



UCSF
Universidad Católica
de Santa Fe

Farmacia



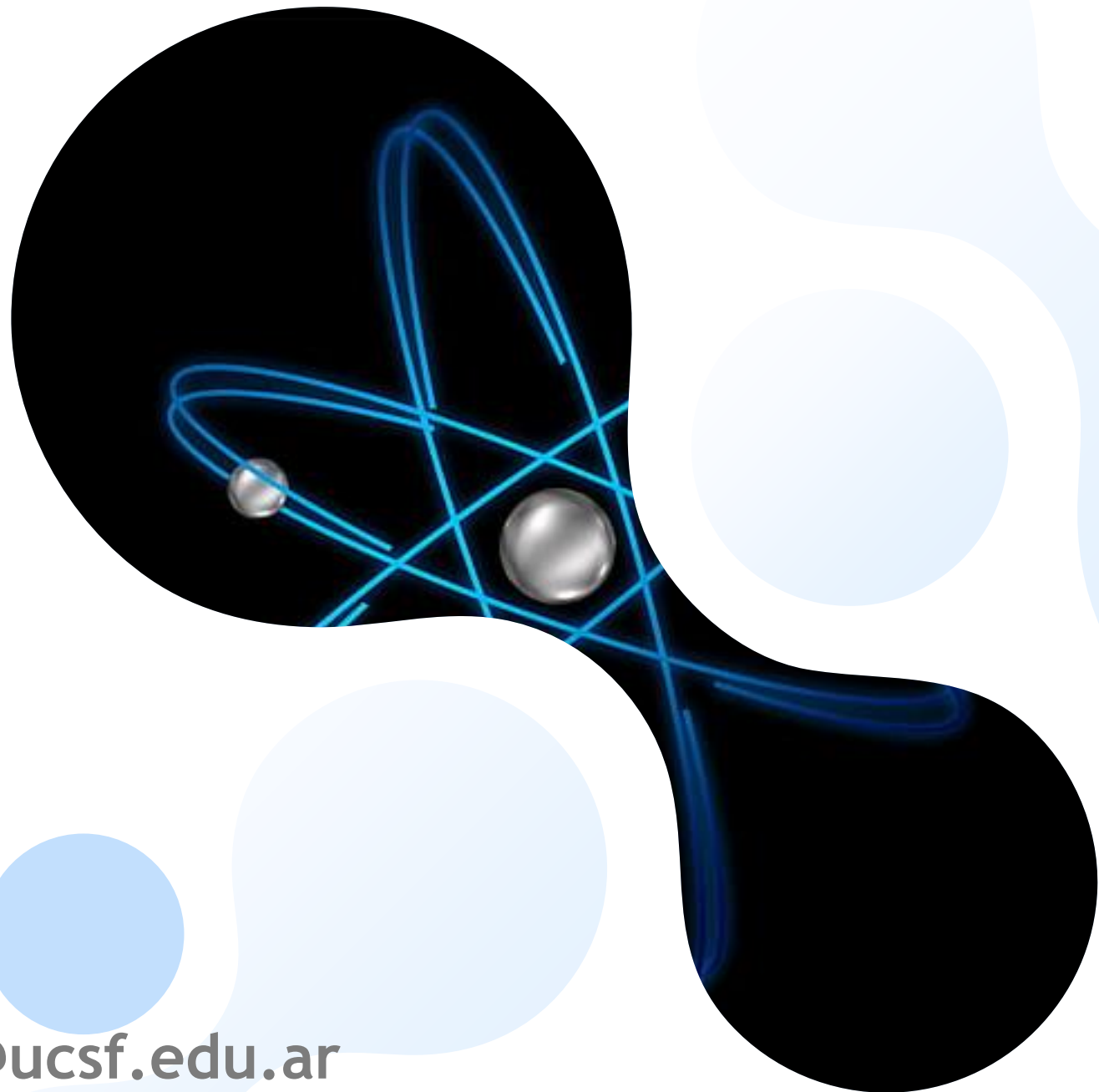
Facultad de Ciencias de la Salud

Química General

Cristhian Andrés
Fonseca B.



cristhian.fonsecabenitez@ucsf.edu.ar





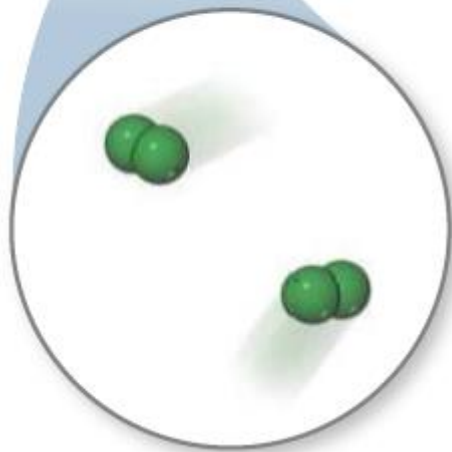
Fuerzas Intermoleculares



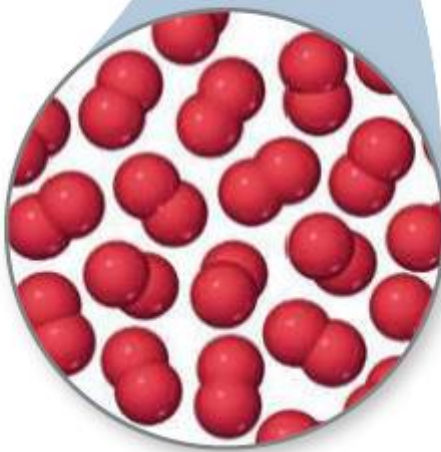
Aumenta la fuerza entre las moléculas



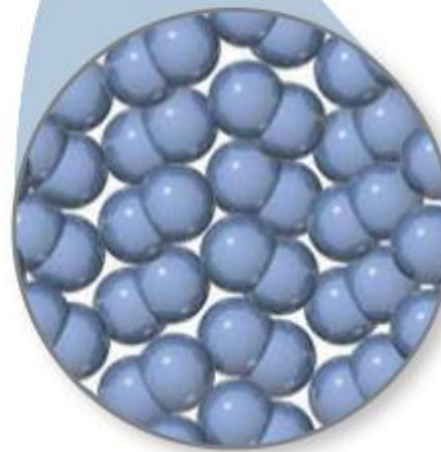
Gas



Liquid



Crystalline solid





Teoría cinética molecular

Las propiedades de los líquidos y sólidos son muy diferentes de las de los gases, principalmente porque las fuerzas intermoleculares son más intensas en los líquidos y en los sólidos. El **estado de una sustancia** depende en gran medida del equilibrio entre las energías cinéticas de las partículas (átomos, moléculas o iones) y las energías de atracción entre las partículas.

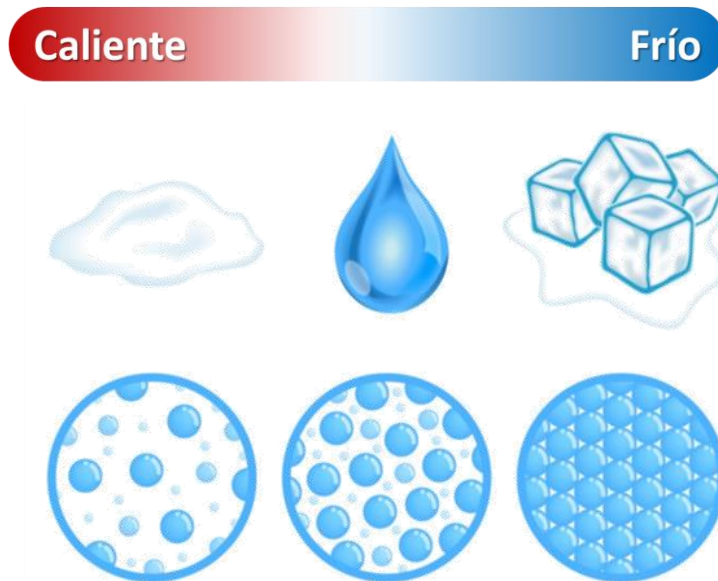
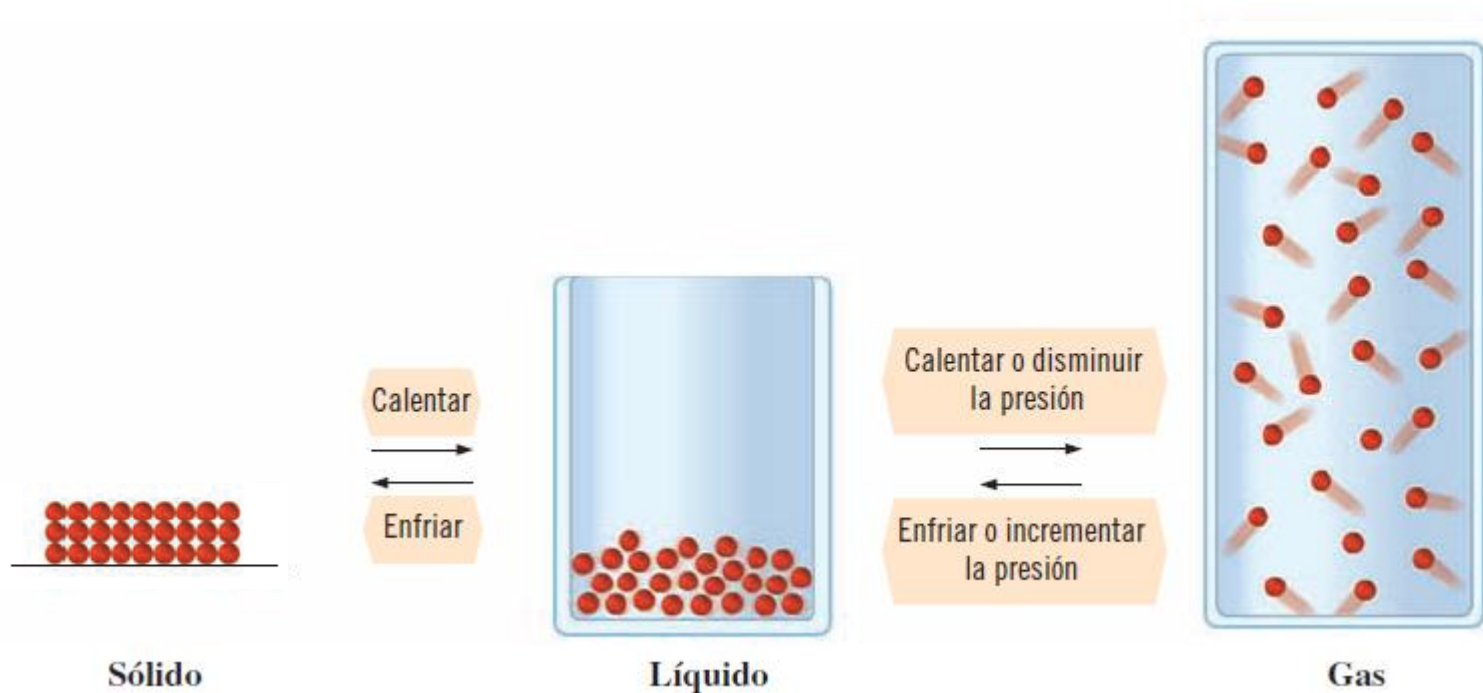


Estado de la materia	Volumen/Forma	Densidad	Compresibilidad	Movimiento de moléculas
Gas	Adopta el volumen y la forma de su contenedor	Baja	Muy compresible	Movimiento muy libre
Líquido	Tiene un volumen definido pero adopta la forma de su contenedor	Alta	Sólo ligeramente compresible	Se deslizan entre sí libremente
Sólido	Tiene un volumen y posiciones fijas	Alta	Virtualmente incompresible	Vibran en torno a formas definidas



Teoría cinética molecular

El enfriamiento de un líquido reduce su energía cinética molecular y hace que sus moléculas sean aun más lentas; si la temperatura se reduce lo suficiente a presión ordinaria, las interacciones de atracción superan las energías cinéticas reducidas de las moléculas provocando la solidificación.





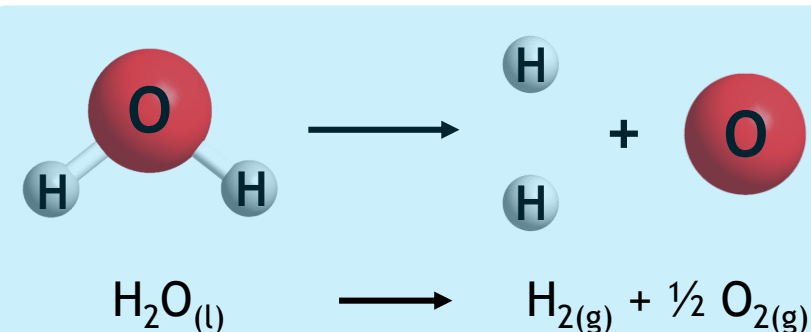
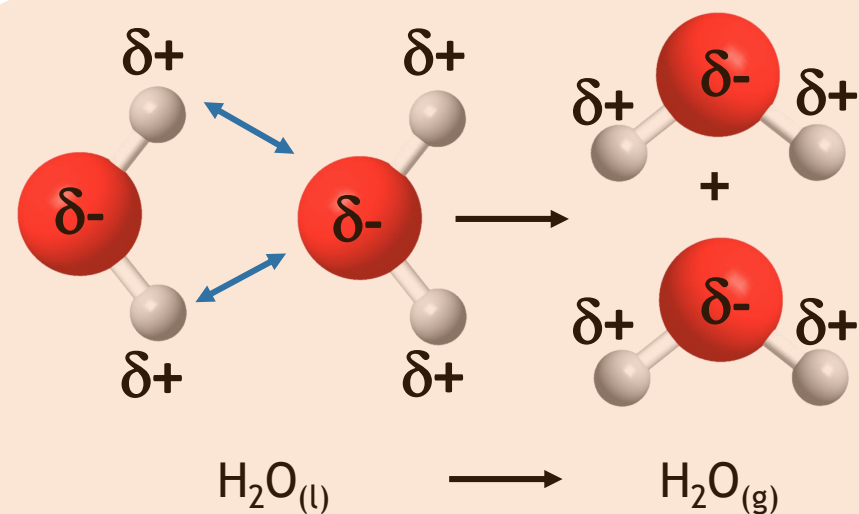
Fuerzas intermoleculares

Las **fuerzas intermoleculares** son fuerzas de atracción entre las moléculas. También se denominan como **fuerzas de van der Waals**.

La presencia de fuerzas de atracción intensas entre moléculas gaseosas puede hacer que el comportamiento del gas se convierta en no ideal cuando las moléculas se acercan lo suficiente a presiones altas. En los estados condensados las moléculas están más juntas que en los gases y sus propiedades como el punto de ebullición, la presión de vapor, la viscosidad y el calor de vaporización en los líquidos y el punto de fusión y el calor de fusión en los sólidos, dependen en forma notable de la intensidad de las fuerzas de atracción intermoleculares.

A diferencia de las fuerzas intermoleculares, las **fuerzas intramoleculares** mantienen juntos los átomos de una molécula (enlace químico).

Las atracciones **intermoleculares** son las que existen entre moléculas o iones diferentes; las interacciones **intramoleculares** son aquellas que existen dentro de una sola molécula o ion.





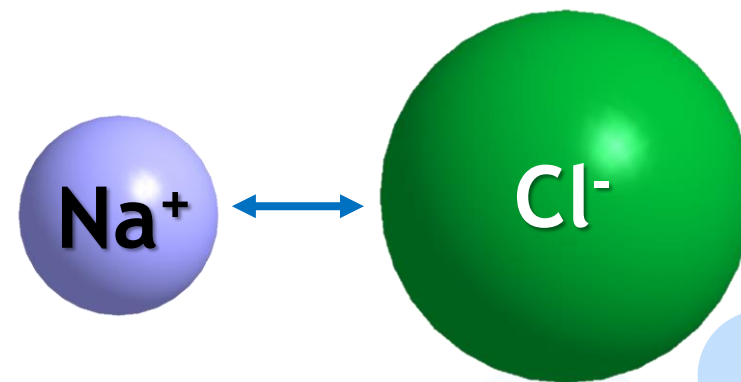
Interacciones ion-ion

Según la ley de Coulomb, la fuerza de atracción entre dos iones de carga opuesta es directamente proporcional a la carga de los iones, q_1 y q_2 , e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia entre ellos, d .

$$F \propto \frac{q^+ q^-}{d^2}$$

Casi todos los enlaces iónicos son fuertes y, en consecuencia, el punto de fusión de la mayor parte de los compuestos iónicos es relativamente alto y al tratarse de cargas eléctricas definidas, los compuestos iónicos son buenos conductores de la electricidad.

