

TRIANGULAR 1. Un átomo central con 3 átomos del mismo elemento alrededor. BF_3 , BCl_3 , BBr_3 . En este caso son NO POLARES.

2. Un átomo central con 3 átomos de diferentes elementos alrededor. COCl_2 en este caso son POLARES

TETRAEDRICA 1. Un átomo central con 4 átomos de un mismo elemento alrededor. CH_4 , CF_4 , CCl_4 . En este caso son NO POLARES

2. Un átomo central con 4 átomos de diferentes elementos alrededor. H_2CCl_2 , H_2CBr_2 . SON POLARES

PIRAMIDAL 1. Un átomo central con 3 átomos del mismo elemento alrededor y un par de electrones solitarios. NH_3 , NF_3 SON POLARES

ANGULAR. 1. Dos pares de electrones solitarios con el átomo central H_2O , H_2S , Cl_2O son POLARES.

Guía rápida para determinar si una molécula es polar, sigan estos dos pasos:

1. **¿Tiene enlaces polares?** (Diferencia de electronegatividad).
2. **¿Es asimétrica?**
 - ¿Tiene pares de electrones libres el átomo central? **Sí**. Casi siempre es **Polar**.
 - ¿Los átomos que rodean al centro son distintos? **Sí**. Casi siempre es **Polar**.

¿Para qué es importante conocer la polaridad de una molécula?

Porque define qué tan fuerte se une una molécula a otra, es decir, produce las **fuerzas intermoleculares** que mantienen la cohesión de la sustancia. Estas fuerzas actúan como un 'pegamento' que mantiene unidas a las moléculas, definiendo por ejemplo, si una sustancia será sólida, líquida o gaseosa a temperatura ambiente, así como su capacidad para mezclarse con otras sustancias.

Fuerzas Intermoleculares

Una vez que entendemos que las moléculas pueden ser polos (como imanes), podemos comprender cómo se atraen entre sí. Estas fuerzas no ocurren *dentro* de la molécula (como los enlaces), sino *entre* una molécula y otra.

Podemos clasificar estas fuerzas de la más débil a la más fuerte según la polaridad que estudiamos antes:

A. Fuerzas de Dispersión London

¿Quiénes las tienen? Todas las moléculas, pero son las **únicas** presentes en las **no polares**, como el O_2 o el CH_4

¿Cómo funcionan? Son tirones muy débiles y temporales que ocurren cuando los electrones se acumulan por un instante en un lado del átomo. Las fuerzas de dispersión son, individualmente, más débiles que las fuerzas dipolares, puentes de hidrógeno y las iónicas, sin embargo, pueden ser muy intensas en moléculas no polares grandes. Por ejemplo, los enlaces entre las moléculas de gases nobles: F_2 y Cl_2 .

Efecto: Sustancias con estas fuerzas suelen ser gases a temperatura ambiente porque su "pegamento" es muy fácil de romper.

B. Interacciones Dipolo-Dipolo

¿Quiénes las tienen? Solo las **moléculas polares**.

¿Cómo funcionan? El extremo positivo ($\delta+$) de una molécula se siente atraído por el extremo negativo ($\delta-$) de la molécula vecina. Es una atracción magnética permanente.

Efecto: Tienen puntos de ebullición más altos que las no polares.

C. Puentes de Hidrógeno

¿Quiénes las tienen? Moléculas muy polares donde el **Hidrógeno** está unido directamente al **Nitrógeno (N), Oxígeno (O) o Flúor (F)**. El requisito que tienen esos tres elementos es que son muy electronegativos y sus átomos son muy pequeños.

¿Cómo funcionan? Es una atracción tan intensa que es casi un "mini enlace".

Efecto: Es la razón por la cual el agua H_2O es líquida y tiene una cohesión tan alta. También los puentes de hidrógeno son fundamentales en la estructura del ADN. Sin esta fuerza, ¡no habría vida!

