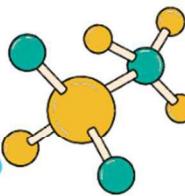


# GEOMETRÍA MOLECULAR



Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Estructura	Geometría	Modelo molecular
$\text{BeCl}_2$	$\text{:Cl} \cdots \text{Be} \cdots \text{Cl:}$	2	0	$\text{Cl} \cdots \text{Be} \cdots \text{Cl}$	Lineal	
$\text{BF}_3$	$\text{:F} \cdots \text{B} \cdots \text{F:}$	3	0	$\text{F} \text{---} \text{B} \text{---} \text{F}$ $120^\circ$	Triangular	
$\text{CH}_4$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} \text{---} \text{C} \text{---} \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	4	0	$\text{H} \text{---} \text{C} \text{---} \text{H}$ $109,5^\circ$	Tetraédrica	
$\text{NH}_3$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} \text{---} \text{N} \text{---} \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	3	1	$\text{H} \text{---} \text{N} \text{---} \text{H}$ $<109,5^\circ$	Pirámide trigonal	
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H} \cdots \ddot{\text{O}} \cdots \text{H}$	2	2	$\text{H} \text{---} \ddot{\text{O}} \text{---} \text{H}$ $<109,5^\circ$	Angular	

## POLARIDAD

**¿Qué es?** Condición de lo que tiene propiedades o potencias opuestas, en partes o direcciones contrarias

**Tipos:**



**Molécula polar:** tiene separación de cargas. Una zona polo negativo y polo positivo

**Molécula apolar:** Las cargas están repartidas por toda la molécula

**Cargas parciales:** Se reparten las cargas parcialmente

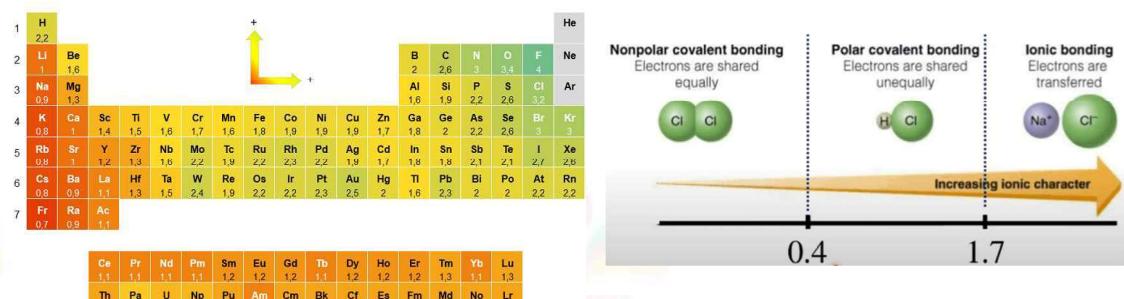
**¿Cómo saber delante de que polaridad estamos?**

- Enlace no polar covalente:** Los dos átomos son iguales y comparten el mismo electrón (la diferencia de electronegatividad entre los átomos es menor que 0,4)
- Enlace covalente polar:** Dos átomos son diferentes y los electrones están más cerca de un elemento que de otro (la diferencia de electronegatividad entre los átomos es menor que 1,7)
- Enlace iónico:** Cuando un átomo pierde un electrón y otro lo gana por lo que no se comparten

Te ofrezco un ejemplo para que te sea mas visual y entiendas mejor el concepto

Molécula	Elemento A	Elemento B	Electronegatividad A	Electronegatividad B	$\Delta EN$	Tipo de enlace
NaCl	Na	Cl	0,9	3,0	2,1	Iónico
H <sub>2</sub>	H	H	2,1	2,1	0,0	Covalente apolar
H <sub>2</sub> O	H	O	2,1	3,5	1,4	Covalente polar
CO <sub>2</sub>	C	O	2,5	3,5	1,0	Covalente polar
CH <sub>4</sub>	C	H	2,5	2,1	0,4	Covalente apolar
KBr	K	Br	0,8	2,8	2,0	Iónico

¿Cómo saber si los electrones son compartidos por igual o no?