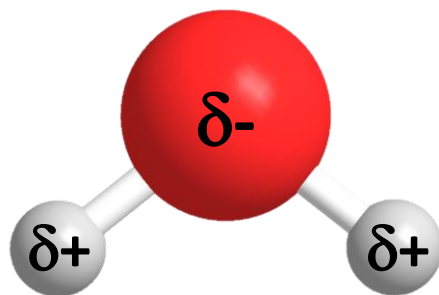
Si la diferencia de electronegatividades $\Delta(E)$ de dos elementos es **mayor o igual a 1,7** muy probablemente se forme un **compuesto iónico**





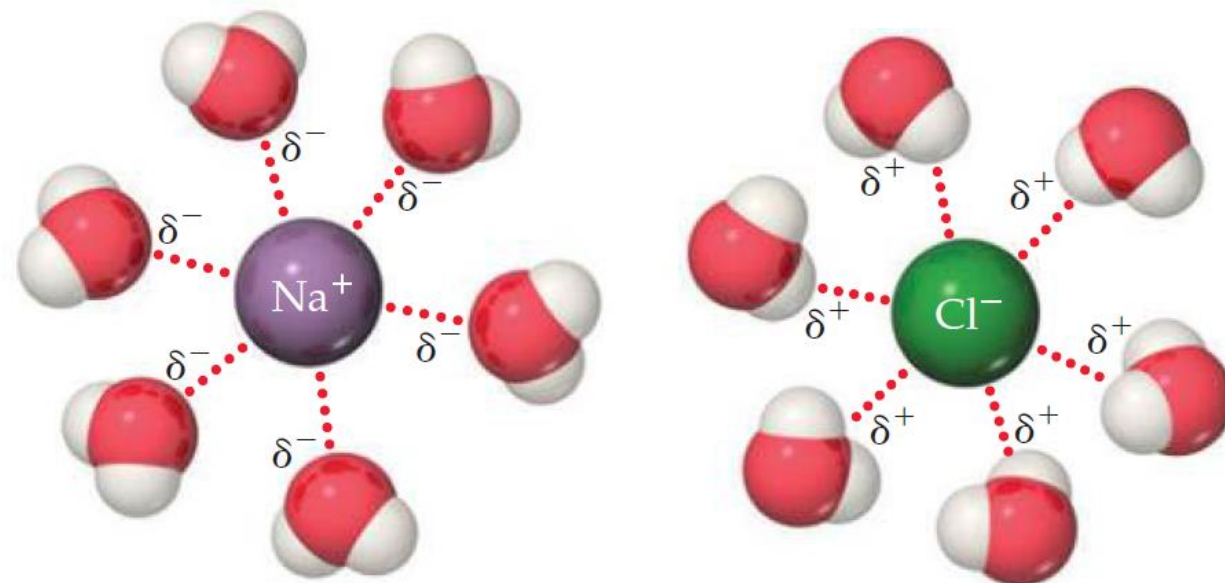
Interacciones ion-dipolo

La ley de Coulomb también explica las fuerzas **ion-dipolo**, las cuales atraen entre sí a un ion (ya sea un catión o un anión) y a una molécula polar. La intensidad de esta interacción depende de la carga y tamaño del ion así como de la magnitud del momento dipolar y del tamaño de la molécula. Las cargas en los cationes están más concentradas porque estos iones suelen ser más pequeños que los aniones. En consecuencia, con una carga de igual magnitud, un catión experimenta una interacción más fuerte con los dipolos que un anión.



Si la diferencia de electronegatividades $\Delta(E)$ de dos elementos está **entre 0,7 y 1,7** se puede formar un **compuesto covalente polar**

La disolución de sal en agua es un ejemplo común de una interacción ion-dipolo

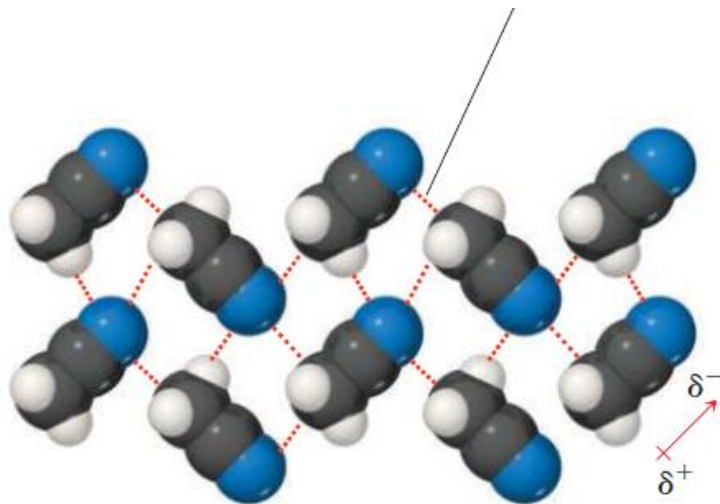




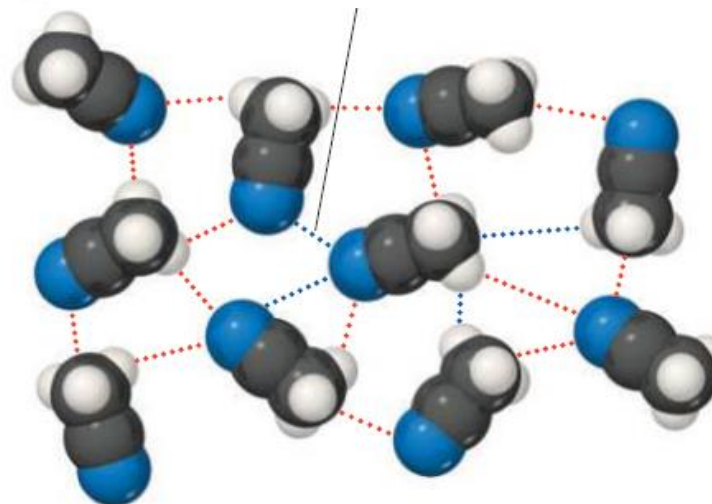
Interacciones dipolo-dipolo

Las fuerzas **dipolo-dipolo** son las fuerzas de atracción entre moléculas polares, es decir, entre moléculas que poseen momentos dipolares. Su origen es electrostático y se pueden entender en función de la ley de Coulomb. A mayor momento dipolar mayor será la fuerza. En los líquidos, las moléculas polares no están unidas de manera tan rígida como en un sólido, pero tienden a alinearse de tal manera que, en promedio, las interacciones de atracción son máximas.

Interacción dipolo-dipolo atractiva (roja)



Interacción dipolo-dipolo repulsiva (azul)

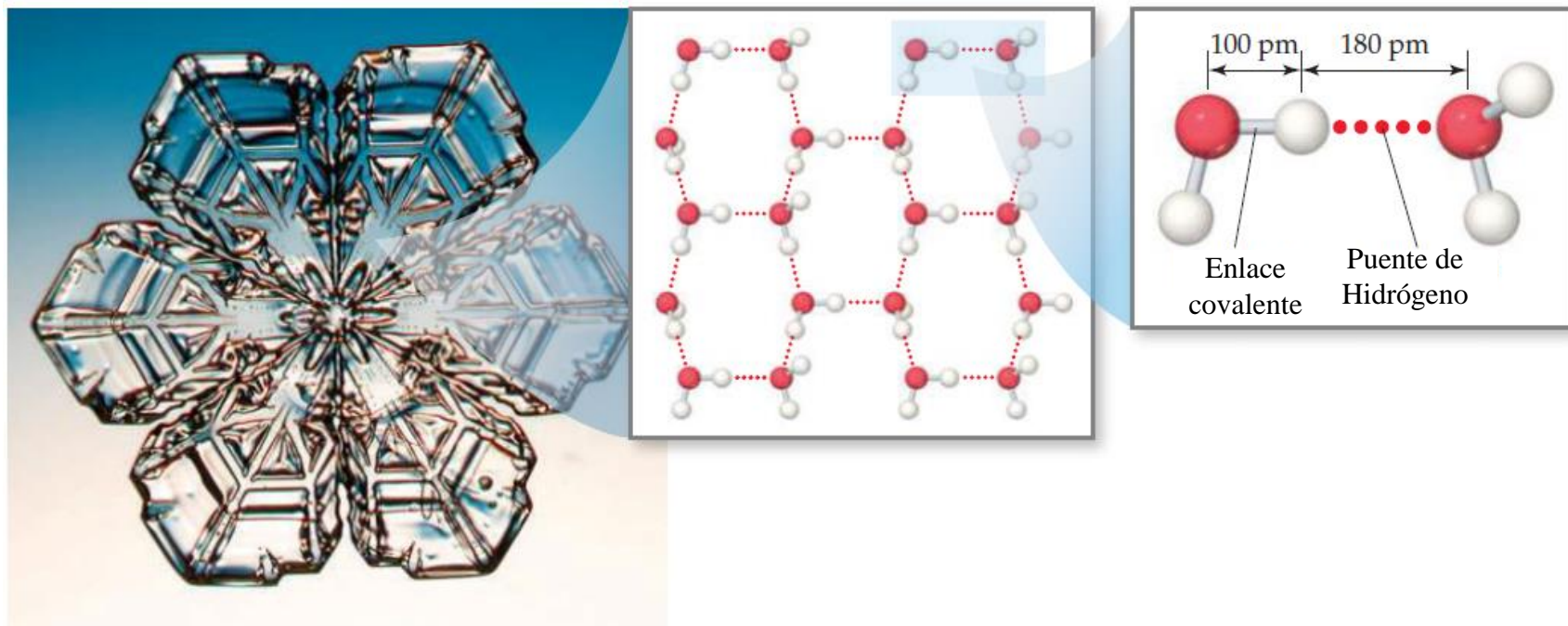


Interacción dipolo-dipolo en CH_3CN sólido y líquido

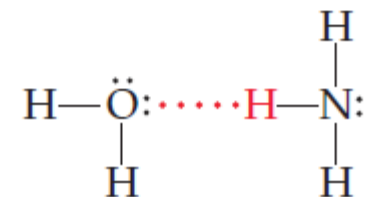
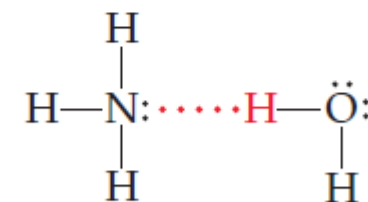
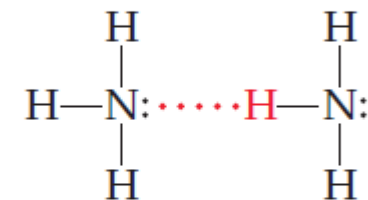
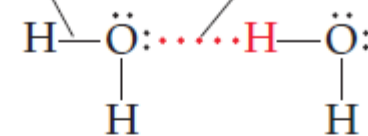


Enlace o puente de Hidrógeno

El enlace de hidrógeno es un tipo especial de atracción intermolecular entre el átomo de hidrógeno en un enlace polar (particularmente H–F, H–O y H–N) y un par de electrones de no enlace de un ion o átomo pequeño electronegativo cercano, usualmente de F, O o N (en otra molécula).

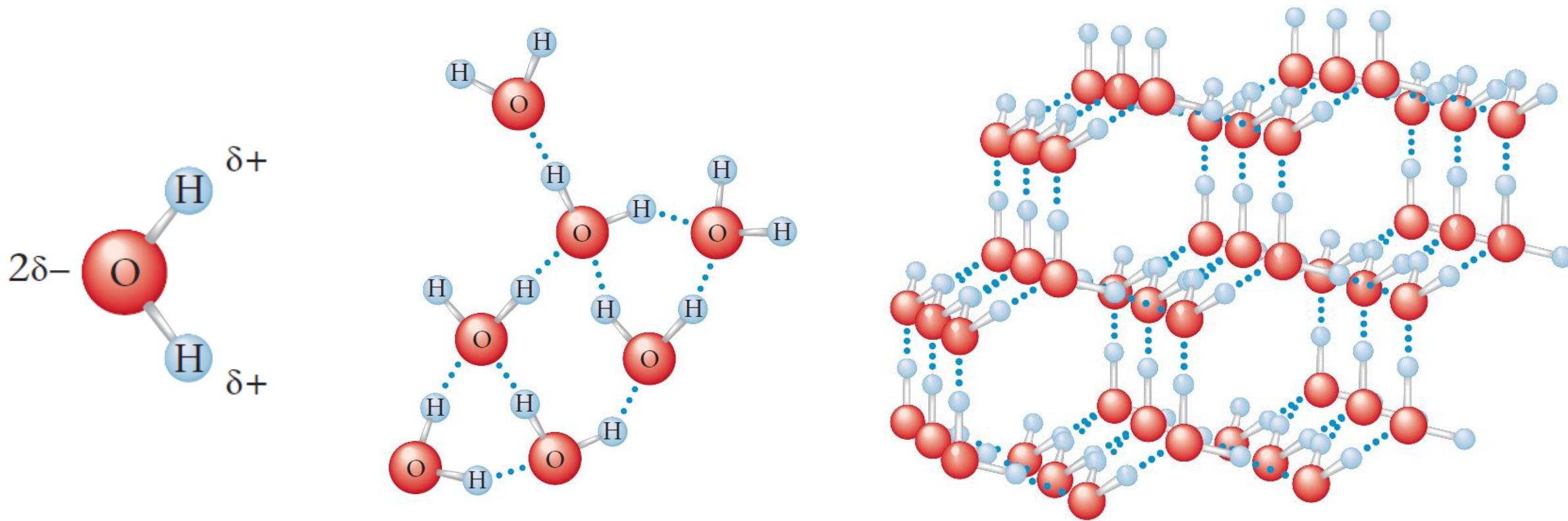


Enlace covalente, *intramolecular* Enlace de hidrógeno, *intermolecular*





Enlace o puente de Hidrógeno



El enlace de hidrógeno permite al agua adquirir una estructura cristalina organizada al formar el hielo.



Fuerzas de dispersión

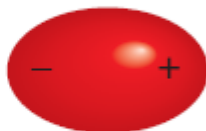


Podría pensarse que no hay interacciones electrostáticas entre moléculas no polares. Pero, ¿por qué el nitrógeno (N_2) o el argón (Ar) pueden licuarse (pasar de gas a líquido)?

Catión



Dipolo inducido

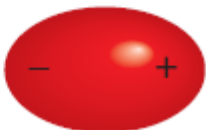


Si un ion o una molécula polar se acerca a un átomo (o una molécula no polar), la distribución electrónica del átomo (o molécula) se distorsiona por la fuerza que ejerce el ion o la molécula polar, dando lugar a una clase de dipolo.

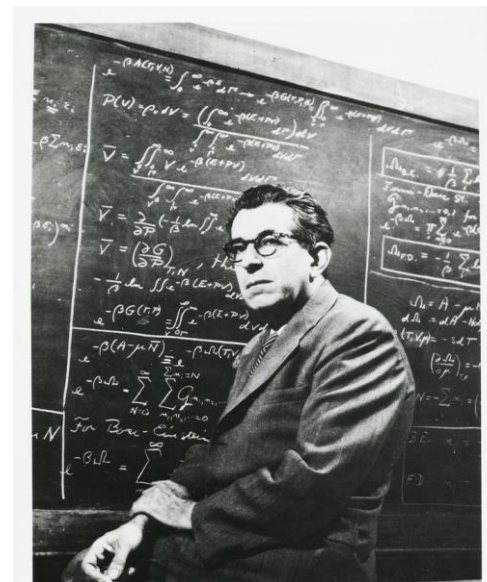
Dipolo



Dipolo inducido



Se dice que el dipolo del átomo (o molécula no polar) es un **dipolo inducido** porque la separación de sus cargas positiva y negativa se debe a la proximidad de un ion o una molécula polar. La interacción atractiva entre un ion y el dipolo inducido se conoce como **interacción ion-dipolo inducido**, en tanto que la atracción entre una molécula polar y el dipolo inducido se conoce como interacción **dipolo-dipolo inducido**.

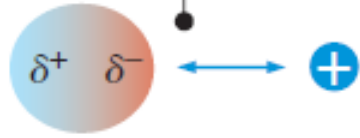


Fritz London

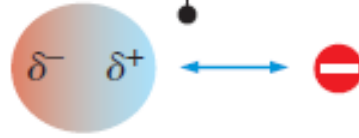
A Átomo aislado de argón con distribución esférica de carga (no hay dipolo).



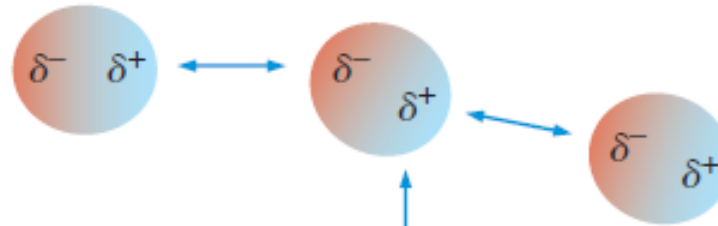
B Cuando un catión se aproxima al átomo de argón, la carga positiva del ion atrae débilmente a la porción externa de la nube de electrones del átomo de argón, lo cual induce un dipolo *temporal* débil en el átomo de argón.



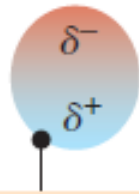
C También se puede inducir un dipolo temporal débil en el átomo de argón si se aproxima un anión.



D Cuando una molécula con un dipolo permanente (p. ej., HF) se acerca a un átomo de argón, también puede polarizarlo en forma temporal.



E Aun en el argón puro, la proximidad muy estrecha entre dos átomos de argón da origen a la formación de un dipolo temporal en ambos átomos a medida que la nube de electrones de cada átomo experimenta la atracción del núcleo del otro átomo o la repulsión de la nube de electrones del otro átomo. Los dipolos temporales que se generan causan una atracción débil entre los átomos de argón. Mientras más electrones haya en una molécula o ion, más fácil resulta la polarización de dichas especies.



