



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:

- $\text{Cl} \rightarrow \delta-$ (ligeramente negativo)
- $\text{H} \rightarrow \delta+$ (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).

🧪 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 O_2 , CO_2 , H_2O ...).

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 Tª 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_2O , NH_3	Líquido o sólido	Alto
Iónica	Muy fuerte	NaCl	Sólido	Muy alto
Metálica	Variable	Cu, Fe	Sólido	Variable

JANIRE ASSO
Centro pedagógico