¿Cómo representamos la polaridad?

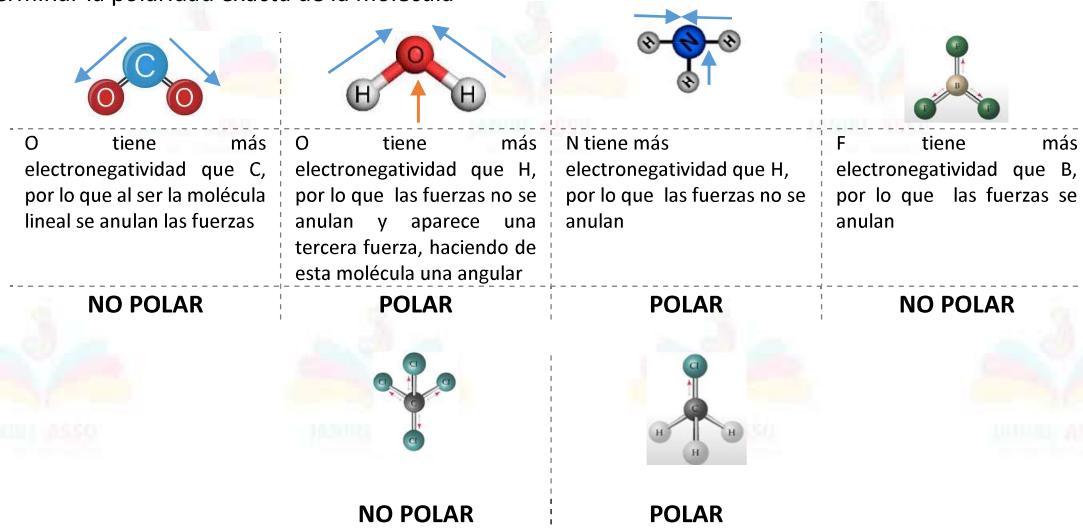
**MOMENTO DIPOLAR  $\mu$**  - Es un vector que apunta hacia la parte negativa de la molécula y nos indica la diferencia de electronegatividad entre los átomos.

Tipos:

$\Sigma \vec{\mu} = 0$  **Moléculas apolares:** Cuando no hay vectores que sumar porque son enlaces apolares o cuando se anulan las fuerzas (lo sabemos mediante la geometría molecular)

$\Sigma \vec{\mu} \neq 0$  **Moléculas polares:** Cuando la suma de las fuerzas es distinta a cero

Por lo que tendremos que tener en cuenta la **polaridad de los enlaces** y la **geometría** de estos para determinar la polaridad exacta de la molécula



## FUERZAS INTERMOLECULARES

JANIRE ASSO

¿Qué es? Es la atracción de una molécula a otra



**PUENTES DE HIDROGENOS.** – Son las fuerzas más intensas. Para ellos debe haber un hidrogeno H con un átomo de electronegatividad muy pequeña (**F, O, N**) . Por lo que las partes negativas se atraen con las positivas.



**ATRACCION ENTRE DIPOLOS.** – Se da en todas las moléculas covalentes polares, o sea que tiene diferenciados sus polos. Son intensas, pero menos que los puentes de hidrogeno



**ATRACCION DIPOLO INSTANTANEO- DIPOLO INDUCIDO.** – Se da en moléculas covalentes apolares. Casi todo el tiempo tiene los electrones repartidos de forma simétrica, hasta que se acerque alguna carga y entonces los electrones se mueven, creando una asimetría en su repartición. Llamado dipolo instantáneo. Suelen ser gases a temperatura ambiente. Estas fuerzas desestabilizantes aumentan con la masa molecular del átomo.