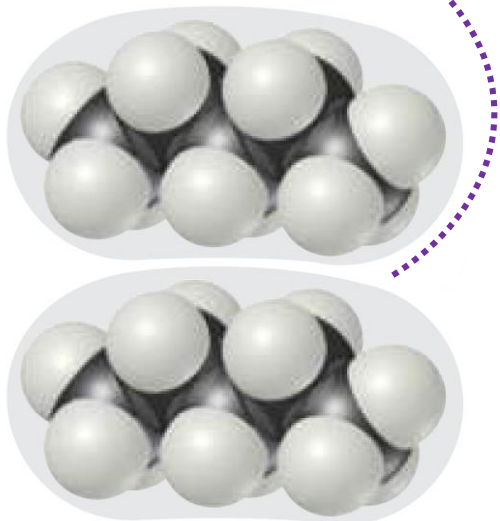
Al conjunto de fuerzas de dispersión también se las conoce como **fuerzas de London**. Este tipo de interacción produce fuerzas de atracción que se generan a partir de los dipolos temporales inducidos en los átomos o moléculas.

A temperaturas muy bajas (y a velocidades atómicas reducidas), las fuerzas de dispersión son lo bastante fuertes para mantener unidos a los átomos de He y hacer que el gas se condense. Esto también explica la atracción entre moléculas no polares.



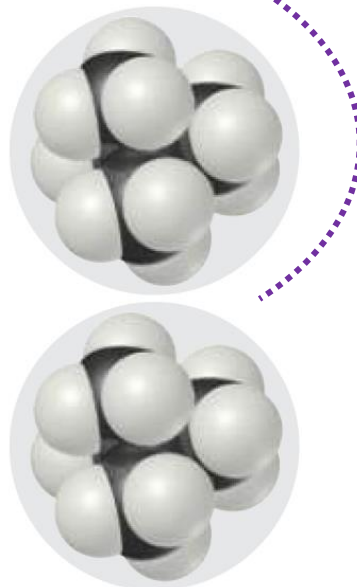
Fuerzas de dispersión

Una molécula lineal, con gran área superficial, permite el contacto intermolecular e incrementa la fuerza de dispersión.



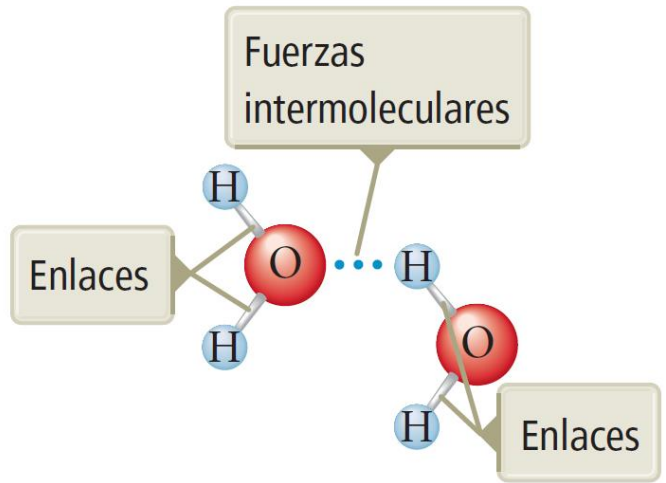
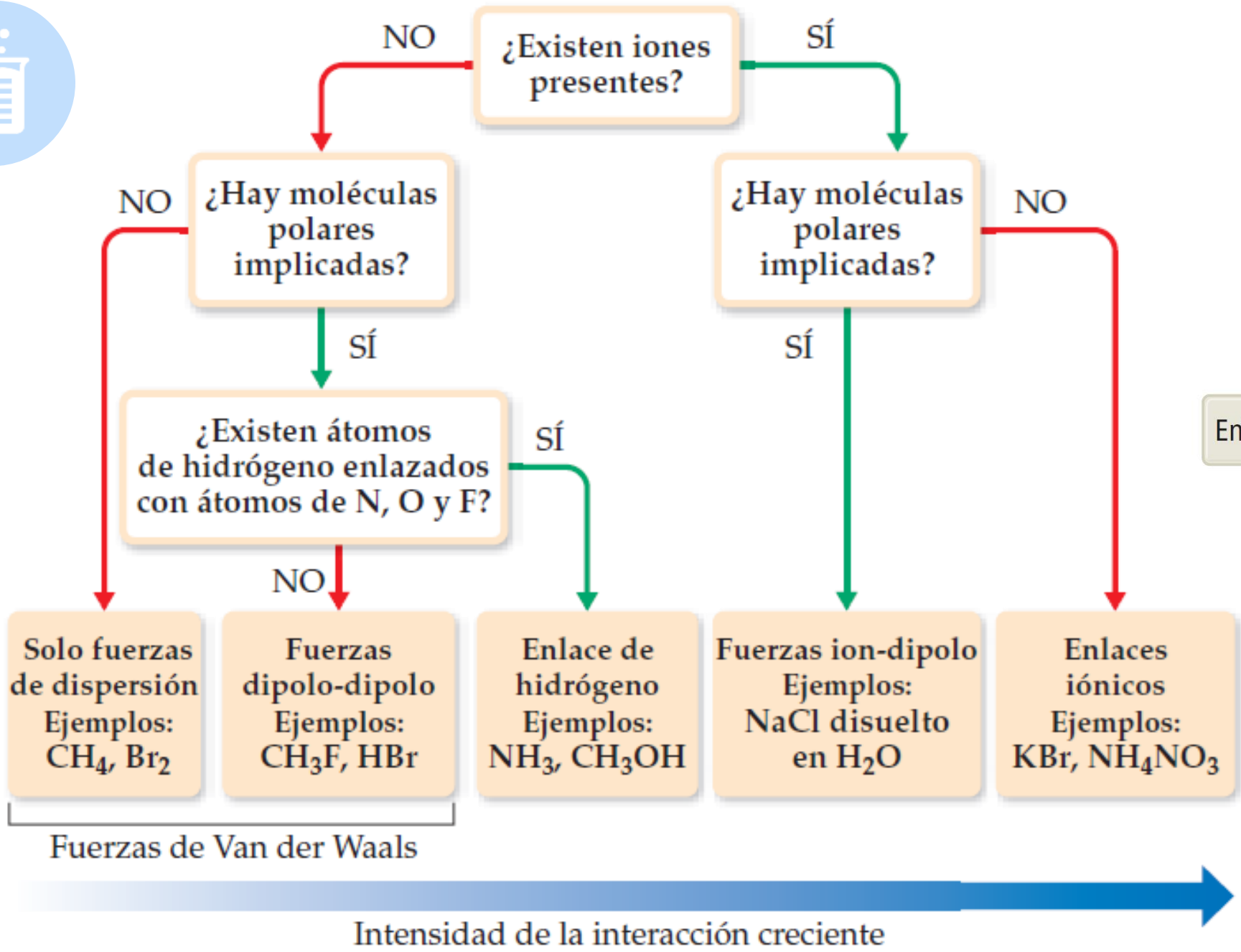
n-pentano (C_5H_{12})
pe: $36.4^\circ C$

Una molécula esférica, con pequeña área superficial, disminuye el contacto intermolecular y la fuerza de dispersión.



n-pentano (C_5H_{12})
pe: $9.7^\circ C$

La intensidad de las fuerzas de dispersión tiende a aumentar con el tamaño atómico o molecular. Como el tamaño molecular y la masa en general son paralelos entre sí, *las fuerzas de dispersión tienden a incrementar su intensidad cuando aumenta la masa molecular.*





Propiedades de los líquidos

Las atracciones intermoleculares ayudan a comprender muchas propiedades conocidas de los líquidos. Estas propiedades varían dependiendo de la naturaleza e intensidad de las fuerzas de atracción entre las partículas que componen el líquido.

Entre las propiedades de los líquidos se pueden mencionar:

- **Viscosidad**
- **Tensión superficial**
- **Capilaridad**
- **Evaporación**
- **Presión de vapor**





Viscosidad

Algunos líquidos, como la melaza y el aceite para automóviles, fluyen muy lentamente; otros, como el agua y la gasolina, fluyen con facilidad. La **resistencia de un líquido a fluir** se conoce como **viscosidad**.

La viscosidad se relaciona con la facilidad con la que las moléculas del líquido se mueven unas con respecto a otras. Esto depende de las fuerzas atractivas entre las moléculas, y de si sus configuraciones tienden a enredarse (por ejemplo, las moléculas largas podrían enredarse como el espagueti). Las unidades del SI para la viscosidad son **kg/m-s**.

Para cualquier sustancia dada, la **viscosidad disminuye cuando la temperatura aumenta**. A temperaturas más altas, la energía cinética promedio más elevada de las moléculas supera con mayor facilidad las fuerzas de atracción entre las moléculas.

Para cualquier sustancia dada, la viscosidad:

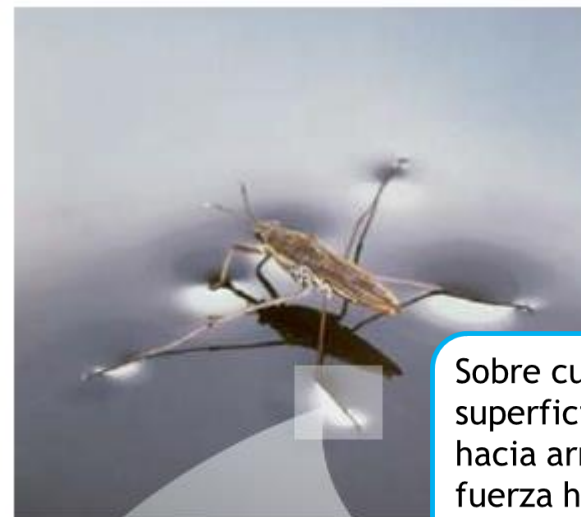
- Disminuye cuando la temperatura aumenta
- Aumenta cuando aumentan las fuerzas de atracción



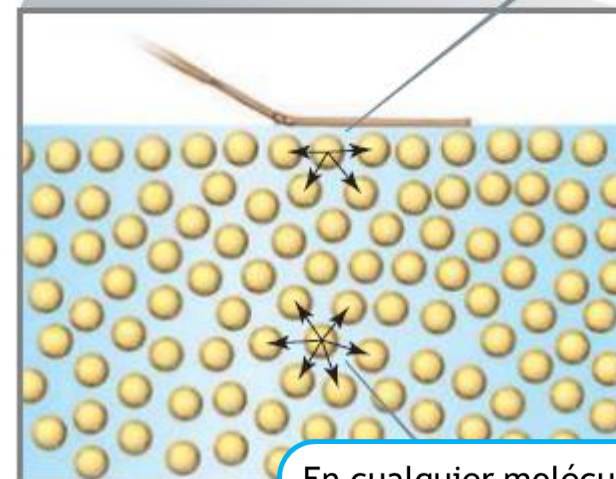


Tensión superficial

Las moléculas que se encuentran en el interior de un líquido son atraídas en todas direcciones por las fuerzas intermoleculares; no hay tendencia hacia una dirección única. Sin embargo, las moléculas de la superficie son atraídas hacia abajo y hacia los lados por otras moléculas, pero no hacia arriba de la superficie. En consecuencia, estas atracciones intermoleculares tienden a atraer esas moléculas hacia el líquido, lo que ocasiona que la superficie se tense como si fuera una película elástica.



Sobre cualquier molécula de la superficie, no existe una fuerza hacia arriba para cancelar la fuerza hacia abajo; esto significa que cada molécula superficial “siente” un tirón neto hacia abajo



En cualquier molécula interior, cada fuerza se equilibra con una fuerza que tira en la dirección opuesta, lo cual implica que las moléculas interiores no “sienten” un tirón neto en cualquier dirección



Tensión superficial

La **tensión superficial** es una medida de la fuerza elástica que existe en la superficie de un líquido. La tensión superficial es la cantidad de energía necesaria para estirar o aumentar la superficie de un líquido por unidad de área (por ejemplo, por 1 cm^2).

Los líquidos que tienen fuerzas intermoleculares grandes también poseen tensiones superficiales altas. Como consecuencia de los puentes de hidrógeno, el agua tiene una tensión superficial mucho mayor que la de la mayoría de los líquidos.

La forma de una burbuja de jabón se debe a la fuerza hacia adentro (tensión superficial) que actúa para reducir el área superficial.



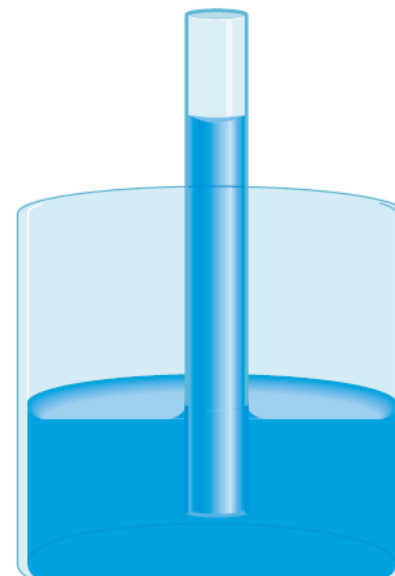


Capilaridad

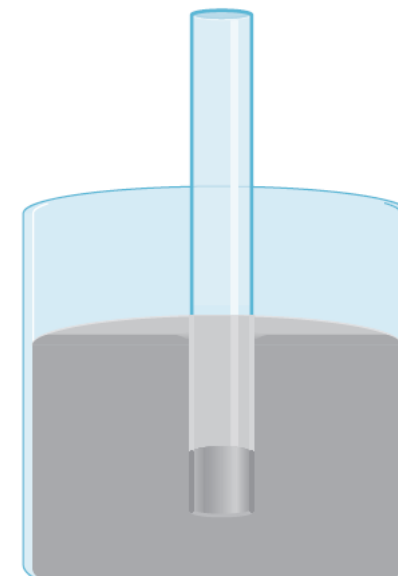
La acción capilar es otro ejemplo de tensión superficial. La **capilaridad** es el resultado de dos tipos de fuerzas. Una de ellas es la **cohesión**, o atracción intermolecular entre moléculas semejantes. La otra fuerza, conocida como **adhesión**, es una atracción entre moléculas distintas.

Si la adhesión es más fuerte que la cohesión, el contenido del tubo será impulsado hacia arriba como en el caso del agua y el vidrio.

Si la cohesión es mayor que la adhesión, como en el caso del mercurio y el vidrio, el contenido del tubo capilar disminuye, es decir, la altura del líquido en el tubo capilar está por debajo de la superficie del mercurio.



Agua



Mercurio



Capilaridad

La **cohesión** es la atracción intermolecular entre moléculas semejantes.

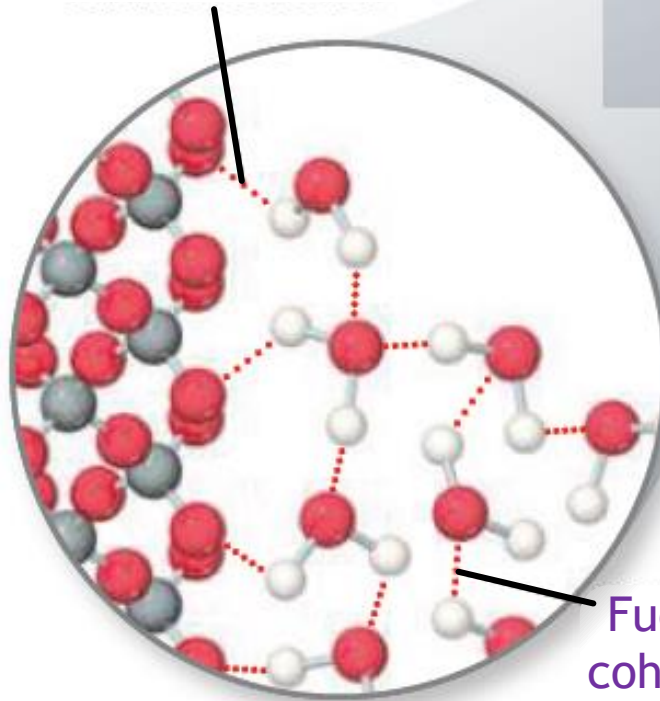
La **adhesión** es la atracción entre moléculas distintas.

Agua



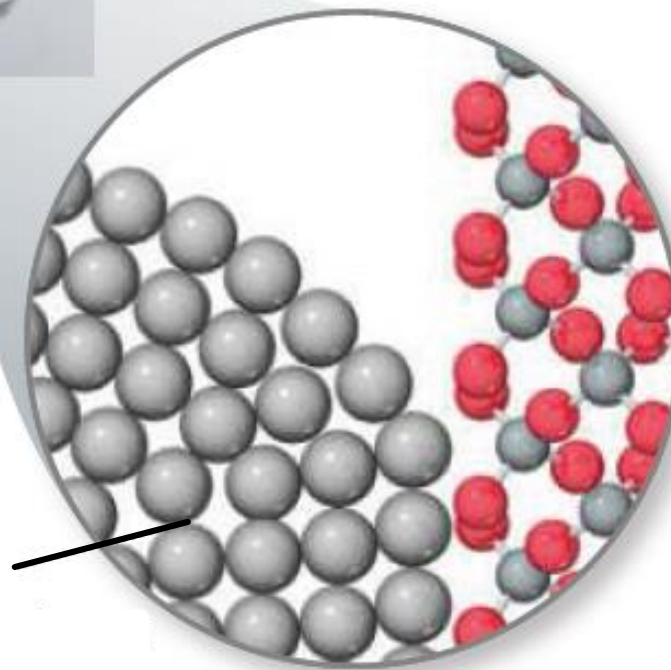
Mercurio

Fuerzas
adhesivas
 H_2O -vidrio



Fuerzas
cohesivas
 H_2O - H_2O

Fuerzas
cohesivas
 Hg - Hg





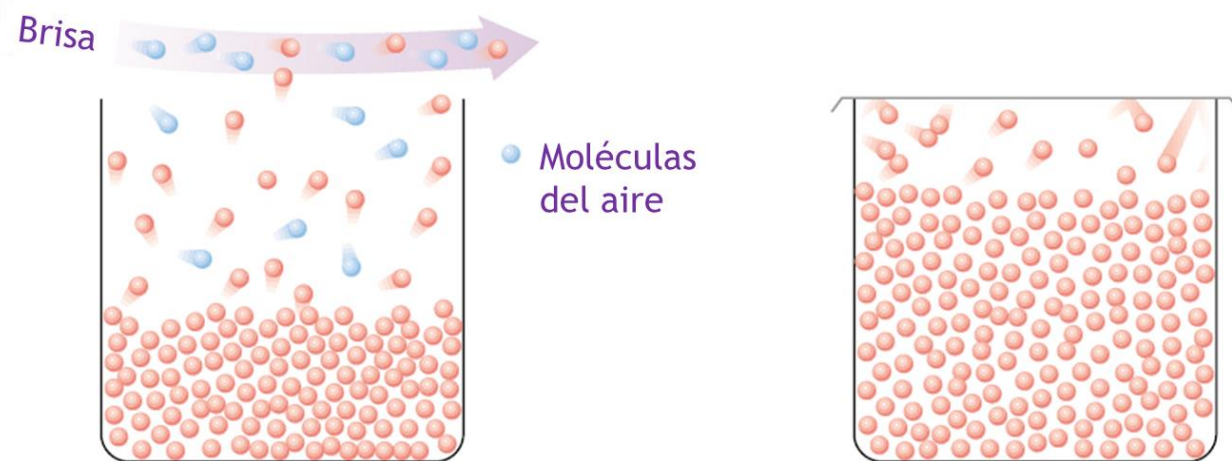
Evaporación

Las moléculas de la superficie del líquido pueden escapar fácilmente a la fase vapor, siempre y cuando tengan la energía cinética suficiente para hacerlo. El líquido está más frío que sus alrededores, por lo tanto, el líquido toma energía de los alrededores, aumenta la energía cinética de las moléculas de la superficie y se transforma en vapor.