D. Fuerzas ion-dipolo

Este tipo de fuerzas intermoleculares, surgen cuando las **moléculas iónicas** interactúan con otras que se identifican como **covalente polar**

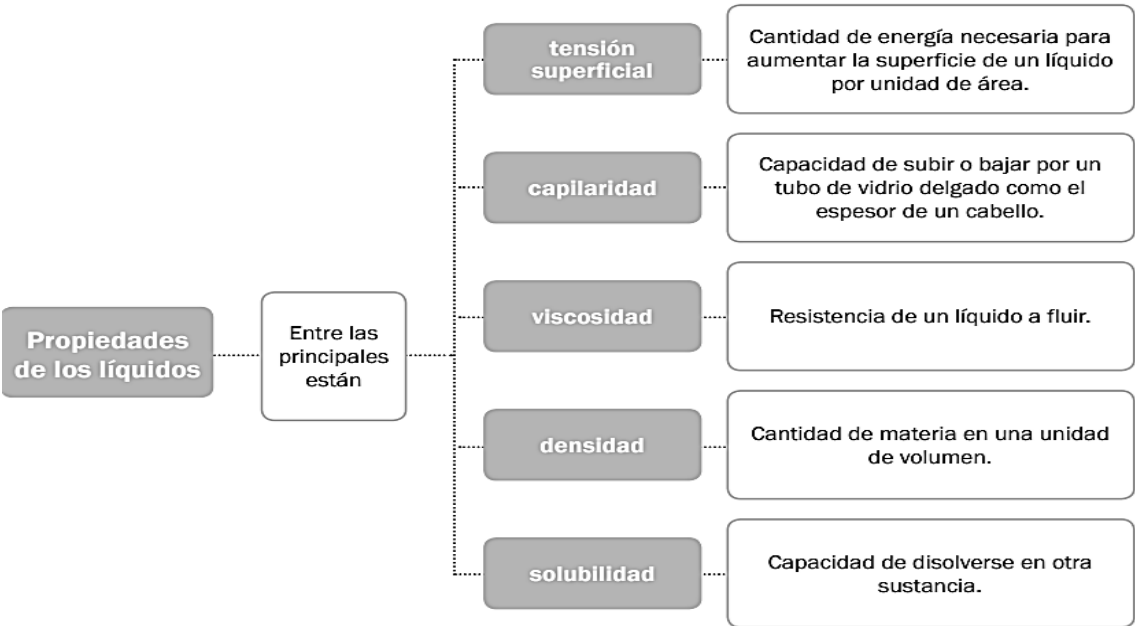
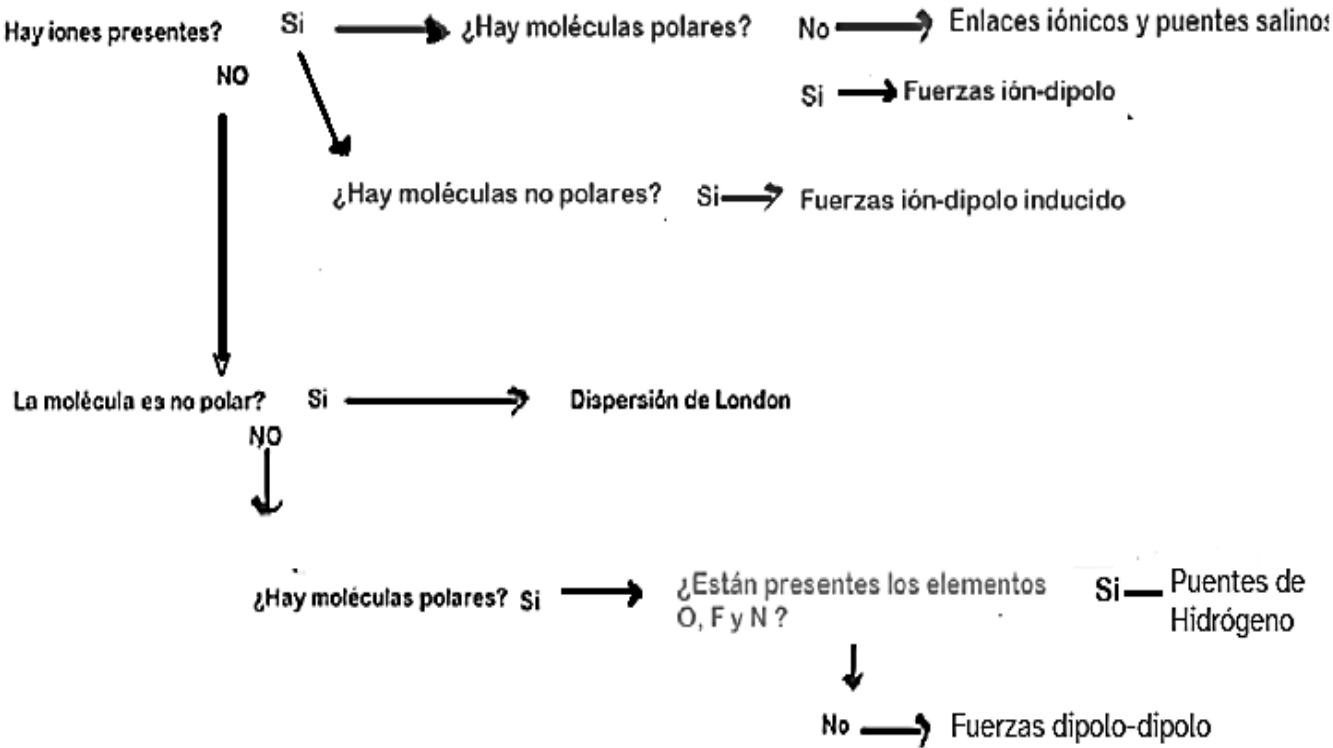
¿Cómo funcionan? El ion se va rodeando de las moléculas polares. Estas fuerzas son relevantes en los procesos de disolución de sales. Por ejemplo, el $NaCl$ se disuelve en agua por la atracción que existe entre los iones Na^+ y Cl^- y los correspondientes polos con carga opuesta de la molécula de agua. Esta **solvatación** de los iones es capaz de vencer las fuerzas que los mantienen juntos en el estado sólido.

