

1.-¿QUE ES LA POLARIDAD?

La **polaridad** tiene que ver con **cómo se reparten los electrones** entre los átomos que forman una molécula.

- A veces los electrones se reparten **igual**.
- Otras veces se reparten **de forma desigual** (uno se los “lleva” más hacia sí).

Cuando los electrones **se reparten igual**, el enlace es **no polar**.

Cuando **se reparten de forma desigual**, el enlace es **polar**.

2.-LA ELECTRONEGATIVIDAD

Cada átomo tiene una **electronegatividad**, que mide **cuánto atrae los electrones**.

- Cuando **más alto** sea este valor, **más fuerte tira** del par de electrones.
- El átomo más electronegativo se queda **con más carga negativa (δ^-)**.
- El otro queda **ligeramente positivo (δ^+)**.

☐ En la tabla periódica:

➡ Aumenta de **izquierda a derecha**.

↑ Aumenta de **abajo a arriba**.

El átomo más electronegativo de todos es **el flúor (F)**.

3.-TIPOS DE ENLACES

Tipo de enlace	$\Delta\chi$ (diferencia de electronegatividad)	Ejemplo	Qué ocurre
Covalente no polar	0	H-H, Cl-Cl	Comparten los electrones por igual
Covalente polar	0,4 – 1,7	H-Cl, H-O	Comparten de forma desigual
Iónico	> 1,7	NaCl, MgO	Uno “roba” electrones al otro (se forman iones)

Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad, **más polar** será el enlace.

4.-EJEMPLOS SENCILLOS

- **H-H** → los dos átomos son iguales → **no polar**.
- **H-Cl** → el Cl es más electronegativo → los electrones se acercan al Cl → **polar**.
- **Na-Cl** → el Cl se queda con el electrón del Na → se forman **iones (Na^+ y Cl^-)** → **iónico**.

5.-¿QUE PASA CON LAS MOLECULAS?

Una molécula puede tener **enlaces polares**, pero **no ser polar** en su conjunto.

Depende de **cómo estén colocados los átomos** (su **geometría**).

Molécula polar:

Los enlaces polares **no están equilibrados** → hay una zona positiva y otra negativa.

Ejemplo: **H₂O** (agua)

- Enlaces O-H polares.
- Geometría angular (forma de “V”).
- Los dipolos no se anulan → **molécula polar**.

Molécula no polar:

Aunque los enlaces sean polares, si la molécula es **simétrica**, los dipolos se **anulan**.

☐ Ejemplo: **CO₂** (dióxido de carbono)

- Enlaces C=O polares.
- Pero la molécula es lineal (los dipolos están en direcciones opuestas) → **no polar**.

6.- COMO SABER SI UNA MOLECULA ES POLAR O APOLAR

- 1 **Dibuja la estructura de Lewis** (para ver cómo se unen los átomos).
- 2 **Determina la geometría molecular** (usa la teoría VSEPR: lineal, angular, piramidal, tetraédrica, etc.).
- 3 **Mira si los enlaces son polares** (compara electronegatividades).
- 4 **Observa si la molécula es simétrica:**
 - Si **sí** → los dipolos se anulan → **no polar**.
 - Si **no** → hay zonas de distinta carga → **polar**.

7.-EJEMPLOS IMPORTANTES

Molécula	Enlaces	Geometría	¿Polar o no polar?	Razón
H ₂	No polares	Lineal	No polar	Átomos iguales
CO ₂	Polares	Lineal	No polar	Dipolos se anulan
H ₂ O	Polares	Angular	Polar	Dipolos no se anulan
CH ₄	No polares	Tetraédrica	No polar	Simétrica
NH ₃	Polares	Piramidal	Polar	Pares libres deforman
CF ₄	Polares	Tetraédrica	No polar	Simétrica
CH ₃ Cl	Polares	Tetraédrica	Polar	Cl atrae más electrones

8.- ¿PORQ IMPORTA LA POLARIDAD?

La polaridad **afecta a las propiedades físicas y químicas:**

Propiedad	Explicación
Solubilidad	Las sustancias polares se disuelven en polares (como el azúcar en agua). Las no polares en no polares (como el aceite en gasolina).
Punto de ebullición y fusión	Las moléculas polares tienen fuerzas más fuertes (dipolo-dipolo, puentes de hidrógeno) → necesitan más energía para separarse.
Interacciones moleculares	Las moléculas polares se atraen entre sí. Ejemplo: el agua forma puentes de hidrógeno , lo que le da una alta tensión superficial.

9.-EN RESUMEN

- Los **enlaces polares** aparecen cuando los átomos tienen electronegatividades distintas.
- La **polaridad de la molécula** depende de la **geometría** (si los dipolos se anulan o no).
- **Molécula polar** = tiene polos (zona + y zona -).
- **Molécula no polar** = no tiene polos (reparto equilibrado).