Una molécula de vapor puede chocar con la superficie del líquido y quedar atrapada ahí. Este proceso inverso se denomina **condensación**.

Vaporización: Cambio de estado de L a G. Se lleva a cabo a la T de ebullición.

Evaporación: Cambio de estado de L a G. Se lleva a cabo a T menores que la T de ebullición.



A En un recipiente abierto, el líquido se evapora continuamente.

B En un recipiente cerrado, se establece un equilibrio entre el líquido y el vapor, en el cual las moléculas regresan al líquido con la misma velocidad con la que lo abandonan.

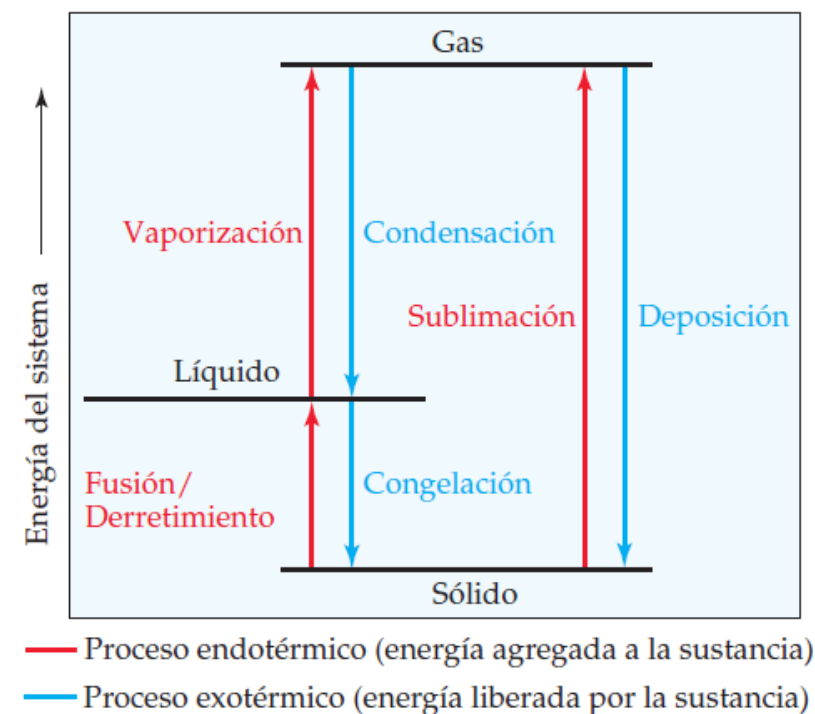


Presión de vapor

Las moléculas de vapor no pueden escapar cuando la vaporización de un líquido ocurre en un recipiente cerrado. A una T dada, se presentará un **equilibrio líquido-vapor**, en el cual, las moléculas del estado líquido estarán en equilibrio con las moléculas de la fase vapor a una presión determinada; a esta presión se le denomina **presión de vapor**.



- Fuerzas de atracción potentes, baja presión de vapor.
- Aumenta T , aumenta presión de vapor.





Presión de vapor

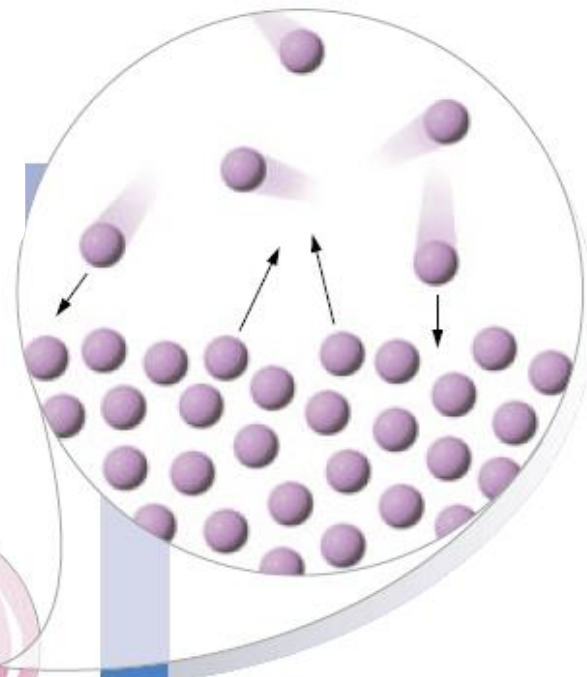
Inicio: Líquido



Time →

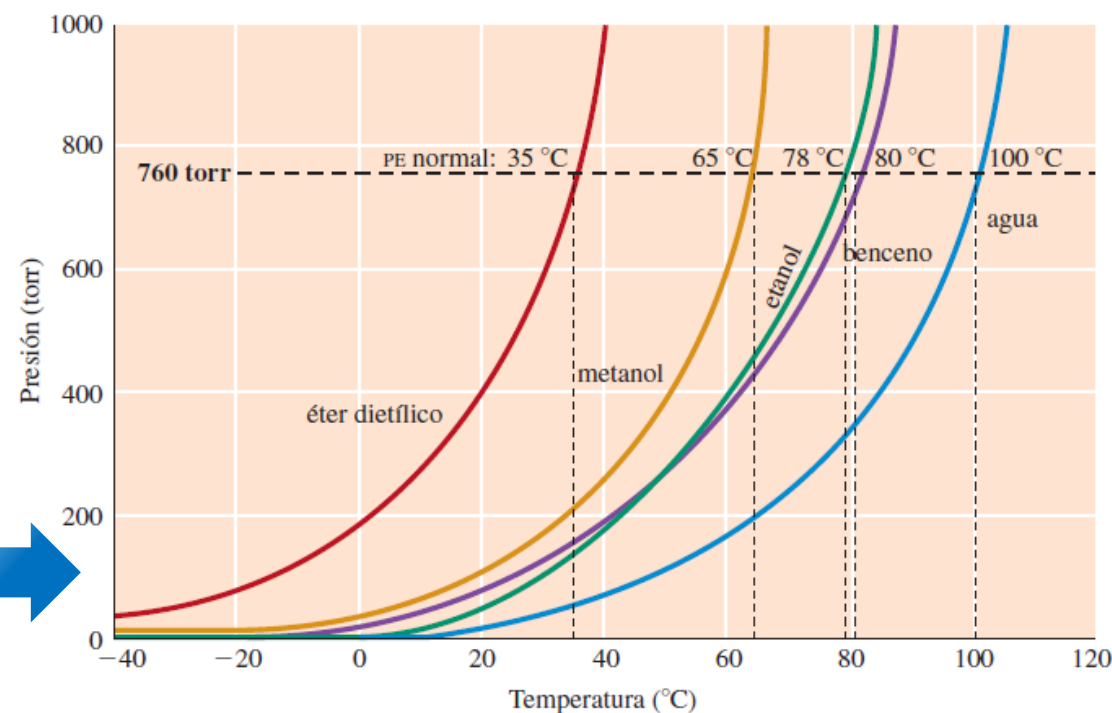
Equilibrio:
Líquido-Vapor

Presión de vapor a la T de medida



- Fuerzas de atracción potentes, baja presión de vapor.
- Aumenta T, aumenta presión de vapor.

¿Por qué la gráfica no se corresponde con la ley de Charles?





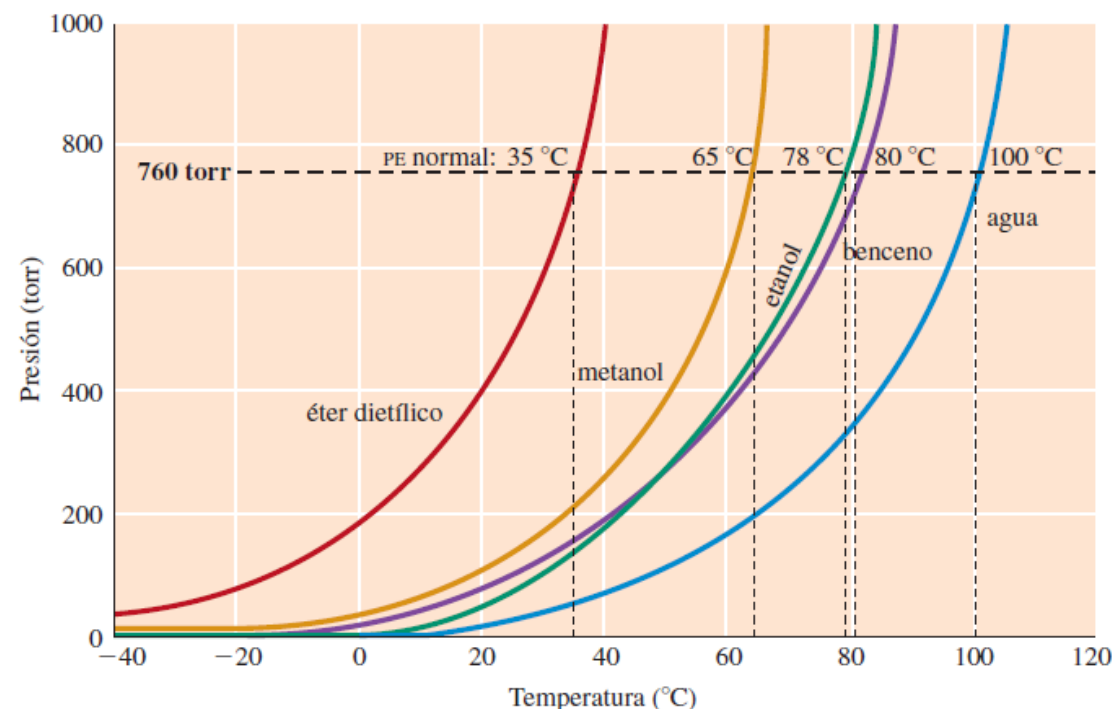
Presión de vapor

La presión de vapor aumenta con el incremento de temperatura. Cuando la temperatura de un líquido cambia de T_1 a T_2 , la presión de vapor del líquido cambia de P_1 a P_2 . Estos cambios se relacionan con el calor molar de vaporización del líquido, ΔH_{vap} , mediante la **ecuación de Clausius-Clapeyron**.

$$\ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right) = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

La **ecuación de Clausius-Clapeyron** se emplea en tres tipos de cálculos:

- 1) Para predecir la P_{vap} de un líquido a una T especificada
- 2) Para determinar la T a la cual un líquido tiene una P_{vap} especificada
- 3) Para calcular ΔH_{vap} a partir de la medición de la P_{vap} a T diferentes.



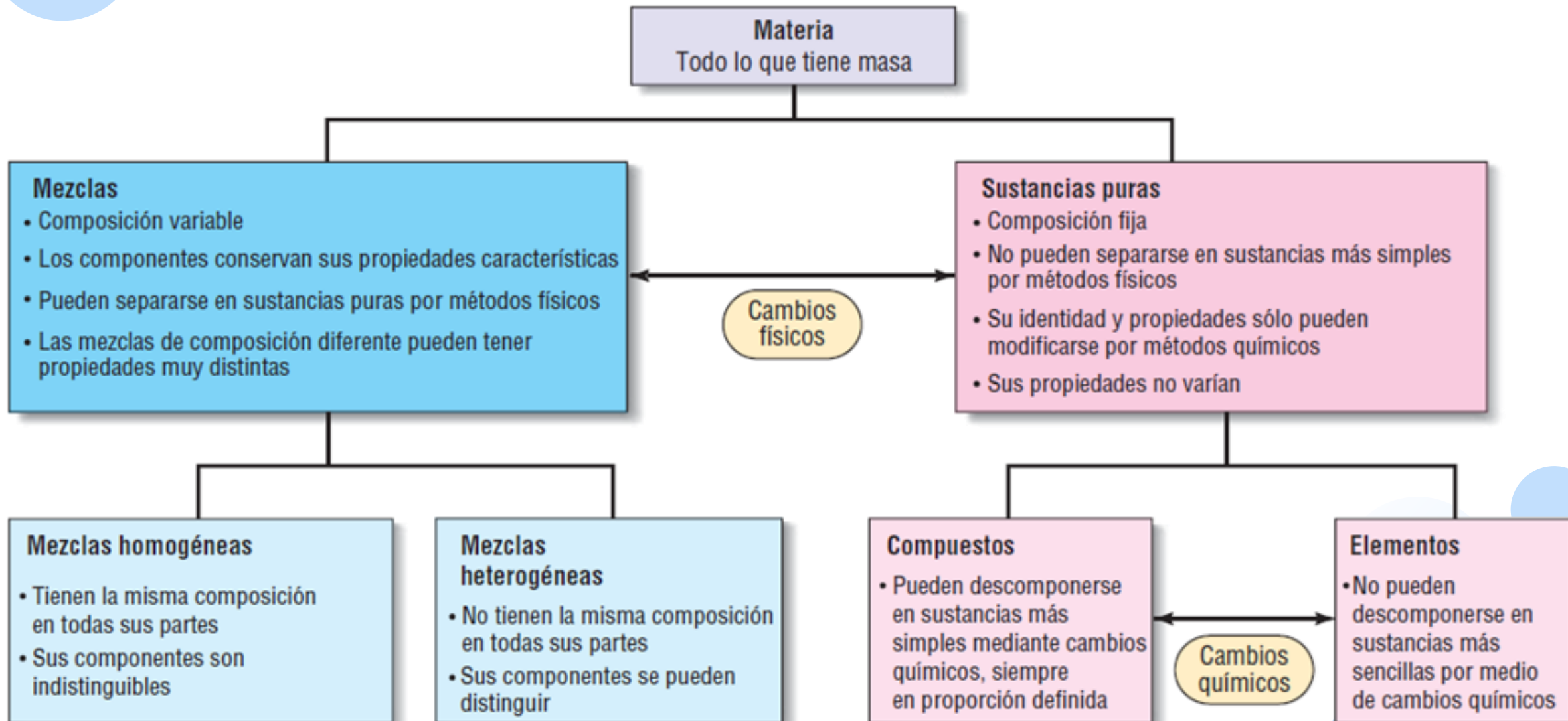


Soluciones





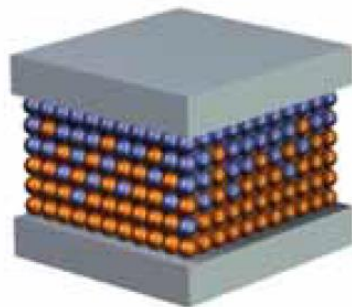
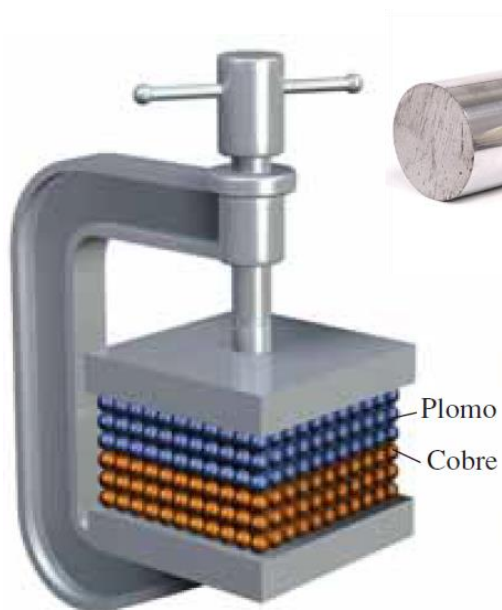
Soluciones





Soluciones

Una **solución** se define como una *mezcla homogénea*, a nivel molecular, de dos o más sustancias en la cual no ocurre la separación de fases. Una solución se compone de un *solvente* y uno o más *solutos* cuyas proporciones pueden variar de una solución a otra. En contraste, una sustancia pura tiene composición fija. El solvente es el medio en el cual se disuelven los solutos.



