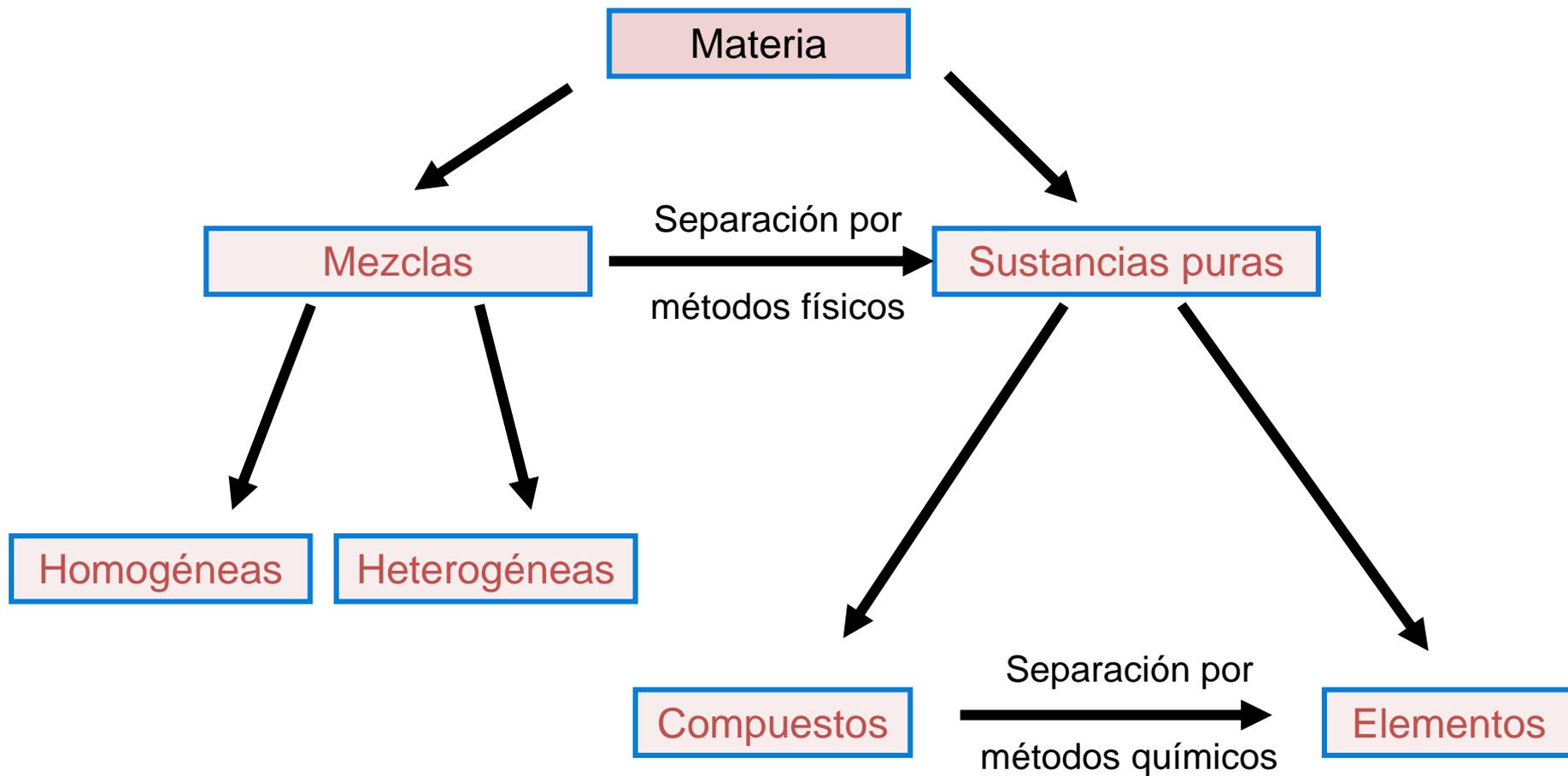


# UNIDAD I: SOLUCIONES QUÍMICAS

Disoluciones I: mezclas, disoluciones, solubilidad y unidades de concentración



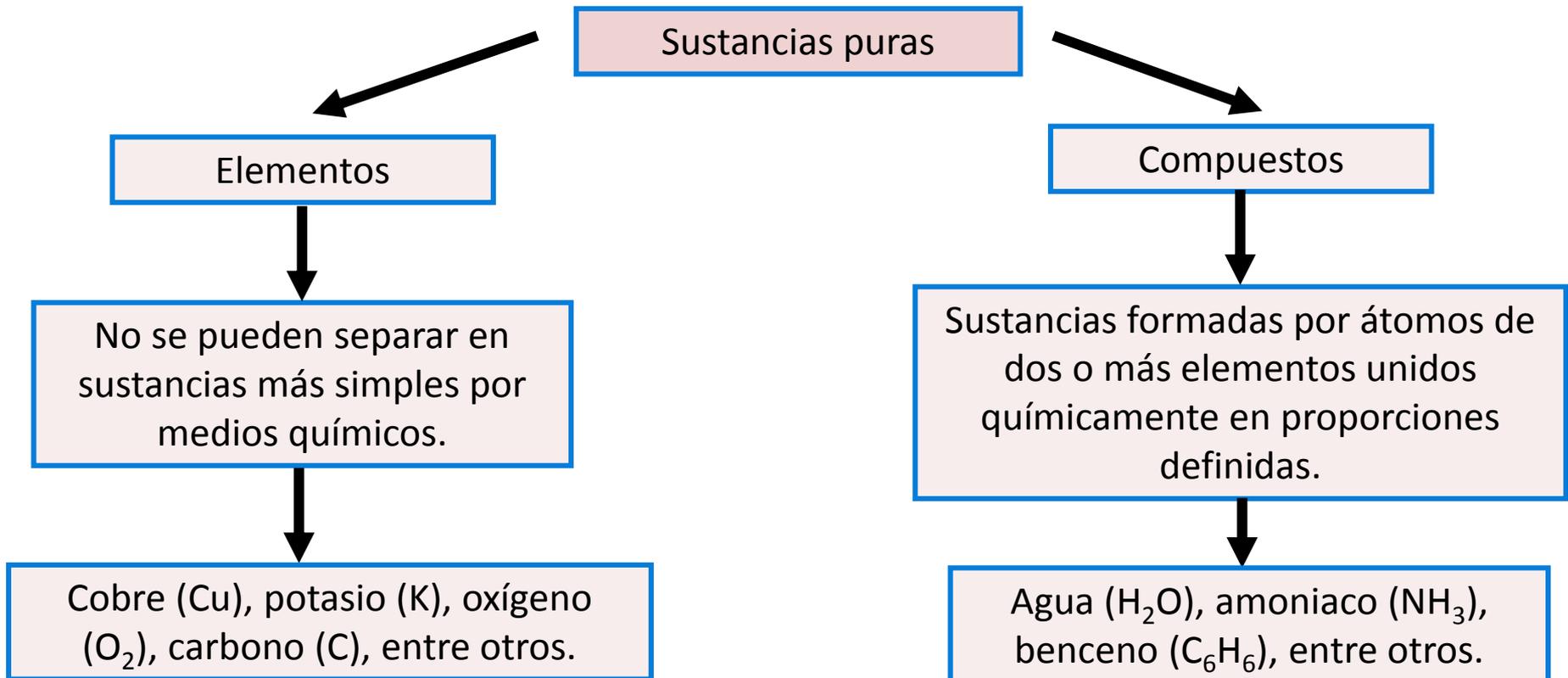
# Cuadro resumen



# 1. Sustancias



Una **sustancia pura** es una forma de materia que tiene una composición definida (constante) y propiedades características. Algunos ejemplos son el agua, el amoníaco, el azúcar (sacarosa), el oro y el oxígeno. Las sustancias puras **difieren** entre sí en su composición y pueden identificarse por su apariencia, olor, sabor y otras propiedades.



## 2. Mezclas



Sistemas materiales formados por dos o más sustancias puras.

### Características:

- No ocurren reacciones químicas entre los componentes.
- Cada uno de los componentes mantiene su identidad y propiedades químicas.
- Los componentes pueden separarse por medios físicos, tales como: destilación, filtración, flotación, etc.
- Aún cuando no existen cambios químicos, algunas propiedades físicas de una mezcla, tales como el punto de fusión, pueden diferir respecto a las de sus componentes.

Mezclas

Homogéneas

Los componentes no se distinguen a simple vista. Una sola fase.

Heterogéneas

Los componentes se distinguen a simple vista. Más de una fase.



## 2.1 Tipos de mezclas

### 1) Suspensión

Mezcla heterogénea formada por un **sólido** en polvo o pequeñas partículas no solubles (**fase dispersa**) que se dispersan en un medio **líquido** (**fase dispersante**).

Las partículas en las suspensiones son visibles a nivel macroscópico.

