos de hidrógeno con el núcleo de oxígeno en la molécula de agua es de  $90^\circ$  , pero en realidad es de  $104,5^\circ$  .



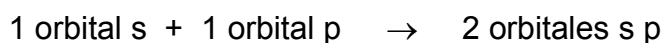
[Más información...](#)

L. Pauling y J. Slater solucionaron estos problemas postulando que se forman orbitales híbridos por combinación lineal de orbitales atómicos, respetando lo siguiente:

- Se hibridan orbitales de un mismo átomo.
- La disposición de los orbitales híbridos en el espacio es de la forma en que la repulsión sea mínima.
- El número de orbitales híbridos es igual a la suma de orbitales atómicos puros que intervienen.
- Se hibridan orbitales de energías parecidas.

Ejemplos:

Hibridación s p :



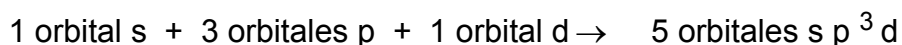
Hibridación s p<sup>2</sup> :



Hibridación s p<sup>3</sup> :



Hibridación s p<sup>3</sup> d :



Hibridación s p<sup>3</sup> d<sup>2</sup> :



BIBLIOGRAFÍA

[Enlace químico \( curso en línea \)](#)