Cuando dos bloques de dos metales distintos se someten a presión por mucho tiempo, unos cuantos átomos de cada metal se difunden en el otro.



SOLUCIONES

Sólido-Sólido

Sólido-Líquido

Líquido-Líquido

Gas-Líquido



Soluciones acuosas

Una solución se forma cuando una sustancia se dispersa de manera uniforme a través de otra. La capacidad de las sustancias para formar disoluciones depende de dos factores:

1. La tendencia natural de las sustancias para mezclarse y dispersarse en grandes volúmenes cuando no tienen alguna restricción.
2. Los tipos de interacciones intermoleculares implicadas en el proceso de disolución.

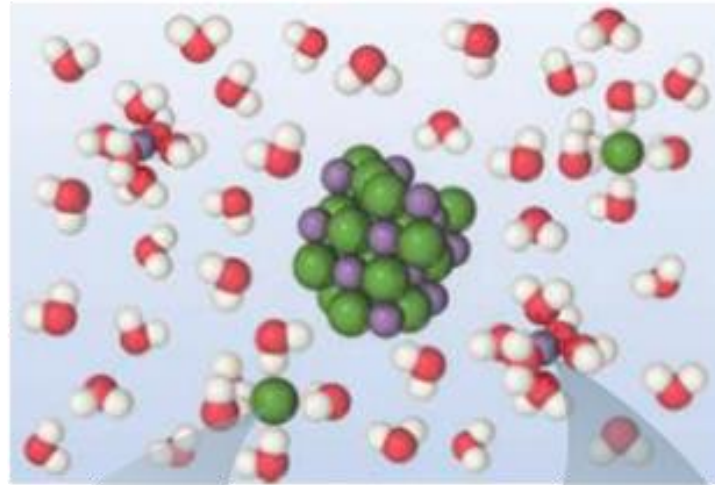
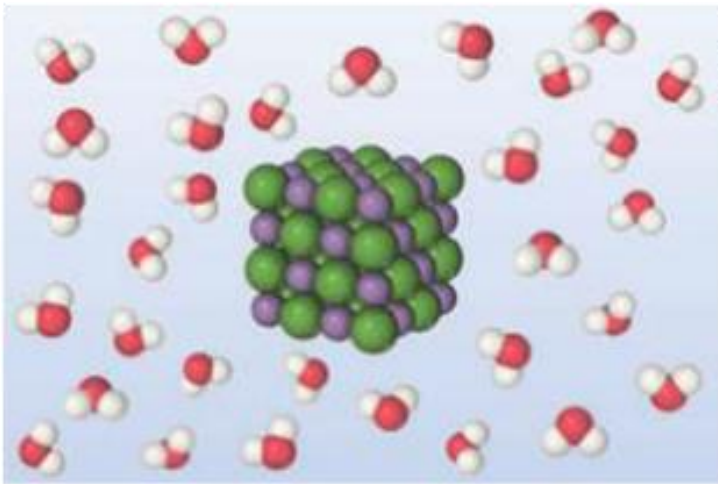
En un líquido puro, todas las fuerzas intermoleculares ocurren entre moléculas semejantes. Cuando se mezclan un líquido y un soluto, cada molécula entonces interactúa con moléculas (o iones) diferentes, así como con moléculas iguales. La fuerza relativa de estas interacciones permite determinar el grado de solubilidad de un soluto en un solvente. Las interacciones más importantes que influyen en la disolución de un soluto en un solvente son:

- a. Las atracciones débiles soluto-soluto favorecen la solubilidad.
- b. Las atracciones débiles solvente-solvente favorecen la solubilidad.
- c. Las atracciones fuertes soluto-solvente favorecen la solubilidad.

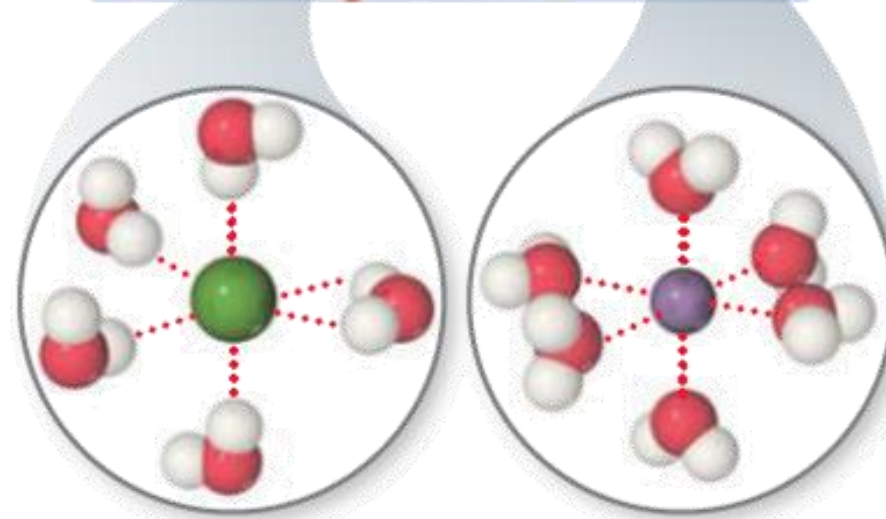
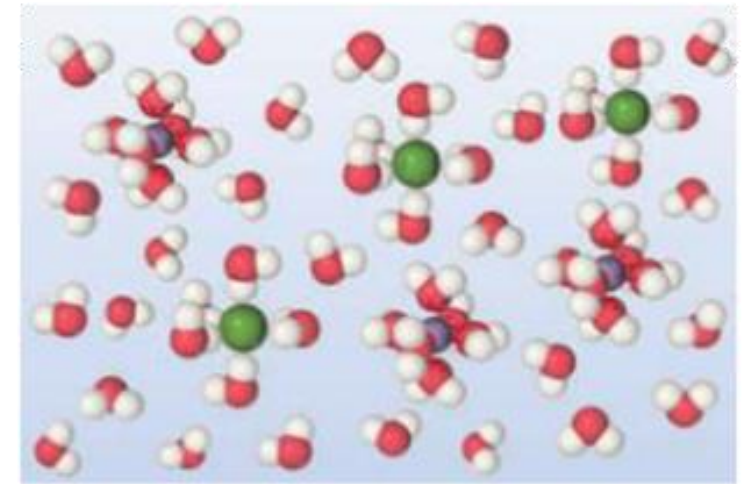


Las interacciones soluto-solvente entre el agua y las moléculas de NaCl permiten al sólido disolverse

Cristal de NaCl en H₂O



Iones hidratados en solución



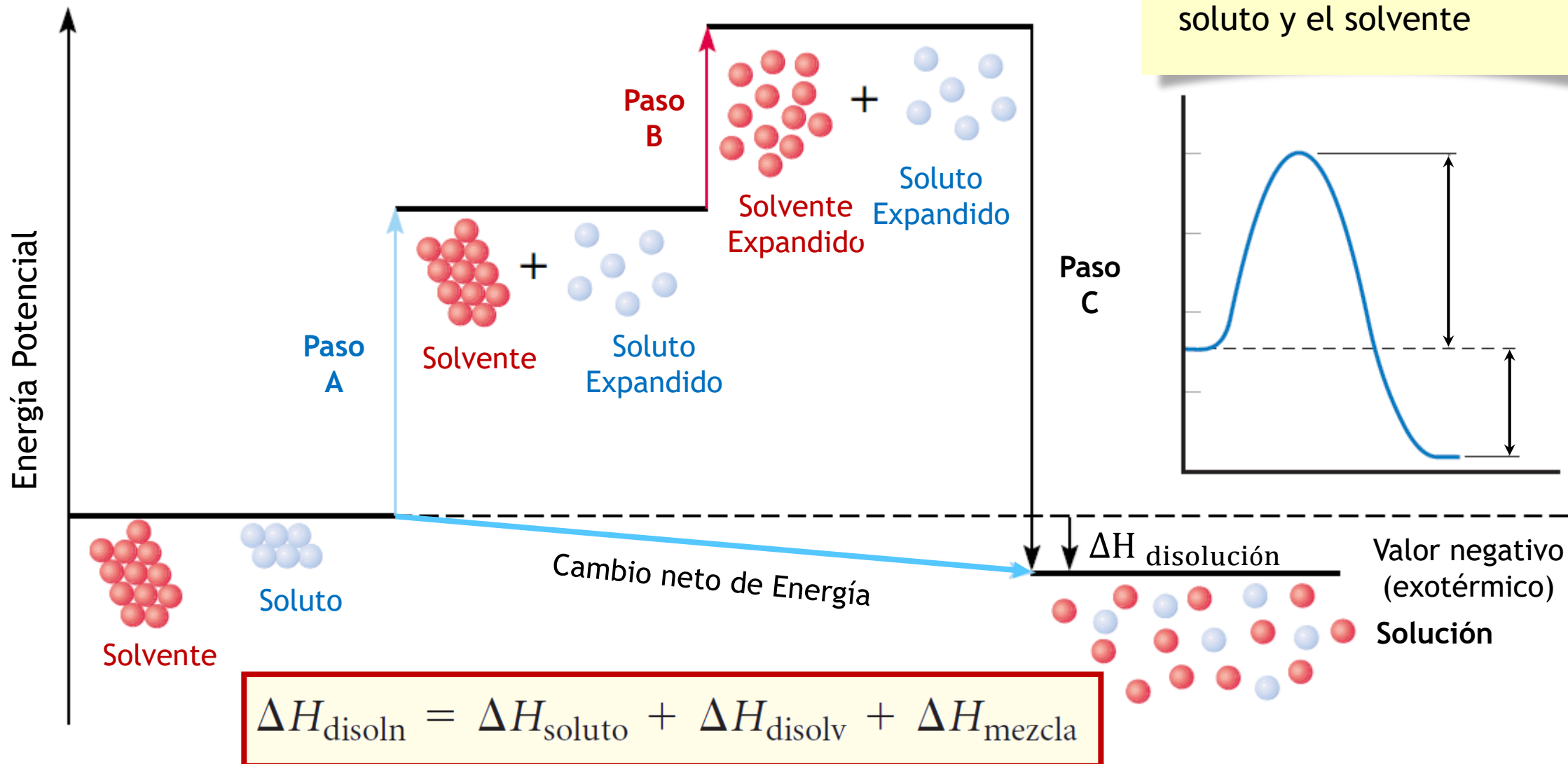
Ion Cl⁻ hidratado

Ion Na⁺ hidratado



Soluciones acuosas

La solubilización ocurre de manera espontánea. La energía de la solución es menor que la del soluto y el solvente





Soluciones acuosas

El grado en que una sustancia se disuelve en otra depende de la naturaleza de ambas sustancias. Dentro de los factores que afectan la solubilidad, se pueden mencionar:

- **Interacciones soluto-disolvente**
- **Presión**
- **Temperatura**





Interacciones soluto-disolvente

Las atracciones intermoleculares que mantienen juntas a las moléculas en líquidos y sólidos también tienen una función importante en la formación de las disoluciones. Cuando una sustancia (el soluto) se disuelve en otra (el disolvente), las partículas del soluto se dispersan en el disolvente. Las partículas de soluto ocupan posiciones que estaban ocupadas por moléculas de disolvente.

Dos sustancias cuyas fuerzas intermoleculares son del mismo tipo y magnitud, serán solubles entre sí.

Si el soluto es sólido y el disolvente es un líquido, se habla de **solvatación**.

Si el soluto y el disolvente son líquidos y son completamente solubles en todas las proporciones, se dice que son **miscibles**.

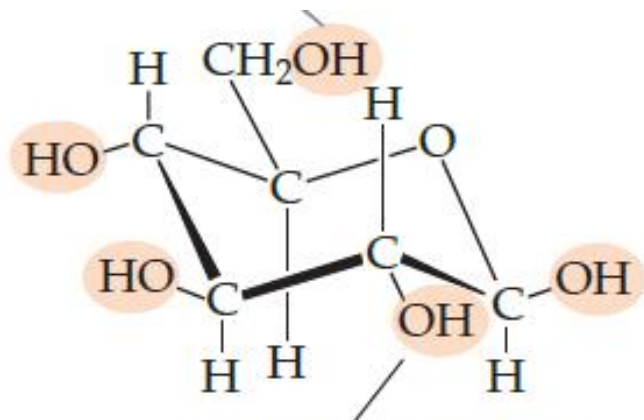
Solvatación es el proceso mediante el cual un ion o una molécula se rodea por moléculas del disolvente, distribuidas de una forma específica. Cuando el disolvente es agua, este proceso se llama **hidratación**.

“Lo semejante disuelve lo semejante”

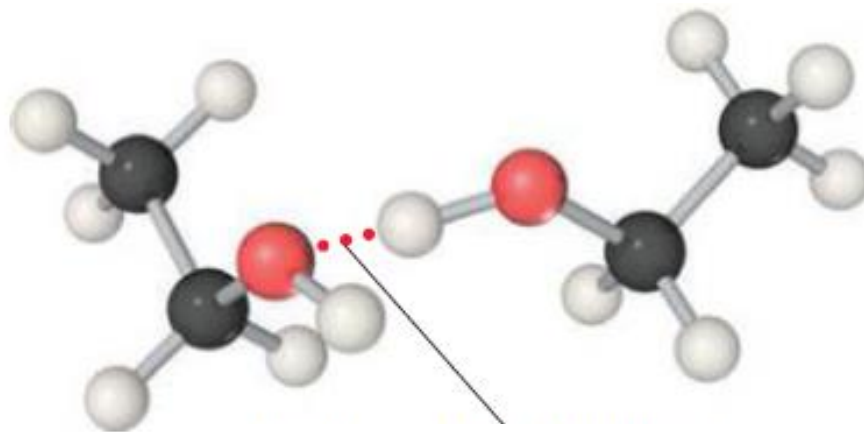
Lo **polar** disuelve lo **polar**
Lo **apolar** disuelve lo **apolar**



Interacciones soluto-disolvente



En la glucosa, los grupos OH mejoran la solubilidad en agua por su capacidad de formar puentes de Hidrógeno



Puente de Hidrógeno entre dos moléculas de etanol

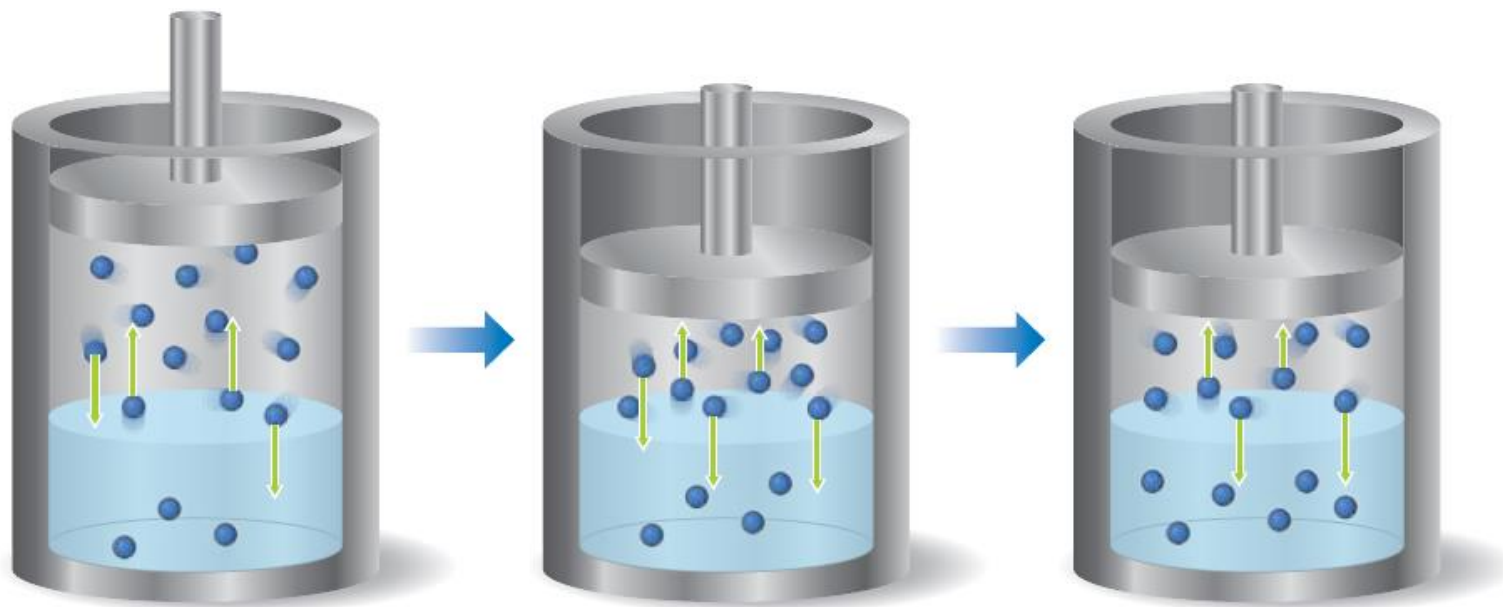


Puente de Hidrógeno entre una molécula de etanol y una molécula de agua



Efecto de la Presión

Las solubilidades de los sólidos y líquidos no se ven tan afectadas por la presión, mientras que la solubilidad de un gas en cualquier disolvente se ve incrementada conforme aumenta la presión sobre el disolvente.