Diámetro partículas  $\rightarrow$  mayor a  $1 \times 10^{-3}$  mm

Las suspensiones son filtrables.



Ej. Agua y arena, pinturas vinílicas, jugos elaborados con frutas naturales, talco fino en agua, algunos medicamentos.



## 2) Coloide

Dispersión de partículas de una sustancia (**fase dispersa**) en un **medio dispersor**, formado por otras sustancias.

La fase dispersa y el medio dispersor pueden ser gases, líquidos, sólidos o una combinación de diferentes fases.

Diámetro partículas  $\rightarrow$  de  $10^{-6}$  a  $10^{-3}$  mm

La fase dispersa está siempre en menor proporción.



Ej. Un aerosol, la niebla, el humo, espuma de cerveza.

Efecto Tyndall  $\rightarrow$  fenómeno físico que hace que las partículas coloidales en una disolución o un gas sean visibles al dispersar la luz.



### 3) Disolución

Mezcla homogénea de uno o más **solutos** (sustancia disuelta) distribuidos en un **disolvente** (sustancia que produce la disolución); este componente se encuentra en mayor proporción y es el que determina el estado de agregación en el que se encuentra la disolución.

Diámetro partículas → menor a  $10^{-6}$  mm

Dependiendo del número de componentes, la disolución puede ser: binaria, terciaria, cuaternaria, etc.

**Soluto + Disolvente = Disolución**



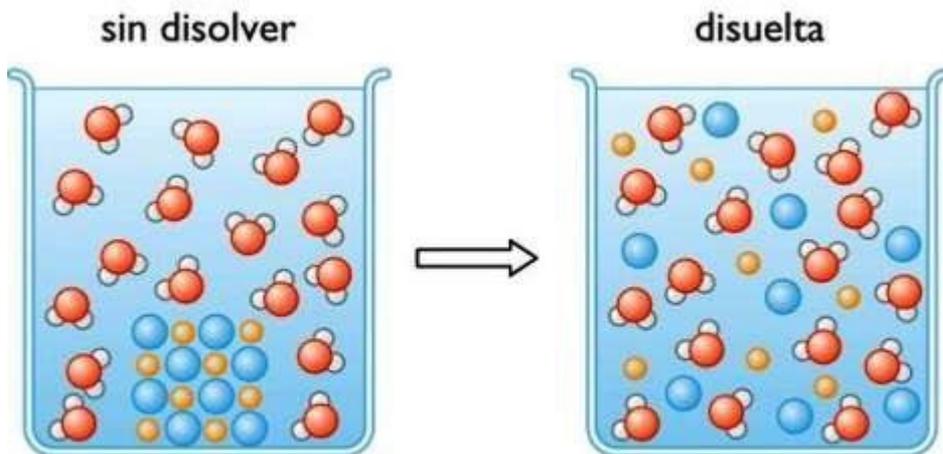
### 3. Disoluciones



Corresponde a una **mezcla homogénea**, donde no existe reacción química entre el soluto y el disolvente, estos coexisten en una misma fase y no pueden separarse por procesos físicos, como la decantación o la centrifugación.

