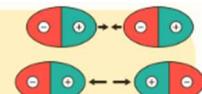


4

Fuerzas y prioridades



■ FUERZAS INTERMOLECULARES

Las **fuerzas intermoleculares** son las **fuerzas de atracción** que existen entre **moléculas** (no dentro de ellas).

Aunque son más débiles que los enlaces químicos (iónicos o covalentes), **tienen una gran influencia en las propiedades físicas** de las sustancias, como el **punto de ebullición**, el **punto de fusión**, la **solubilidad** o el **estado físico** (**sólido, líquido o gas**).

Las principales fuerzas intermoleculares son tres:

1. Puentes de hidrógeno

Son las **fuerzas intermoleculares más intensas** que existen.

◆ **Ocurren cuando:**

- Hay un **átomo de hidrógeno (H)** unido a un **átomo muy electronegativo** (como O, N o F) mediante un enlace covalente.
- Ese hidrógeno queda **parcialmente positivo ($\delta+$)**, y puede **atraer al par de electrones libres** de otro átomo electronegativo cercano.

■ **Ejemplo:**

En el agua (H_2O), cada molécula puede formar **hasta cuatro puentes de hidrógeno** con otras moléculas, lo que explica muchas de sus propiedades especiales:

- Alto punto de ebullición para ser una molécula tan pequeña.
- El hielo es menos denso que el agua líquida.
- Gran capacidad para disolver sustancias polares.

Resumen:

- Se da entre H y O, N o F.
- Es una atracción fuerte.
- Explica las propiedades anómalas del agua y de otras moléculas similares (como el amoníaco o el fluoruro de hidrógeno).

2. Fuerzas dipolo-dipolo

Ocurren entre **moléculas polares**, es decir, moléculas en las que **los electrones no están repartidos de forma simétrica**, generando **un polo positivo y otro negativo**.

◆ **Ejemplo:**

En el **cloruro de hidrógeno (HCl)**, el cloro atrae más los electrones que el hidrógeno, quedando:

- Cl → $\delta-$ (ligeramente negativo)
- H → $\delta+$ (ligeramente positivo)

Entonces, las moléculas de HCl se **atraen entre sí**: el extremo positivo de una con el negativo de otra.



💡 Resumen:

- Se da entre moléculas polares.
- Son más débiles que los puentes de hidrógeno, pero más fuertes que las de Van der Waals.
- Aumentan los puntos de ebullición y fusión.

3. Fuerzas de Van der Waals (dispersión de London)

Son las **más débiles** de todas, pero **aparecen en todas las moléculas**, tanto **polares como apolares**.

↳ Se producen por **movimientos momentáneos de los electrones**, que generan **dipolos instantáneos**. Estos dipolos pueden inducir otros dipolos en moléculas vecinas, generando una **ligera atracción temporal**.

💡 Ejemplo:

Entre moléculas de **oxígeno (O_2) o nitrógeno (N_2)**, que son apolares, solo hay fuerzas de Van der Waals.

💡 Resumen:

- Están en todas las moléculas.
- Son débiles, pero importantes en gases y sustancias con moléculas grandes.
- Aumentan con el tamaño de la molécula (más electrones → mayor fuerza de atracción).

/at PROPIEDADES FÍSICAS RELACIONADAS CON EL TIPO DE ENLACE

El tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) y las fuerzas intermoleculares determinan las propiedades físicas de las sustancias.

1. Enlace iónico

- Se da entre **metales y no metales** (por transferencia de electrones).
- Se forman **iones positivos y negativos** que se atraen fuertemente.

💡 Propiedades:

- **Sólidos cristalinos** a temperatura ambiente.
- **Altos puntos de fusión y ebullición** (fuerzas fuertes entre iones).
- **Solubles en agua** (si el compuesto es polar).
- **Conducen la electricidad** cuando están disueltos o fundidos (los iones se mueven libremente).

💡 Ejemplo: **Cloruro de sodio ($NaCl$)**.

2. Enlace covalente

- Se da entre **no metales** (comparten electrones).
- Forman **moléculas**.

💡 Propiedades:

- Si las moléculas son **polares**, tienen **fuerzas dipolo-dipolo o puentes de hidrógeno** → puntos de ebullición y fusión medios o altos.
- Si son **apolares**, solo tienen **fuerzas de Van der Waals** → puntos de ebullición y fusión bajos.



- No conducen la electricidad (no hay iones).
- Muchos son gases o líquidos a temperatura ambiente (como O₂, CO₂, H₂O...).

3. Enlace metálico

- Se da entre átomos de un mismo metal.
- Los electrones se mueven libremente en una “nube electrónica”.

Propiedades:

- Buenos conductores del calor y la electricidad.
- Maleables y dúctiles (se pueden deformar sin romper).
- Puntos de fusión variables, según el metal.

RELACIÓN ENTRE FUERZAS Y PROPIEDADES

Tipo de fuerza	Intensidad	Ejemplo	Estado físico a T ^a ambiente	Punto de ebullición
Van der Waals	Débil	O ₂ , CO ₂	Gas o líquido	Bajo
Dipolo-dipolo	Media	HCl, SO ₂	Líquido	Medio
Puente de hidrógeno	Fuerte	H ₂ O, NH ₃	Líquido o sólido	Alto
Iónica	Muy fuerte	NaCl	Sólido	Muy alto
Metálica	Variable	Cu, Fe	Sólido	Variable