Equilibrio

La presión aumenta,
se disuelve más CO_2

Se restaura
el equilibrio





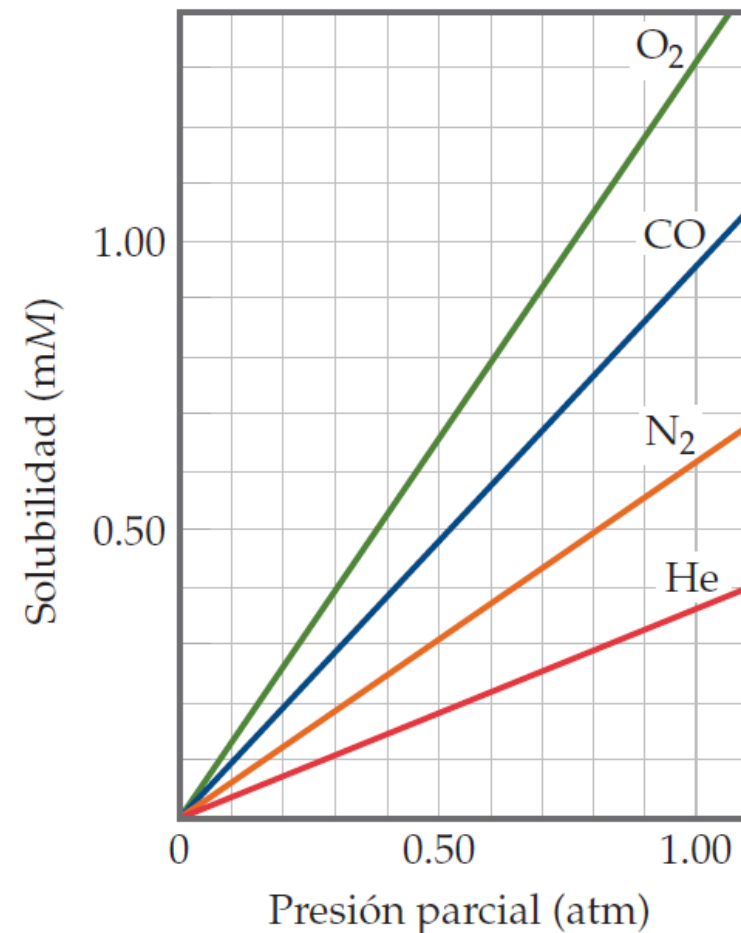
Efecto de la Presión

La **ley de Henry** se aplica a gases que no reaccionan con el solvente en que se disuelven (o, en algunos casos, gases que reaccionan de manera incompleta).

A cualquier temperatura dada, la concentración o solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre la solución:

$$C_{\text{gas}} = k P_{\text{gas}}$$

k es una constante para un gas en particular y un solvente a una temperatura específica. C_{gas} es la concentración molar del gas o la fracción molar.

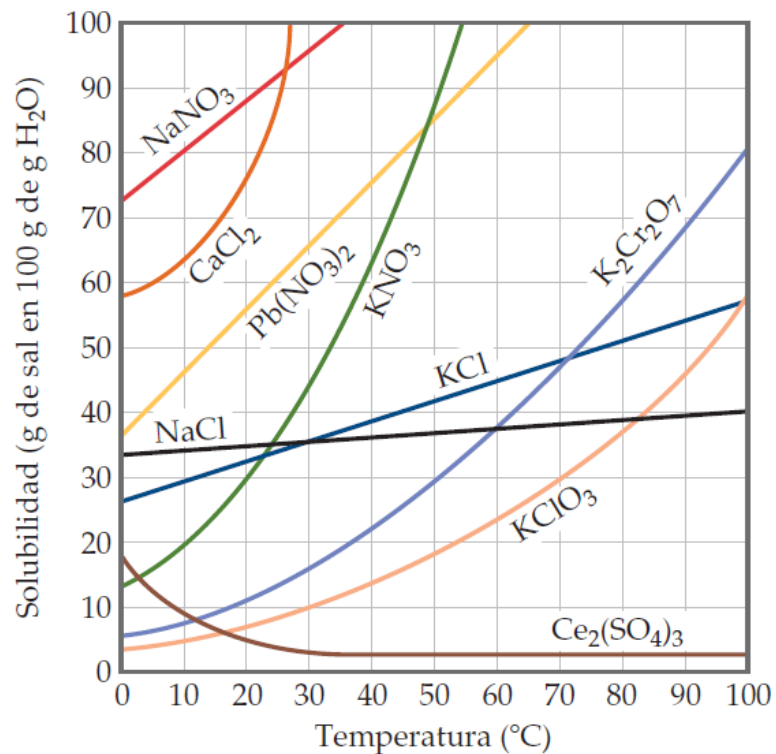


La solubilidad de un gas en un disolvente líquido aumenta en proporción directa a la presión parcial del gas sobre la disolución

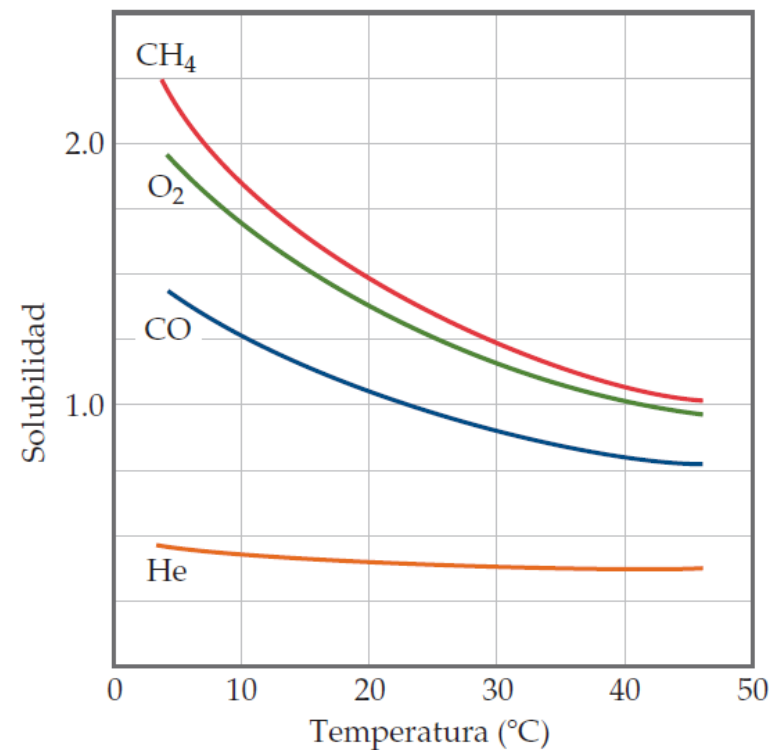


Efecto de la Temperatura

La solubilidad de la mayoría de los solutos sólidos en agua aumenta conforme se incrementa la temperatura de la solución.



En contraste con los solutos sólidos, la solubilidad de los gases en agua disminuye cuando la temperatura aumenta.





Solubilidad y Concentración

La solubilidad se relaciona con la cantidad de soluto que un determinado solvente puede disolver bajo las condiciones anteriormente descritas.

Hay dos formas de expresar la solubilidad de una sustancia: como **solubilidad molar**, que es el número de moles de soluto en un litro de una solución saturada (mol/L), y como **solubilidad**, que es el número de gramos de soluto en un litro de una solución saturada (g/L).

Dada la cantidad de soluto que contenga un determinado volumen de solución se puede hablar de tres tipos de soluciones:

- **Solución Insaturada**
- **Solución Saturada**
- **Solución Sobresaturada**

Solubilidad molar:

$$s = \frac{\text{mol soluto}}{\text{L solución}}$$

Solubilidad:

$$s = \frac{\text{g soluto}}{\text{L solución}}$$



Solubilidad y Concentración

Solución Insaturada: Se refiere a que la cantidad de soluto en una solución está muy por debajo de la cantidad máxima que puede disolver, es decir del valor de la solubilidad (a una determinada T)

Solución Saturada: Se refiere a que el solvente alcanzó su máxima capacidad para disolver el soluto.

Solución Sobresaturada: Se refiere a que se sobrepasó el límite de solubilidad y el soluto no se disolverá más en el solvente, por lo tanto, los aparecerán cristales de soluto sin disolver.





Unidades de Concentración

Concentración

Unidades

Físicas

Porcentaje en masa (%m/m)
Porcentaje masa-volumen (%m/V)
Porcentaje volumen-volumen (%V/V)
Partes por millón (ppm)
Partes por billón (ppb)

Químicas

Fracción molar (X)
Molaridad (M)
Molalidad (m)
Normalidad (N)

La concentración se refiere a la cantidad de soluto que está disuelta en una determinada cantidad de solvente.





Porcentaje en masa (%m/m)

El porcentaje en masa (también llamado porcentaje en peso o peso porcentual) es la relación de la masa de un soluto en la masa de la solución, multiplicado por 100%:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}} * 100\%$$



$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} * 100\%$$

Usando unidades del SI

$$\% \text{ m/m} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solución}}} * 100\%$$



Porcentaje masa-volumen (%m/V)

El porcentaje masa-volumen es la relación de la masa de un soluto en el volumen de la solución, multiplicado por 100%:

$$\text{Porcentaje masa - volumen} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} * 100\%$$

$$\text{Porcentaje masa - volumen} = \frac{\text{masa de soluto}}{100 \text{ mL de solución}}$$

Usando unidades del SI

$$\% \text{ m/V} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solución}}} * 100\%$$

$$\% \text{ m/V} = \frac{m_{\text{soluto}}}{100 \text{ mL}_{\text{solución}}}$$



Porcentaje en volumen (%V/V)

El porcentaje volumen a volumen (también llamado porcentaje en volumen o volumen porcentual) es la relación del volumen de un soluto en el volumen de la solución, multiplicado por 100%:

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de soluto} + \text{volumen de disolvente}} * 100\%$$



$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} * 100\%$$

Usando unidades del SI

$$\% \text{ V/V} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solución}}} * 100\%$$

$$\% \text{ V/V} = \frac{V_{\text{soluto}}}{100 \text{ mL}_{\text{solución}}}$$



Fracción molar (X_i)

La fracción molar de un componente en la solución es la relación de las moles del soluto (i) entre la suma de las moles de todos los componentes de la mezcla. La fracción molar no tiene unidades, debido a que también representa una relación de dos cantidades semejantes:

$$X_i = \frac{\text{moles de } i}{\sum \text{moles de todos los componentes}}$$

$$X_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_x}$$



Molaridad (M)

La molaridad (M) está definida como el número de moles del soluto contenidas en un litro (1L) de solución, por lo tanto las unidades son moles/L:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1\text{L de solución}}$$

Para cantidades más pequeñas se suele hablar de milimolaridad. La concentración milimolar equivale a los milimoles de soluto en un litro (1L) de solución.

La molaridad también puede ser expresada como el número de milimoles del soluto contenidas en un mililitro (1 mL) de solución, por lo tanto las unidades son milimoles/mL.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{L} = \frac{\text{mmol}_{\text{soluto}}}{\text{mL}}$$

$$\text{mM} = \frac{\text{milimol}_{\text{soluto}}}{L}$$

$$1 \text{ mol} = 1000 \text{ milimoles}$$



Molalidad (m)

La molalidad (m) está definida como el número de moles del soluto contenidas en un kilogramo (1kg) de solvente:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{1\text{kg de solvente}}$$

Dependiendo de la naturaleza de la interacción soluto-solvente, el volumen final de la disolución será mayor o menor que 1000 mL. También es posible, aunque poco probable, que el volumen final sea igual a 1000 mL.

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{\text{kg}_{\text{solvente}}}$$



Normalidad (N)

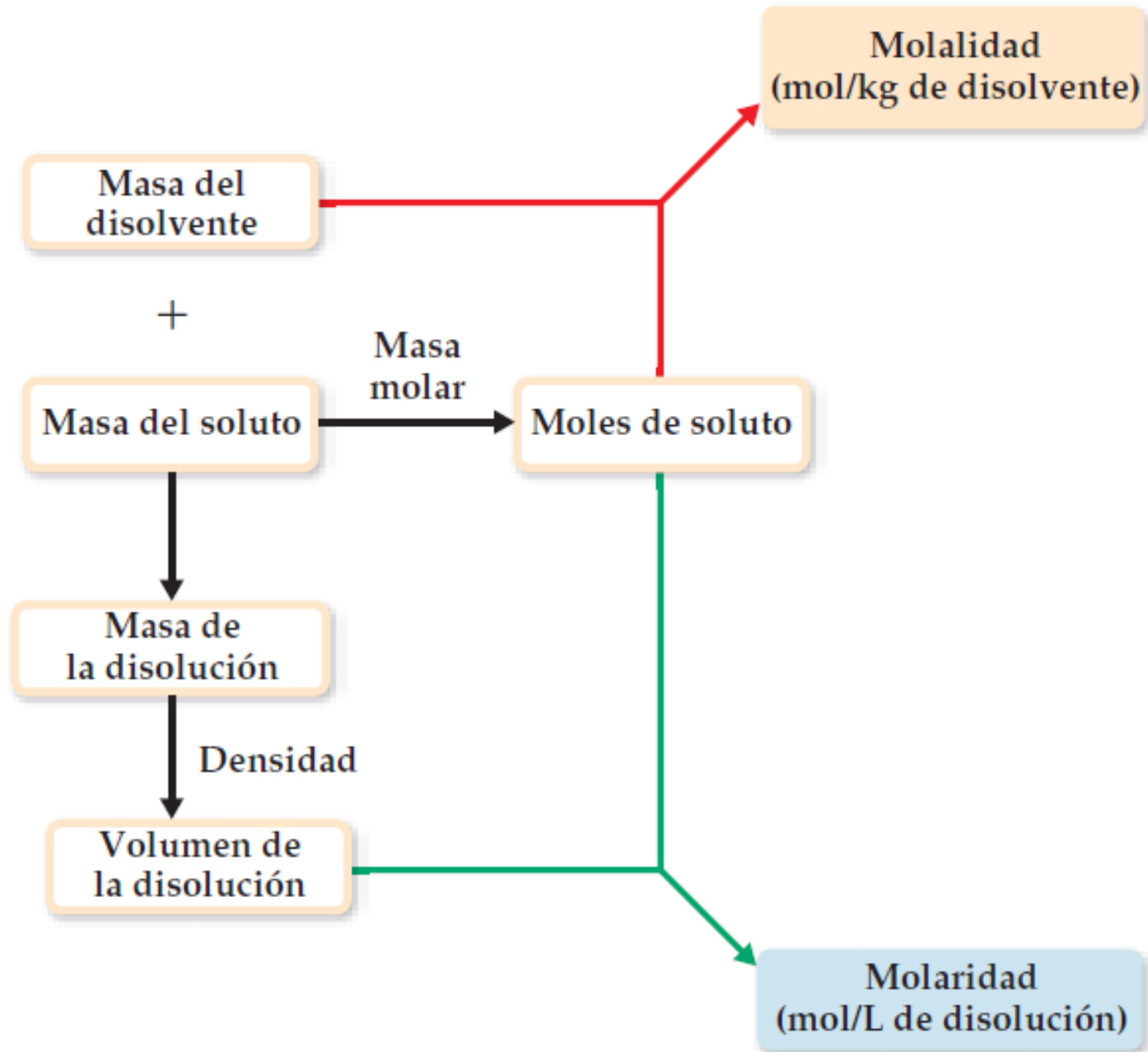
La normalidad (N) está definida como el número de equivalentes del soluto contenidos en un litro (1L) de solución, por lo tanto las unidades son equivalentes/L:

$$N = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{1\text{L de solución}}$$

Un **equivalente** se refiere a:

- La cantidad de iones **protones** (H^+) que libera un **ácido**
- La cantidad de iones **hidroxilo** (OH^-) que libera un **hidróxido o base**
- La cantidad de **moles de e^-** que puede aceptar o ceder un **ión**

$$N = \frac{eq_{\text{soluto}}}{L}$$





¿Cómo se prepara una solución?



a

Coloque una cantidad pesada de una sustancia (el soluto) en el matraz aforado y adicione una pequeña cantidad de agua.



b

Disuelva el sólido en el agua revolviendo con suavidad el matraz (con el tapón puesto).