En general, las disoluciones nos indican la relación entre los distintos componentes.

**El agua es el disolvente de la mayoría de las disoluciones (que reciben el nombre de disoluciones acuosas), por lo que se conoce como disolvente universal.**



# Clasifica en Elemento o Compuesto

- Ca\_\_\_\_\_
- MgO\_\_\_\_\_
- H<sub>2</sub>O\_\_\_\_\_
- P\_\_\_\_\_
- NH<sub>3</sub>\_\_\_\_\_
- CH<sub>4</sub>\_\_\_\_\_
- Na\_\_\_\_\_
- Hielo seco\_\_\_\_\_

# Clasifica en Sustancia Pura o Mezcla

- Agua con aceite\_\_\_\_\_
- Bronce\_\_\_\_\_
- Dióxido de carbono\_\_\_\_\_
- Cobre\_\_\_\_\_
- Agua destilada\_\_\_\_\_
- Aire\_\_\_\_\_
- Agua potable\_\_\_\_\_
- Gas licuado\_\_\_\_\_
- Helio\_\_\_\_\_

# Clasifica las siguientes mezclas en homogéneas o heterogéneas





Café con leche



bronce



Agua potable



Jugo de frutas

Agua con limón



Mayonesa



cerveza



Agua con sal

## Tipos de disoluciones

---

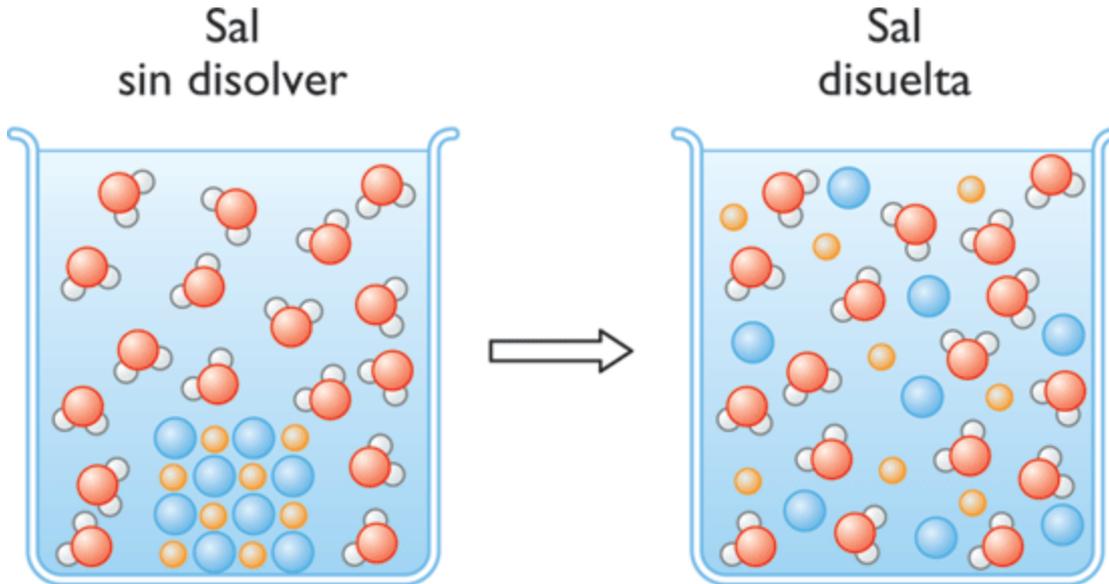
### a. Estado físico de sus componentes.

Existen distintos tipos de disoluciones dependiendo el estado físico de sus componentes.

Soluto	Disolvente	Estado disolución	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Bebida gaseosa
Gas	Sólido	Sólido	H <sub>2</sub> en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Aleaciones metálicas

## b. Soluciones acuosas.

Las disoluciones son acuosas cuando el solvente es agua.

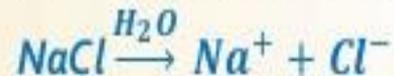


## c.Soluciones electrolíticas

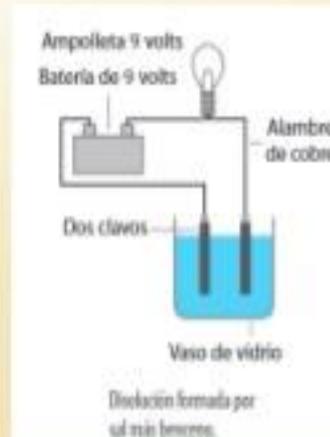
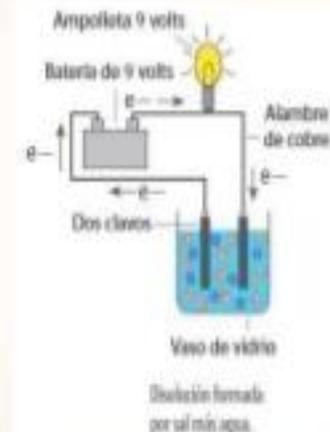
- Se llaman **soluciones electrolíticas** a todas aquellas en las que el soluto se encuentra disuelto (disociado) en el solvente formando iones. Los iones, que están ya preformados en la sal, aun en su forma cristalina, se disocian al entrar en solución siempre y cuando haya alguna fuerza que pueda romper sus enlaces.
- $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$
-

# Tipos de disoluciones

- 1. ELECTROLÍTICA:** el soluto se disocia en mayor o menor proporción en iones incrementando así el número de partículas de solución.



- 1. NO ELECTROLÍTICA:** el soluto disuelto permanece en forma molecular sin carga y no presenta tendencia a la disociación de iones con carga eléctrica.



Disoluciones	
Electrolíticas	No electrolíticas
Disoluciones de compuestos iónicos.	Disoluciones de compuestos covalentes.
Los solutos se disocian completamente en sus iones.	No se disocian, sólo se dispersan.
Conductoras de la electricidad.	No conducen la electricidad.

Tabla: Características de las disoluciones electrolíticas y no electrolíticas.

