



## 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**.

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

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.-¿QUÉ 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:  $H_2O$  (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**.

En el ejemplo:  $CO_2$  (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 <sub>2</sub>     | No polares | Lineal      | No polar           | Átomos iguales          |
| CO <sub>2</sub>    | Polares    | Lineal      | No polar           | Dipolos se anulan       |
| H <sub>2</sub> O   | Polares    | Angular     | Polar              | Dipolos no se anulan    |
| CH <sub>4</sub>    | No polares | Tetraédrica | No polar           | Simétrica               |
| NH <sub>3</sub>    | Polares    | Piramidal   | Polar              | Pares libres deforman   |
| CF <sub>4</sub>    | Polares    | Tetraédrica | No polar           | Simétrica               |
| CH <sub>3</sub> Cl | Polares    | Tetraédrica | Polar              | Cl atrae más electrones |

## 8.- ¿PORQ IMPORTA LA POLARIDAD?

La polaridad afecta a las propiedades físicas y químicas:

| Propiedad                           | Explicación   |
|-------------------------------------|---|
| <b>Solubilidad</b>                  | Las sustancias <b>polares se disuelven en polares</b> (como el azúcar en agua). Las <b>no polares en no polares</b> (como el aceite en gasolina). |
| <b>Punto de ebullición y fusión</b> | Las moléculas polares tienen fuerzas más fuertes (dipolo-dipolo, puentes de hidrógeno) → necesitan más energía para separarse.                    |
| <b>Interacciones moleculares</b>    | Las moléculas polares se atraen entre sí. Ejemplo: el agua forma <b>puentes de hidrógeno</b> , 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).