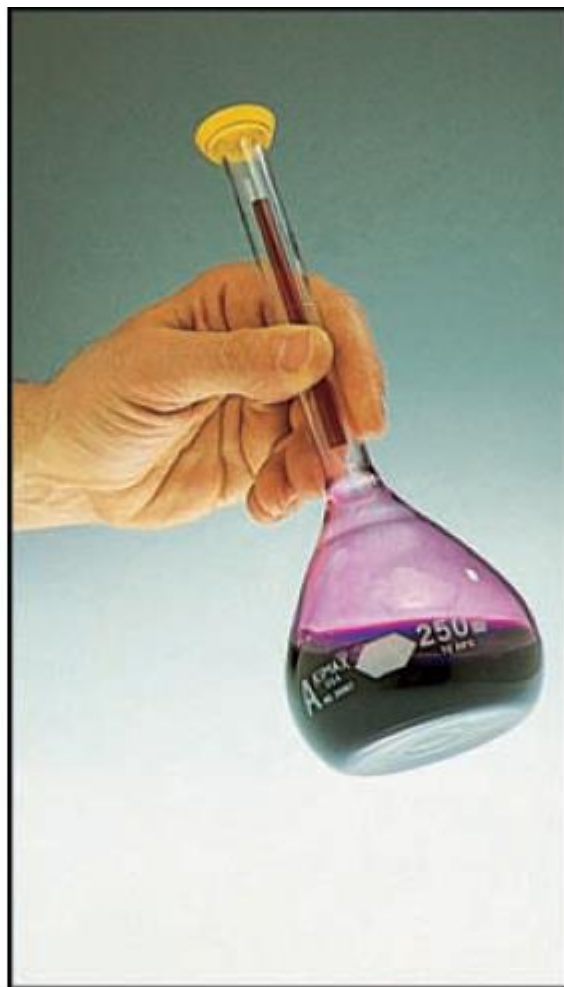
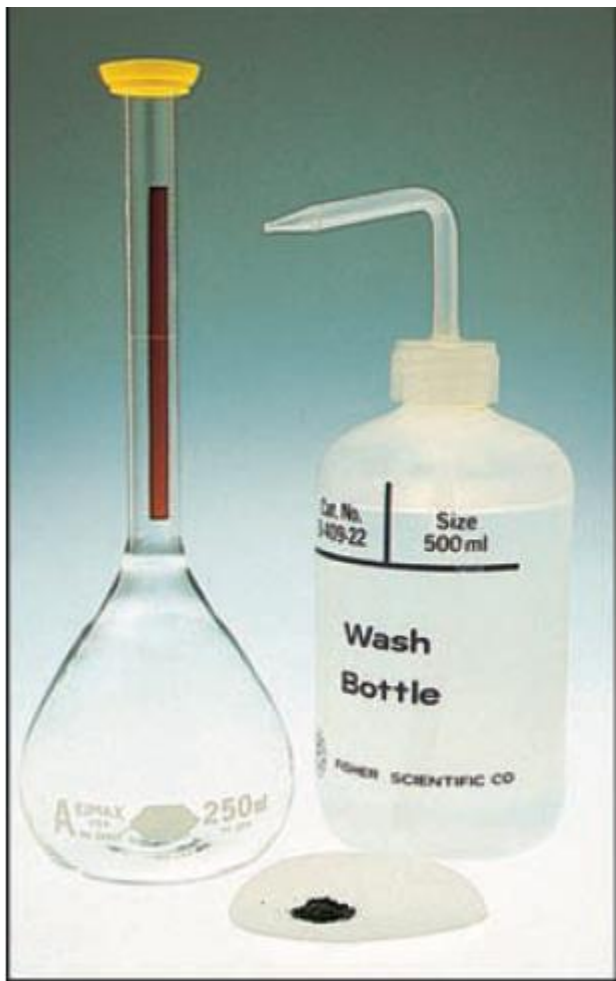
c

Adicione más agua (revolviendo con suavidad) hasta que el nivel de la disolución alcance la marca grabada en el cuello del matraz. Después mezcle la disolución por completo invirtiendo el matraz varias veces.

Una solución parte de un reactivo sólido que se disuelve con un solvente hasta un volumen determinado



¿Cómo se prepara una solución?





¿Cómo se prepara una dilución?



a

Se transfieren 28.6 mL de una disolución de ácido acético 17.5 M a un matraz aforado que ya contiene algo de agua.



b

Se adiciona agua al matraz (revolviéndolo) para elevar el volumen a la marca de graduación, y la disolución se mezcla invirtiendo el matraz varias veces.



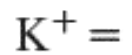
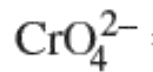
c

La disolución resultante es ácido acético 1.00 M.

Una **dilución** parte de un reactivo líquido o una solución más concentrada, que se mezcla con un solvente hasta un volumen determinado disminuyendo su concentración inicial.

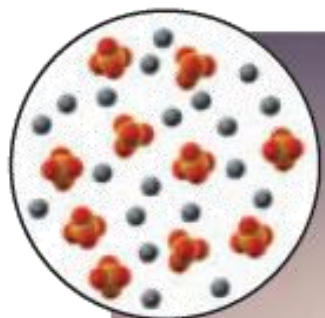


¿Cómo se prepara una dilución?

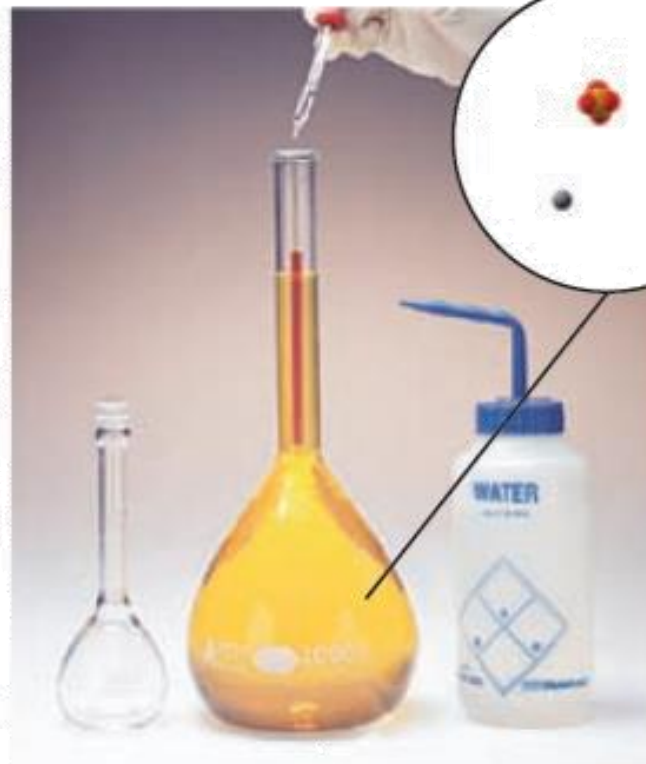
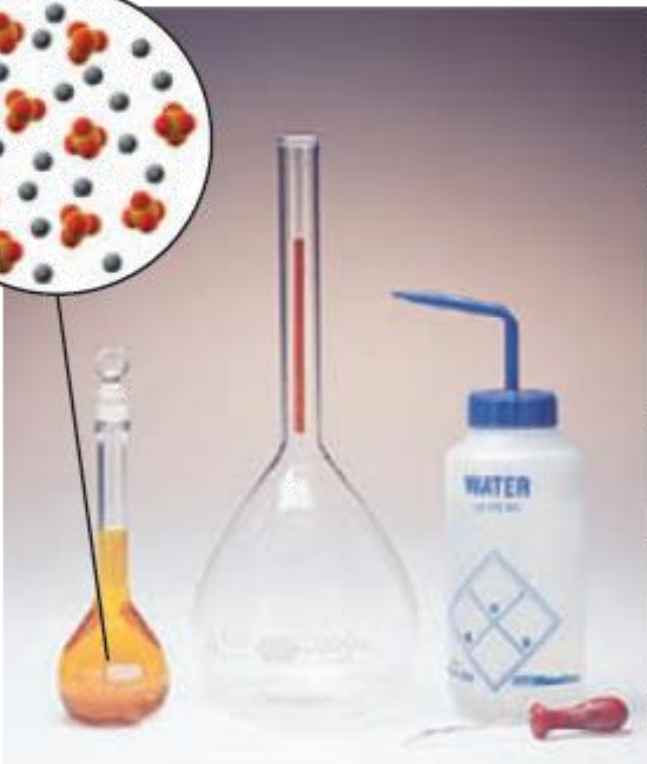


Las moléculas de agua no se muestran

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$



Charles D. Winters





Propiedades Coligativas





Propiedades coligativas

Algunas propiedades físicas de las disoluciones difieren en importantes aspectos de las de un disolvente puro. A estas propiedades físicas en las disoluciones se les denomina **propiedades coligativas**, y dependen del efecto “colectivo” del número de partículas del soluto, pero no de la identidad o tipo de las partículas de soluto.

Las propiedades coligativas son:

- **Reducción de la presión de vapor**
- **Elevación del punto de ebullición**
- **Disminución del punto de fusión o congelación**
- **Presión osmótica**

Las propiedades coligativas dependen del número (concentración total), de todas las partículas de soluto que hay en solución, sin importar su naturaleza iónica o molecular, carga o tamaño.



Reducción de la presión de vapor

Si un soluto es no volátil (es decir, no tiene una presión de vapor que se pueda medir), **la presión de vapor de sus disoluciones siempre es menor que la del disolvente puro**. Esta relación se expresa por la **ley de Raoult** que establece que la presión parcial de un disolvente en una disolución, P_1 , está dada por la presión de vapor del disolvente puro, P_1° , multiplicada por la fracción molar del disolvente en la disolución, X_1 :

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

La disminución de la presión de vapor, ΔP , es directamente proporcional a la concentración del soluto (X_2):

$$P_1^\circ - P_1 = \Delta P = X_2 P_1^\circ$$

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

P_1 : Presión del disolvente en la solución

X_1 : Fracción molar del disolvente

P_1° : Presión de vapor del disolvente puro



Reducción de la presión de vapor

Si ambos componentes de una disolución son volátiles (es decir, tienen presiones de vapor que se pueden medir), la presión de vapor de la disolución es la suma de las presiones parciales individuales:

$$P_A = X_A P_A^\circ$$

$$P_B = X_B P_B^\circ$$

$$P_T = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

P_1 : Presión del disolvente en la solución

X_1 : Fracción molar del disolvente

P_1° : Presión de vapor del disolvente puro

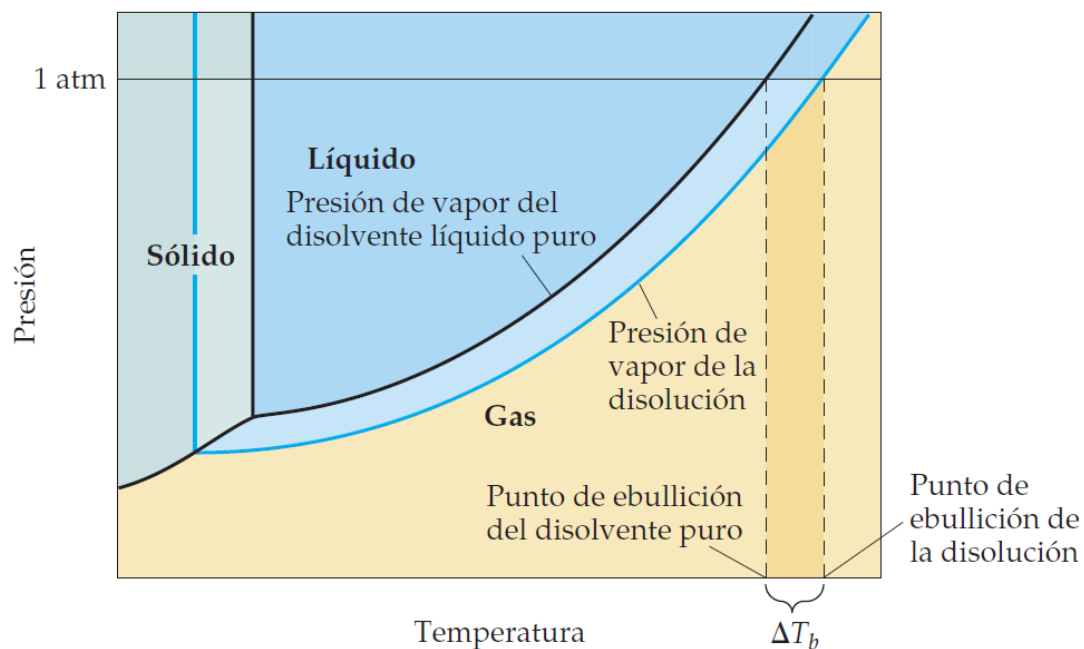


Aumento del punto de ebullición

El punto de ebullición de una disolución es la T a la cual su presión de vapor iguala a la presión externa. Debido a que la presencia de un soluto no volátil disminuye la presión de vapor de una disolución, también afecta el punto de ebullición de la misma. La elevación del punto de ebullición (ΔT_b) se define como el punto de ebullición de la disolución (T_b) menos el punto de ebullición del disolvente puro (T_b°):

$$T_b = K_b * m$$

K_b : Constante molal de elevación del punto de ebullición ($^\circ\text{C}/m$)



$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

$$T_b = K_b * m$$



Disminución del punto de fusión

El punto de congelación de un líquido es la temperatura a la cual las fuerzas de atracción entre las moléculas son lo suficientemente grandes como para superar su energía cinética y causar un cambio de fase del estado líquido al estado sólido.

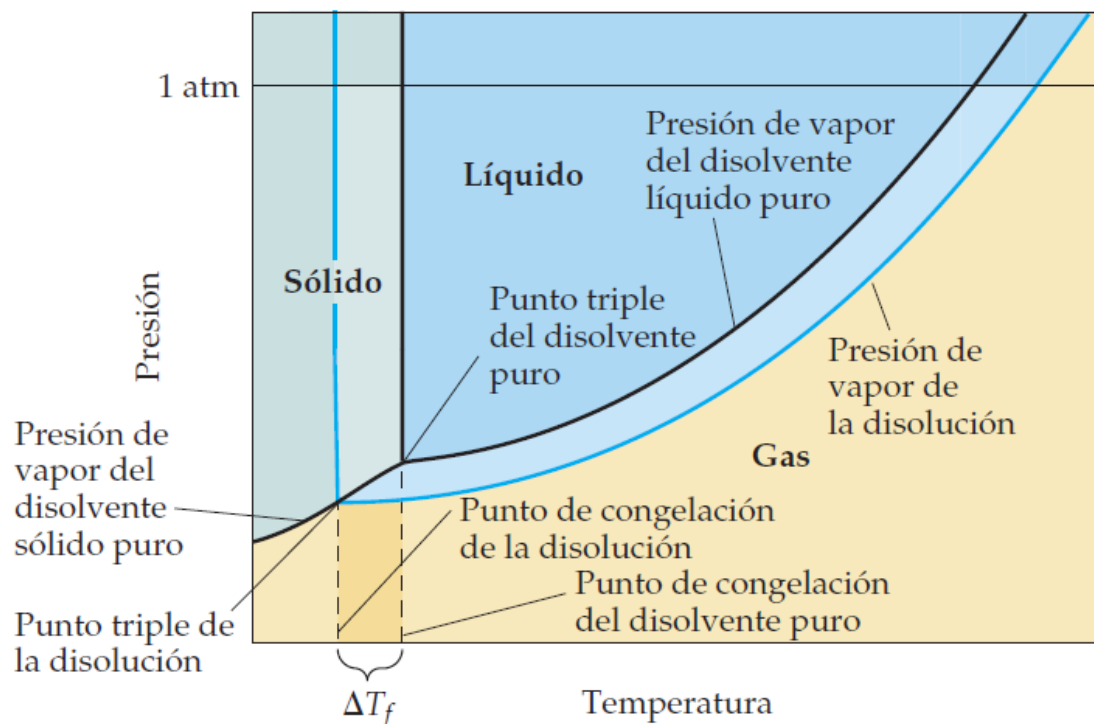
Cuando una solución diluida se congela, el solvente es el primero que comienza a solidificarse y el soluto queda en una solución más concentrada.





Disminución del punto de fusión

En una solución, las moléculas de solvente se encuentran un poco más separadas entre sí (por la presencia de las partículas de soluto) de lo que estarían en el solvente puro. En consecuencia, la temperatura de la solución debe estar por debajo del punto de congelación del solvente puro para poder congelarse.



$$T_f = K_f * m$$

K_f : Constante molal de disminución del punto de congelación ($^{\circ}\text{C}/\text{m}$)

$$\Delta T_f = T_f^{\circ} - T_f$$

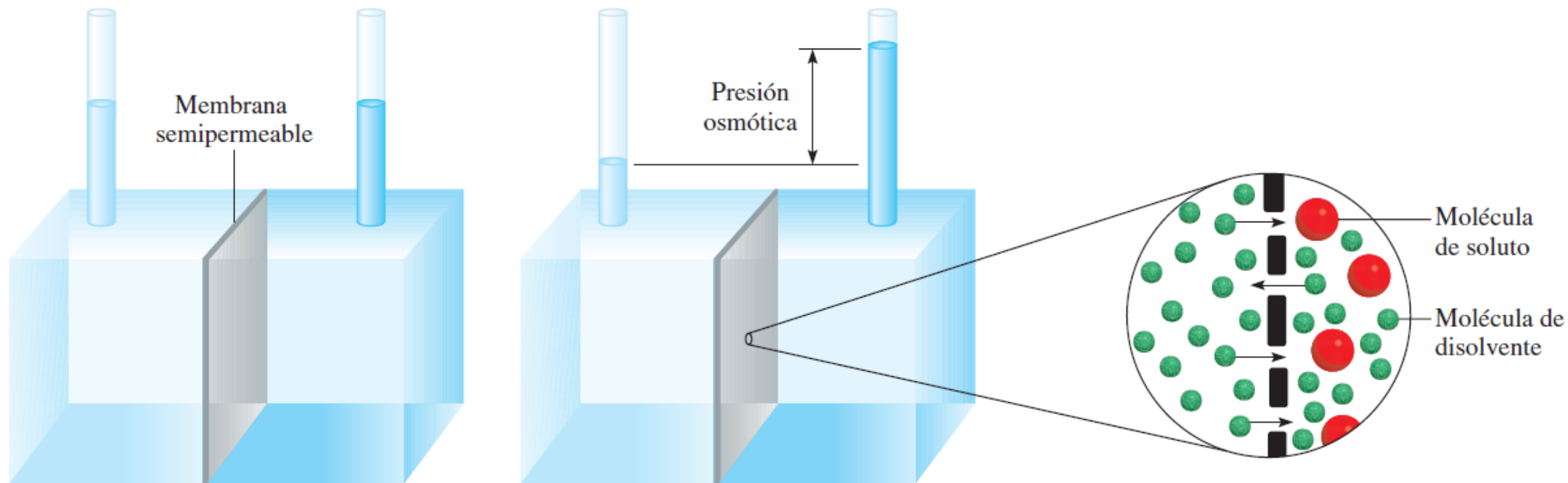
$$T_f = K_f * m$$



Presión osmótica (π)

La ósmosis es el proceso espontáneo mediante el cual las moléculas del solvente pasan a través de una membrana semipermeable de una solución de baja concentración de soluto a una solución de alta concentración del mismo.