#### d. Conductividad eléctrica.

Aquellas sustancias (solutos) que en disolución acuosa son conductoras de la electricidad se denominan ELECTROLITOS, y sus disoluciones, disoluciones DISOLUCIONES ELECTROLÍTICAS.

Electrolito → Sustancia que se disocia inmediatamente en medio acuoso en partículas con cargas eléctricas (iones).

- Electrolitos fuertes → disociación completa. (NaCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaOH)
- Electrolitos débiles → disociación parcial. (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH, H<sub>2</sub>S)

No electrolito → Sustancia que en disolución acuosa no son conductoras de la electricidad. (Glucosa, Sacarosa, amoniac, metanol)

**ACTIVIDAD.** Clasificar y aplicar.

1. Clasifica las siguientes sustancias como electrolitos y no electrolitos.

a)  $O_2$  (oxígeno molecular) \_\_\_\_\_

b)  $CH_3OH$  (metanol) \_\_\_\_\_

c)  $KNO_3$  ( nitrato de potasio) \_\_\_\_\_

2. Complete las siguientes disociaciones iónicas:

a)  $KNO_3 \rightarrow$

b)  $\rightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-}$

c)  $Mg_3(PO_4)_2 \rightarrow 3 Mg^{2+} +$

# Ejemplos de soluciones acuosas

## Tipos de Agua



### **Agua Potable.**

Agua que puede ser consumida por personas y animales sin riesgo de contraer enfermedades.



### **Agua salada.**

Agua en la que la concentración de sales es relativamente alta (más de 10 000 mg/l).



### **Agua salobre.**

Agua que contiene sal entre 1000 – 10 000 mg/l.  
Este tipo de agua no está contenida entre las categorías de agua salada y agua dulce.

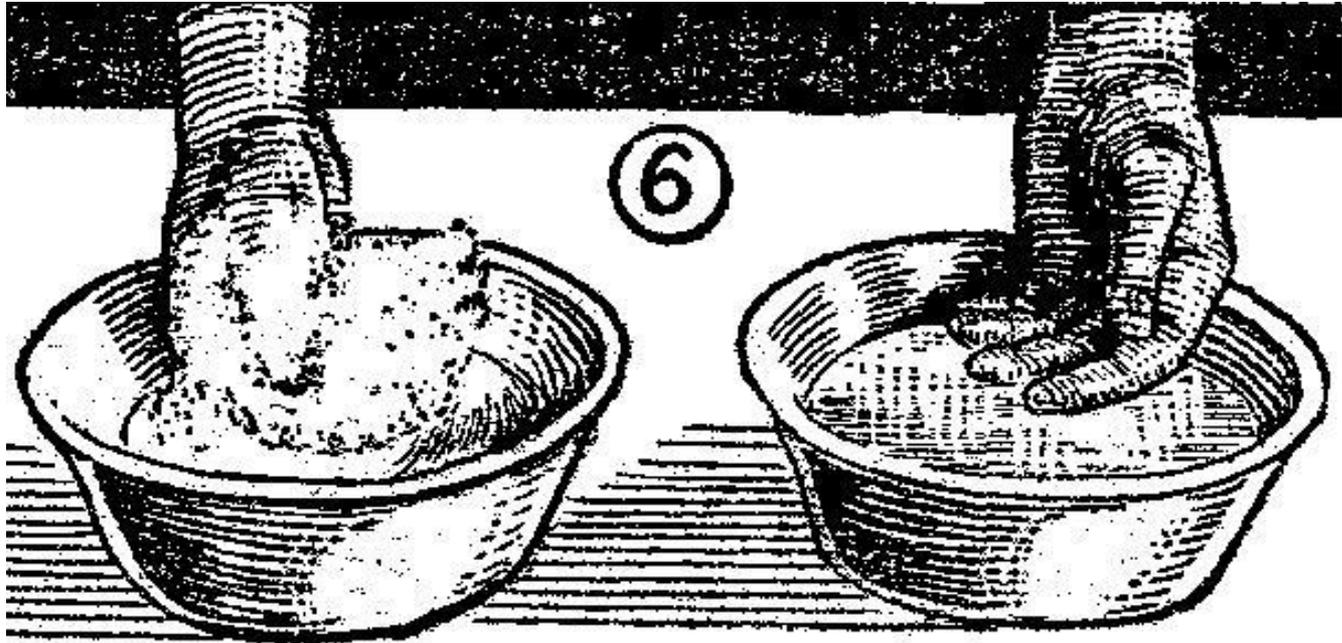


### **Agua dulce.**

Agua natural con una baja concentración de sales, o generalmente considerada adecuada, previo tratamiento, para producir agua potable.