Efecto: Son necesarias en las disoluciones de las sustancias iónicas en líquidos.

Los enlaces químicos determinan las propiedades químicas que tiene una sustancia. Las fuerzas intermoleculares hacen lo propio con las propiedades físicas tales como el estado de agregación, los puntos de fusión y ebullición, la solubilidad, tensión superficial, etc.

PASOS PARA CONOCER LA FUERZA INTERMOLECULAR DE UNA SUSTANCIA

- 1. Buscar la polaridad de la molécula con la diferencia de electronegatividad de cada elemento
- 2. Corroborar la polaridad realizando la geometría molecular de la sustancia, puede ser solo un esquema
- 3. Una vez que se conoce la polaridad se responden las siguientes preguntas:



Estas características dan origen a propiedades específicas de los líquidos:

Tensión superficial: se define como la cantidad de energía necesaria para aumentar la superficie de un líquido por unidad de área. Esto quiere decir que, cuanto mayor fuerza intermolecular tenga un líquido, mayor será su tensión superficial. En otras palabras, es la resistencia que ofrece la superficie de un líquido a ser penetrada.

Capilaridad: es una propiedad de los fluidos que depende de su tensión superficial, la cual, a su vez, depende de la cohesión del líquido, que le confiere la capacidad de subir o bajar por un tubo capilar.

Cohesión: atracción entre moléculas que mantiene unidas las partículas de una sustancia.

Adhesión: propiedad de la materia por la cual se unen dos superficies de sustancias, iguales o diferentes, cuando entran en contacto, y se mantienen juntas por fuerzas intermoleculares. Así, por ejemplo, si la fuerza de adhesión entre dos sustancias es alta, como la del agua con el vidrio, el contenido se verá impulsado hacia arriba.

Viscosidad: medida de la resistencia de los líquidos a fluir. Esto quiere decir que cuanto más viscoso es un líquido, más lento es su flujo. Esto se debe a las fuerzas de atracción entre las moléculas. A mayor atracción, mayor viscosidad.

Densidad: es la relación que existe entre la masa y el volumen de un líquido. Es una propiedad intensiva.

Solubilidad: es la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una cantidad dada de disolvente a cierta temperatura. La solubilidad permite predecir si se formará un precipitado cuando se mezclan dos soluciones o cuando se agrega un soluto a la solución.

Propiedades físicas del agua

- Al tener puentes de hidrógeno formando sus enlaces, su tensión superficial es alta, por ende, ciertas especies tienden a “caminar sobre el agua”.
- Sus fuerzas de adhesión son más fuertes que las de cohesión, de ahí su facilidad de ascender por las paredes.
- La viscosidad disminuye cuando aumenta la temperatura; igualmente con el contenido de sales: cuanto mayor contenido de sales, más viscoso es.
- La densidad del agua en estado líquido (20 °C) es igual a 1 kg/m^3 , y conforme disminuya la temperatura, su densidad será más pequeña, de ahí que el hielo flote sobre el agua.
- Cuando el agua se congela, los puentes de hidrógeno entre las moléculas se reordenan, por lo tanto, el hielo ocupa mucho menos volumen de la superficie.
- Se le considera el disolvente universal, es capaz de disolver la mayoría de sustancias.