

GEOMETRIA MOLECULAR

Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Estructura	Geometría	Modelo molecular
BeCl_2	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	2	0	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	Lineal	
BF_3	$\text{F}-\text{B}-\text{F}$	3	0	$\text{F}-\text{B}-\text{F}$ (120°)	Triangular	
CH_4	$\text{H}-\text{C}-\text{H}$	4	0	$\text{H}-\text{C}-\text{H}$ (109,5°)	Tetraédrica	
NH_3	$\text{H}-\text{N}-\text{H}$	3	1	$\text{H}-\text{N}-\text{H}$ (<109,5°)	Pirámide trigonal	
H_2O	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	2	2	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$ (<109,5°)	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

Molécula	Elemento A	Elemento B	Electronegatividad A	Electronegatividad B	ΔEN	Tipo de enlace
NaCl	Na	Cl	0,9	3,0	2,1	Iónico
H ₂	H	H	2,1	2,1	0,0	Covalente apolar
H ₂ O	H	O	2,1	3,5	1,4	Covalente polar
CO ₂	C	O	2,5	3,5	1,0	Covalente polar
CH ₄	C	H	2,5	2,1	0,4	Covalente apolar
KBr	K	Br	0,8	2,8	2,0	Iónico

The image displays the periodic table with electronegativity values and a diagram illustrating the transition from covalent to ionic bonding.

Periodic Table Electronegativity Values:

1	H 2.2																	He	
2	Li 1.0	Be 1.6																	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.3																	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.4	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.7	Mn 1.8	Fe 1.9	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.6	Br 3.0	Kr 3.0	
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.3	Nb 1.6	Mo 2.2	Tc 2.2	Ru 2.2	Rh 2.3	Pd 2.2	Ag 1.9	In 1.8	Sn 1.8	Sb 2.1	Te 2.1	I 2.7	Xe 2.6		
6	Cs 0.8	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.3	Au 2.6	Hg 2.0	Tl 1.8	Pb 2.3	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2	
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1																

Bonding Diagram:

- Nonpolar covalent bonding:** Electrons are shared equally. Example: $\text{Cl}-\text{Cl}$.
- Polar covalent bonding:** Electrons are shared unequally. Example: $\text{H}-\text{Cl}$.
- Ionic bonding:** Electrons are transferred. Example: $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$.

The diagram shows a transition from nonpolar covalent bonding to ionic bonding, with an arrow indicating **Increasing ionic character** from 0.4 to 1.7.

FUERZAS INTERMOLECULARES

¿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.