# Agua duras y aguas blandas

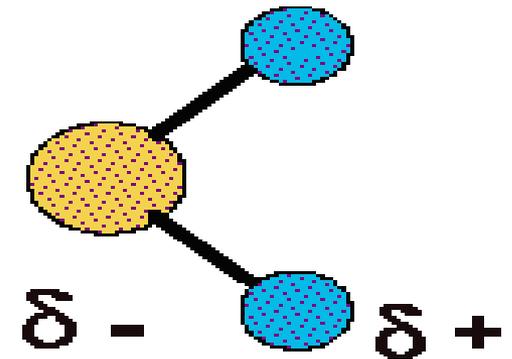
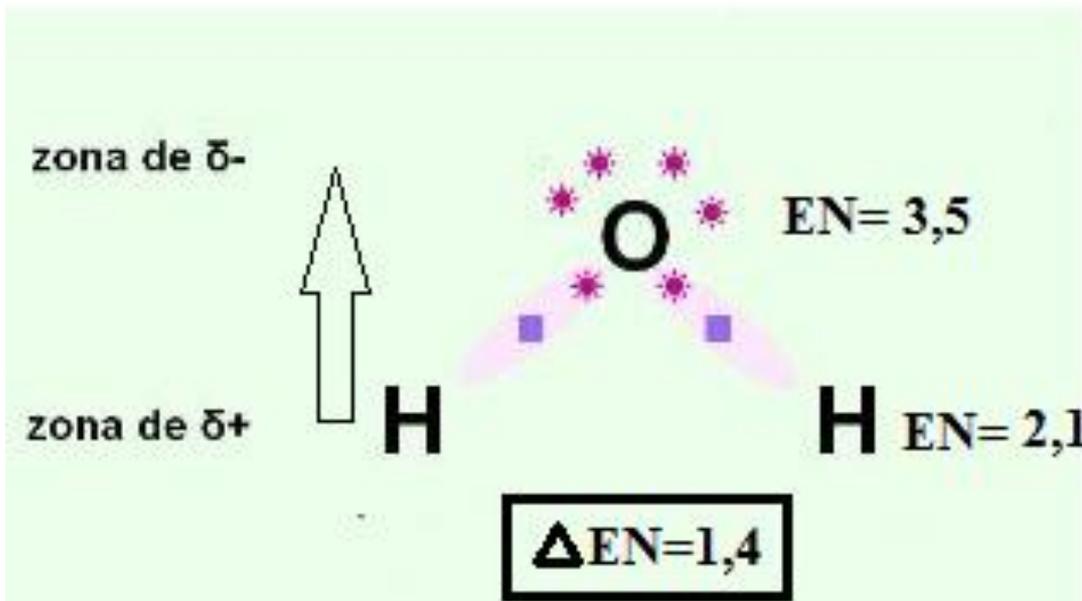
- En química se conoce como agua dura a aquellas aguas que tienen una cantidad de minerales, particularmente sales de magnesio y calcio. El agua dura **dificulta la limpieza** y en ella, los jabones **no producen espuma**.
- El agua blanda posee mínimas cantidades de sales disueltas en el agua. **Fomenta y potencia la acción de los detergentes**.



© Can Stock Photo

# Propiedades del agua.

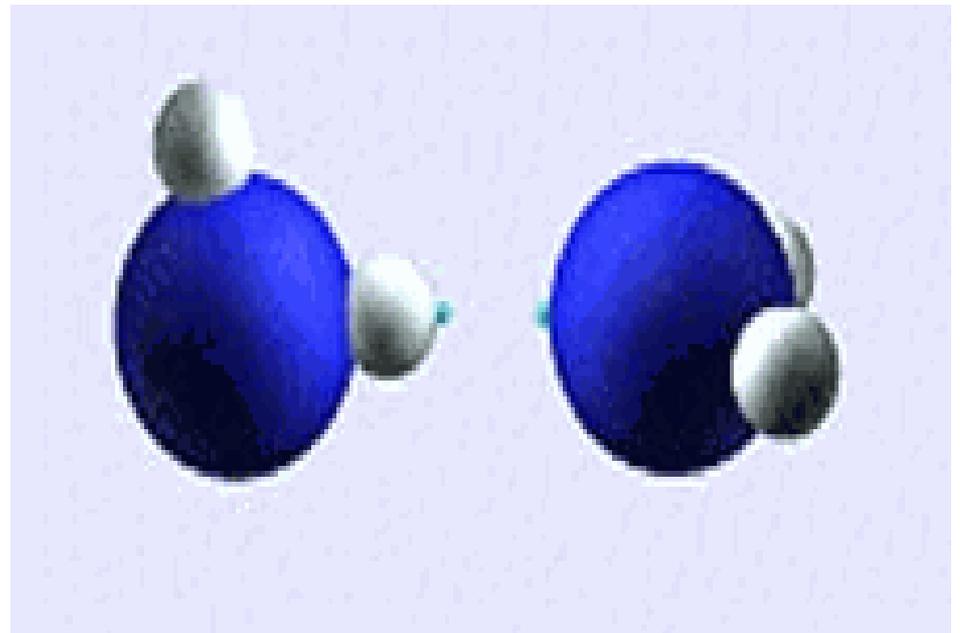
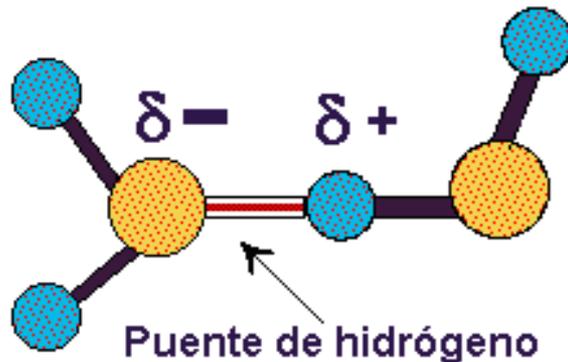
- Agua: Estructura
- La molécula de agua está formada por dos átomos de H unidos a un átomo de O por medio de dos **enlaces covalentes polares**.



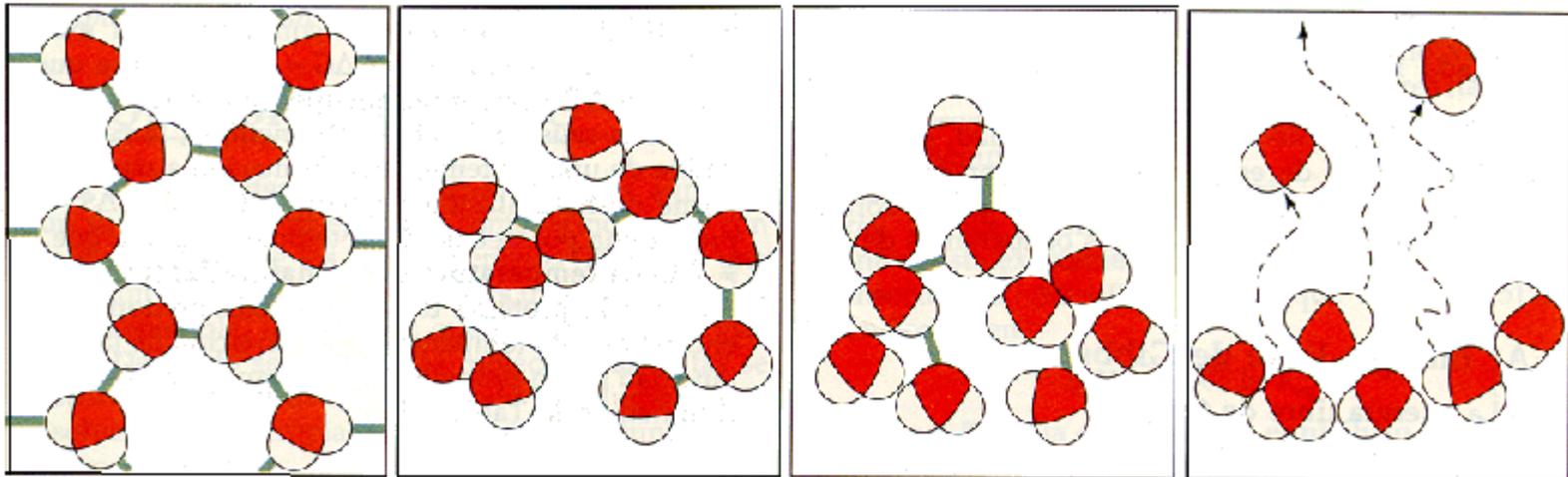
Por eso en la práctica la molécula de agua se comporta como un dipolo