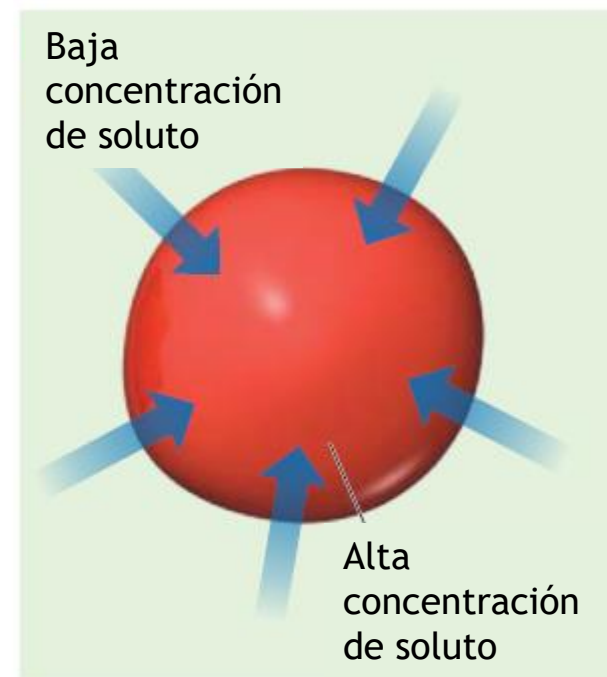
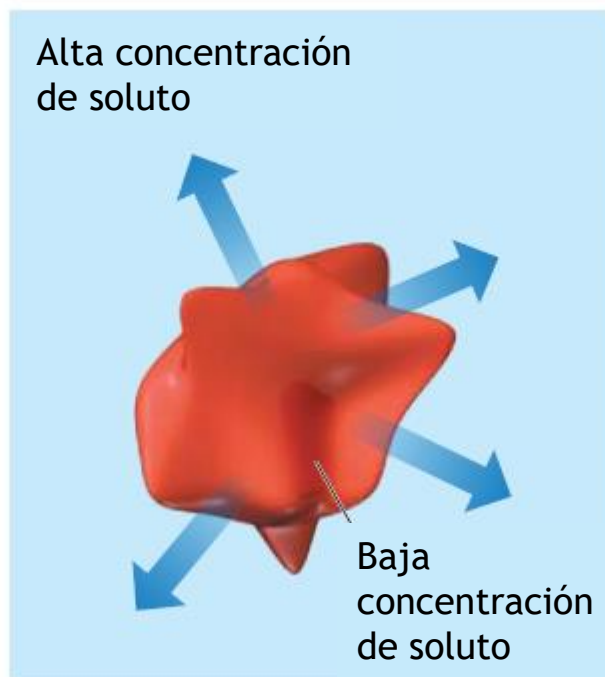
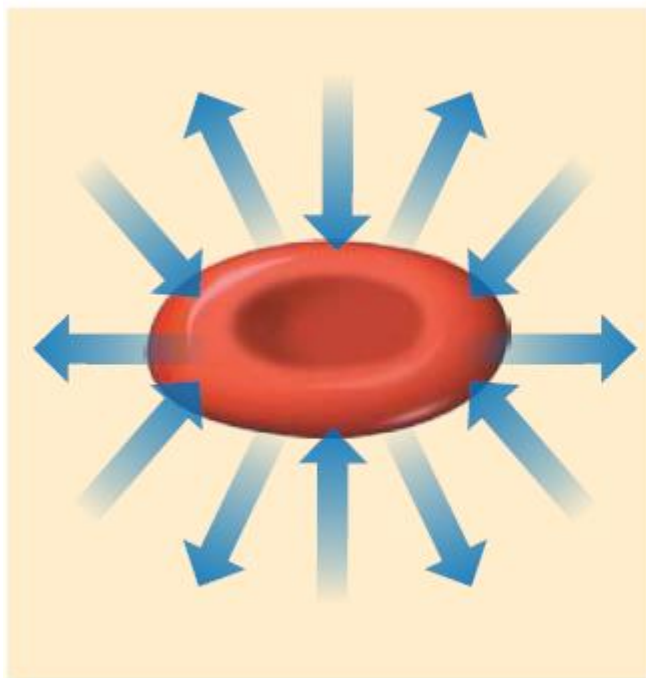
Las moléculas fluyen de un entorno de menor concentración a uno de mayor concentración.





Presión osmótica (π)

Muchos procesos químicos y biológicos dependen de la ósmosis. La presión osmótica (π) de una solución es la presión que se requiere para detener la ósmosis.





Presión osmótica (π)

Al igual que las moléculas de un gas ideal, las partículas del soluto están bastante separadas en soluciones muy diluidas y sus interacciones entre sí serán insignificantes. En soluciones muy diluidas, se encuentra que la presión osmótica, π , sigue la ecuación:

$$\pi = \frac{n}{V} RT$$

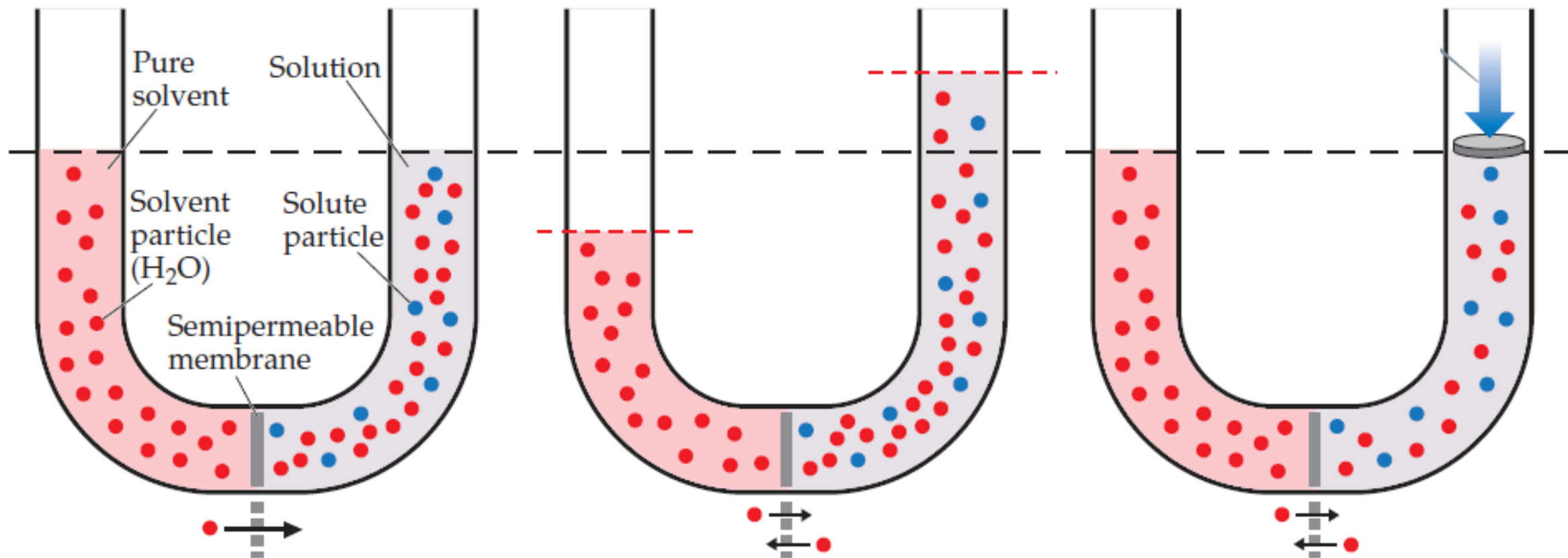
$$\pi = MRT$$

La presión osmótica aumenta con el incremento de temperatura porque T influye en el número de colisiones solvente-membrana por unidad de tiempo.

También aumenta con el incremento de la molaridad porque M afecta la diferencia del número de moléculas de solvente que choca contra la membrana desde ambos lados y porque el aumento de M conduce a un impulso más fuerte para equilibrar la diferencia de concentración por dilución y a acrecentar el desorden de la solución.



Presión osmótica (π)

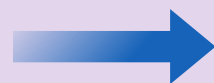




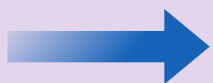
Determinación de masa molar

Las propiedades coligativas de las disoluciones de no electrólitos proporcionan un medio para determinar la masa molar de un soluto. En teoría, cualquiera de las cuatro propiedades coligativas sirve para este propósito. Sin embargo, en la práctica sólo se utilizan la disminución del punto de congelación y la presión osmótica, porque son las que presentan los cambios más pronunciados. Conociendo la masa del soluto se determina fácilmente su masa molar.

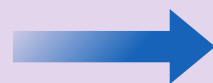
Disminución
del punto de
congelación



molalidad
(m)



Número de
moles



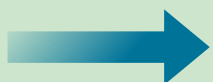
masa molar

$$\Delta T_f = K_f * m$$

Presión
osmótica



Molaridad
(M)



Número de
moles



masa molar

$$\pi = MRT$$



Soluciones de electrolitos

Los electrolitos en disolución se disocian en iones; por lo tanto, cuando se disuelve una unidad de un compuesto de un electrolito se separa en dos o más partículas. La corrección está dada por el **factor de van't Hoff**:

$$i = \frac{\text{número real de partículas en solución después de la disociación}}{\text{número de unidades de fórmula inicialmente disueltas en la solución}}$$

En consecuencia, las ecuaciones de las propiedades coligativas deben modificarse como sigue:

$$T_b = iK_b * m$$

$$T_f = iK_f * m$$

$$\pi = iMRT$$

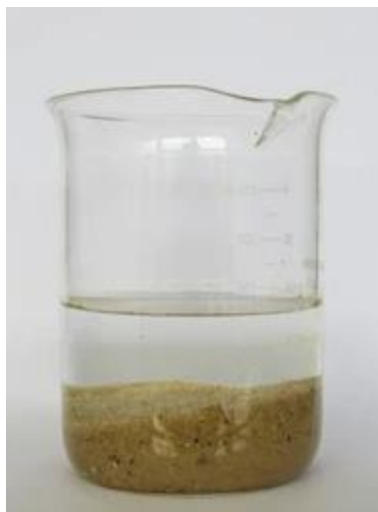
Cada unidad de NaCl o de KNO_3 que se disocia produce dos iones ($i = 2$); cada unidad de Na_2SO_4 o de MgCl_2 que se disocia produce tres iones ($i = 3$).

Las propiedades coligativas dependen del número (concentración total), de todas las partículas de soluto que hay en solución, sin importar su naturaleza iónica o molecular, carga o tamaño.



Coloides

En un coloide las partículas de la fase dispersa son tan pequeñas que la sedimentación es insignificante. Sin embargo, son demasiado grandes y hacen que la mezcla tenga apariencia turbia o aun opaca debido a que la luz se dispersa cuando pasa a través del coloide.



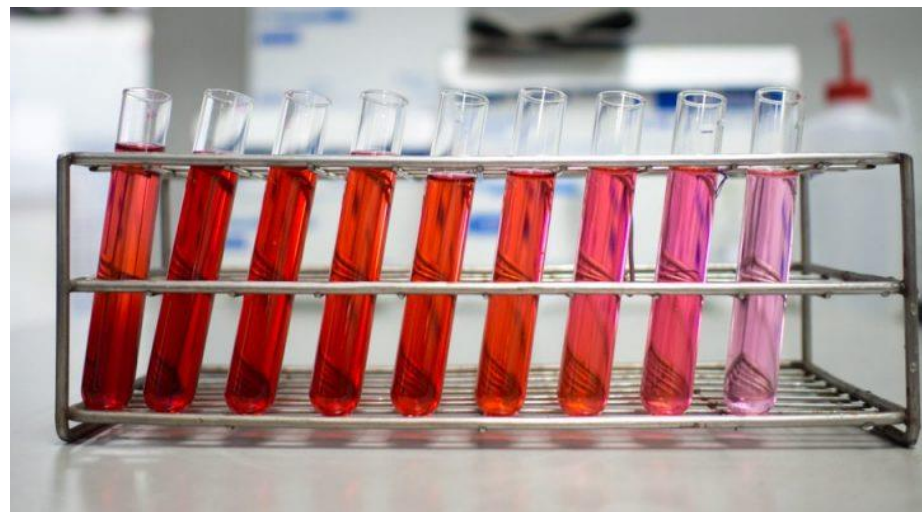
Mezcla heterogénea
(suspensión)

Tamaño de partícula:
Mayor que 1000 nm



Coloide
(dispersión)

Tamaño de partícula:
Entre 1-1000 nm



Mezcla homogénea
(solución)

Tamaño de partícula:
Entre 0.1-1 nm



Coloides

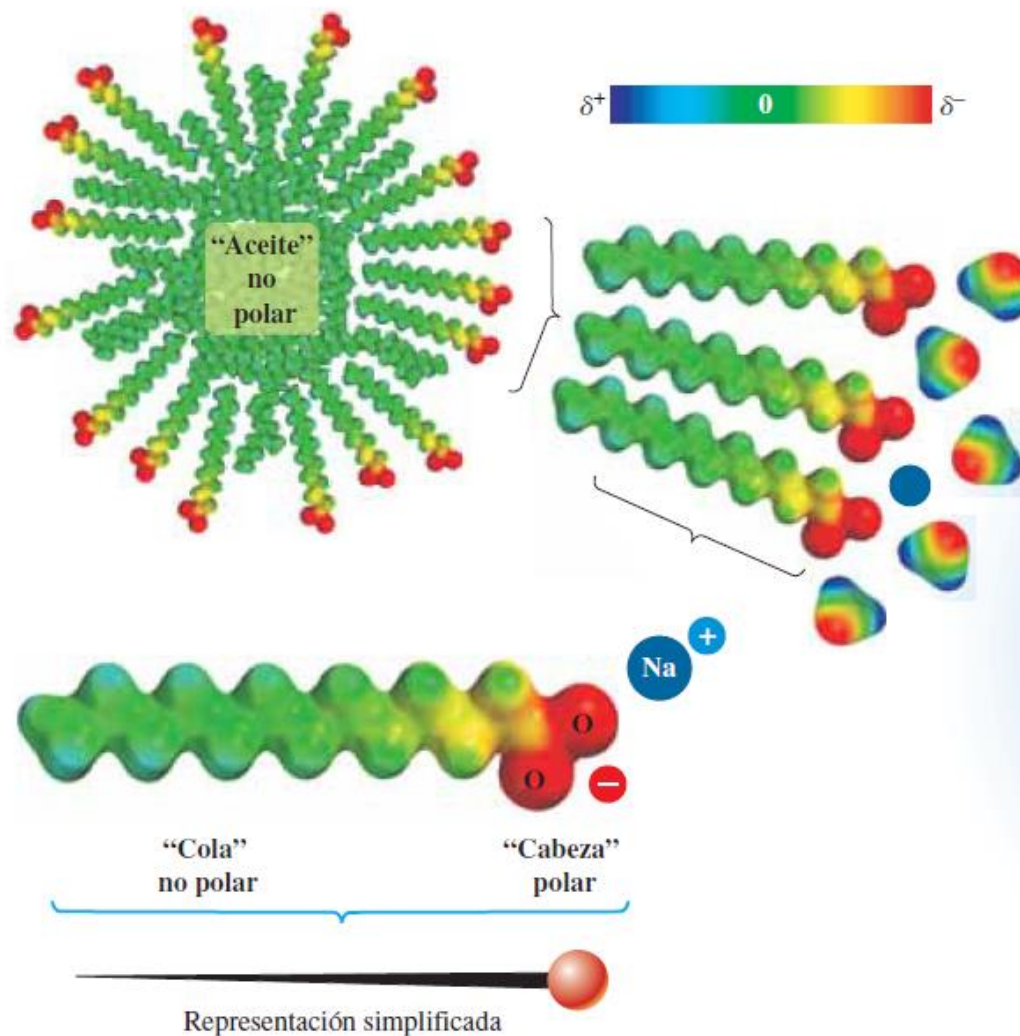
Medio de dispersión	Fase dispersa	Nombre	Ejemplo
Gas	Líquido	Aerosol	Niebla, bruma
Gas	Sólido	Aerosol	Humo
Líquido	Gas	Espuma	Crema batida
Líquido	Líquido	Emulsión	Mayonesa
Líquido	Sólido	Sol	Leche de magnesia
Sólido	Gas	Espuma	Plástico, espuma
Sólido	Líquido	Gel	Gelatina, mantequilla
Sólido	Sólido	Sol sólida	Ciertas aleaciones (acero), ópalo



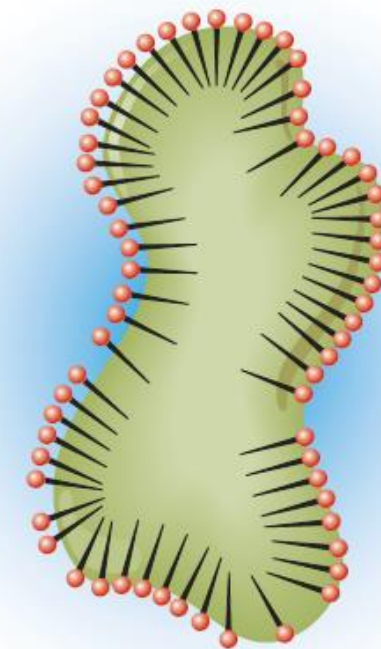
Coloides hidrofóbicos



Agente Emulsificante
→



Gotita de aceite (mugre) suspendida en agua



Micela