# Puentes de hidrógeno

- Atracción entre el Hidrógeno de una molécula y un átomo altamente electronegativo de otra molécula (en el caso del agua el O).



Aunque son uniones débiles, el hecho de que alrededor de cada molécula de agua se dispongan otras cuatro molécula unidas por puentes de hidrógeno permite que se forme en el *agua* (líquida o sólida) una *estructura de tipo reticular*, responsable en gran parte de su comportamiento anómalo y de la peculiaridad de sus propiedades físicoquímicas.



Hielo

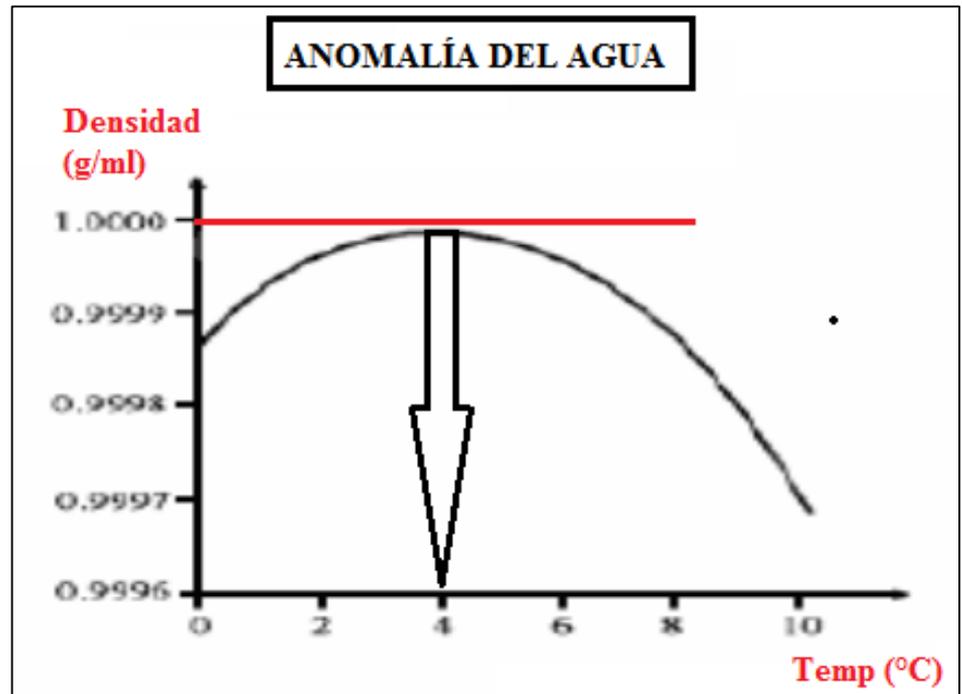
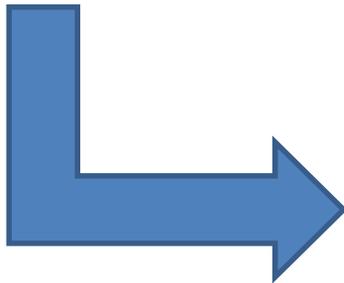
Hielo fundido

Agua líquida

Agua en ebullición

# Propiedades del agua

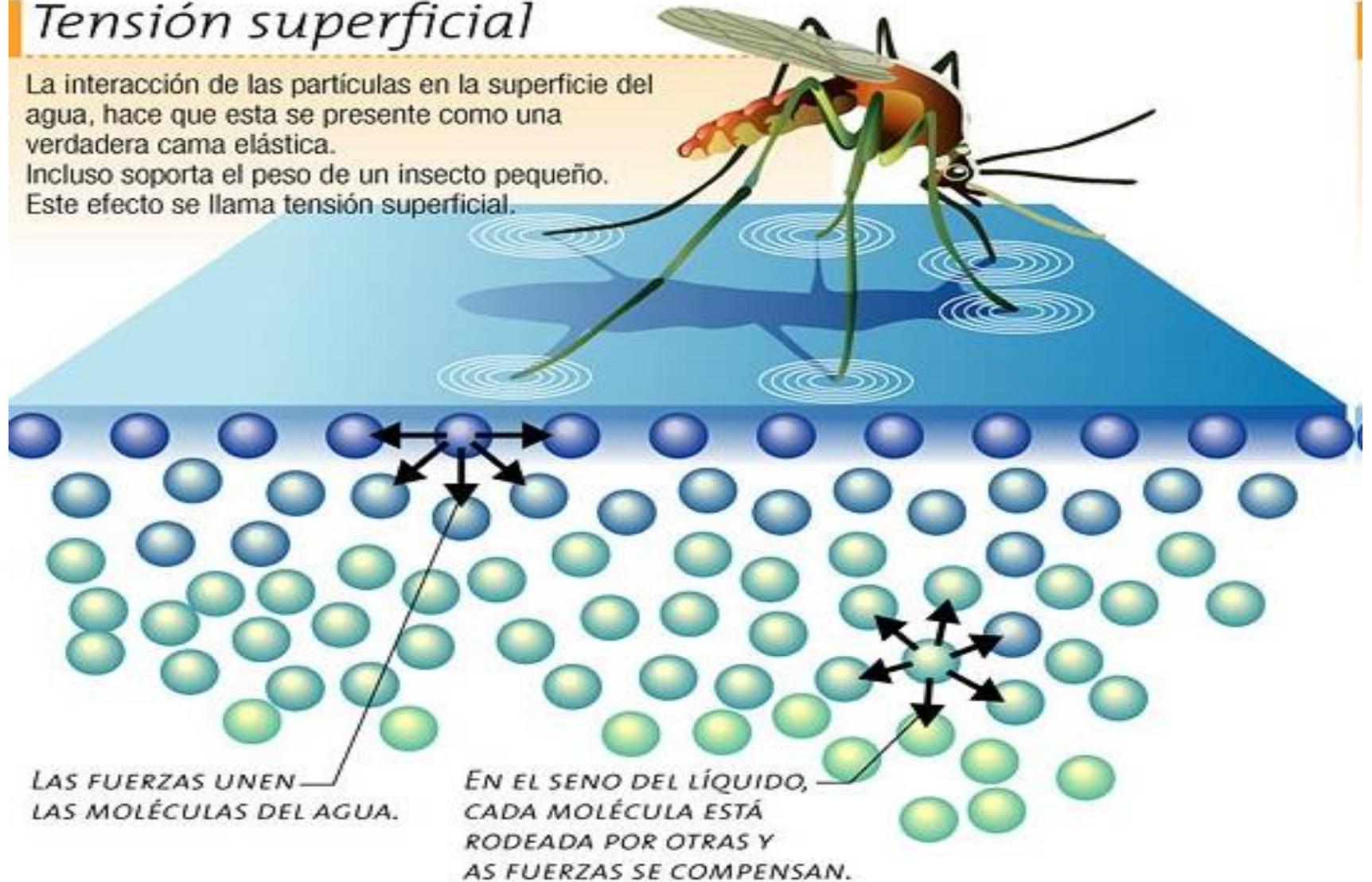
- Estado físico: sólida, líquida y gaseosa
- Color: incolora
- Sabor: insípida
- Olor: inodoro
- Punto de congelación:  $0^{\circ}\text{C}$
- Punto de ebullición:  $100^{\circ}\text{C}$
- **Densidad: 1 g./c.c. a  $4^{\circ}\text{C}$**



## Tensión superficial

La interacción de las partículas en la superficie del agua, hace que esta se presente como una verdadera cama elástica.

Incluso soporta el peso de un insecto pequeño. Este efecto se llama tensión superficial.

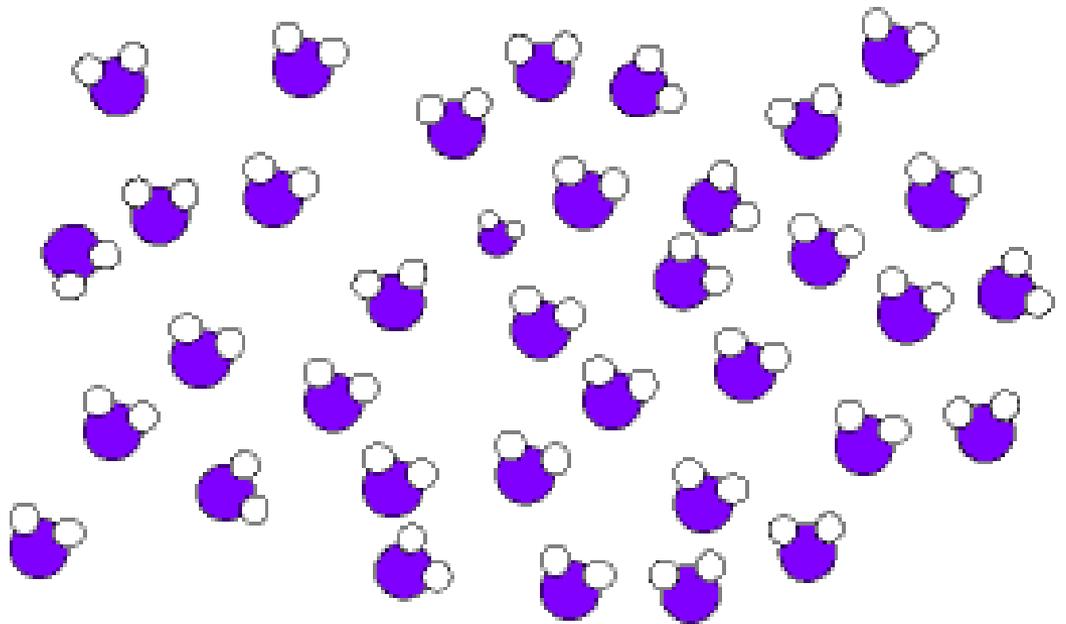
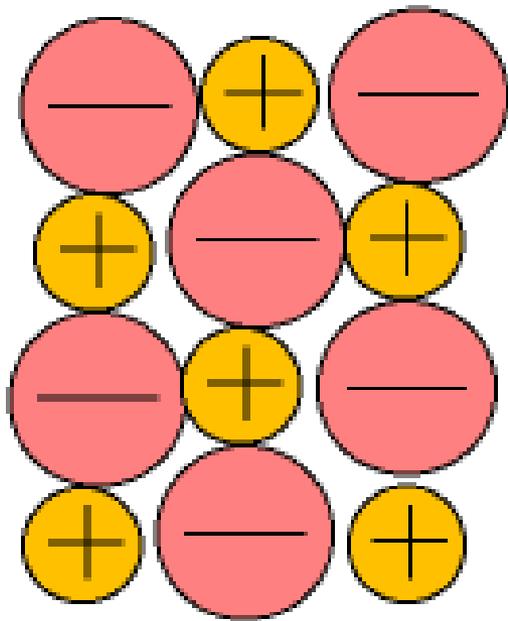


LAS FUERZAS UNEN LAS MOLÉCULAS DEL AGUA.

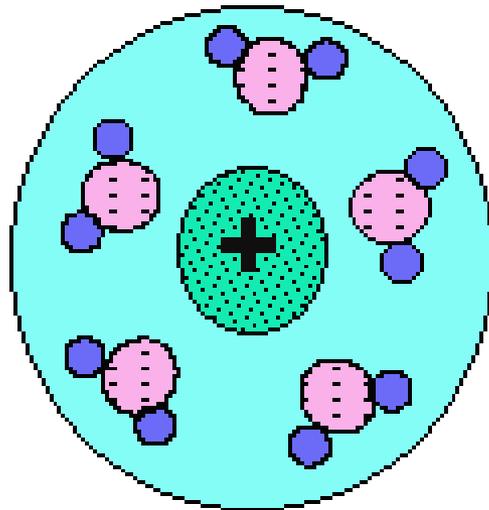
EN EL SENO DEL LÍQUIDO, CADA MOLÉCULA ESTÁ RODEADA POR OTRAS Y AS FUERZAS SE COMPENSAN.

# Acción como disolvente

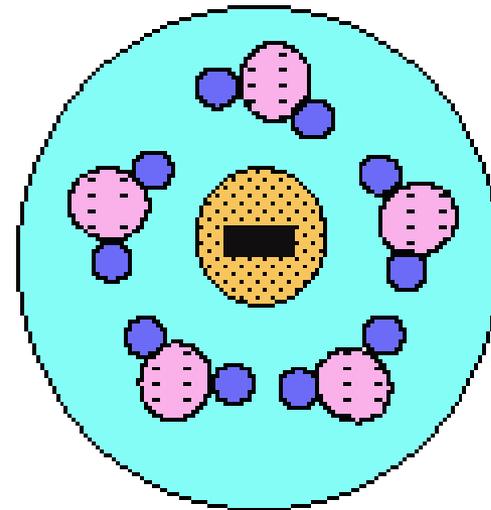
- El agua es el líquido que más sustancias disuelve, por eso decimos que es el disolvente universal.
- Disoluciones moleculares: Por atracción de carga opuesta entre molécula de agua y otras moléculas polares.
- Disoluciones iónicas: Por atracción entre molécula de agua y sustancias iónicas



## Capa de solvatación



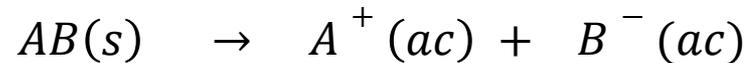
iones de  
 $\text{Na}^+$



iones de  
 $\text{Cl}^-$

**Disociación electrolítica**, propuesta por Svante Arrhenius, plantea que ciertas sustancias en contacto con agua forman iones que conducen la corriente eléctrica.

En el caso de un electrolito fuerte hipotético AB, experimentaría la siguiente disociación:



No obstante, la adición de un electrolito al agua no garantiza la conductividad eléctrica de la disolución, ya que dependerá de la CANTIDAD de electrolito utilizado.

# Capacidad calórica y efecto moderador

- El agua puede absorber mucho calor y subir muy poco su temperatura.
- Gracias a su gran capacidad calórica el agua funciona como un moderador del clima. Así en lugares con grandes cuerpos de agua las temperaturas extremas son menos extremas que los lugares sin grandes cuerpos de aguas considerando condiciones climatológicas similares.





## MISCIBILIDAD

Capacidad de una sustancia para disolverse en otra. Es un dato cualitativo. Separa los pares de sustancias en "miscibles" y "no miscibles".



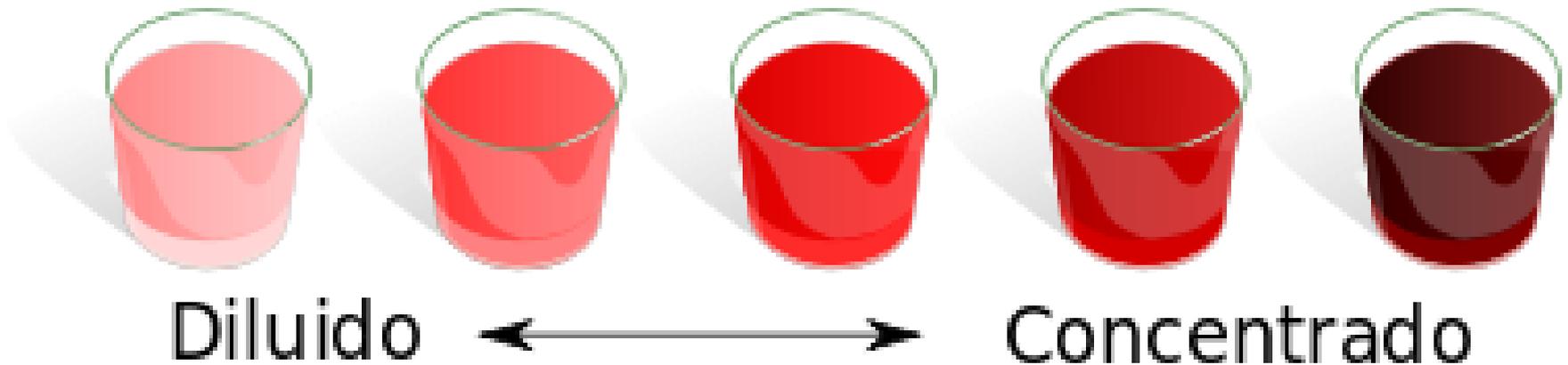
A gua y vinagre dos sustancias miscibles



A gua y aceite dos sustancias inmiscibles

**b. Proporción de los componentes.**

Las disoluciones se pueden clasificar según la cantidad de soluto que contienen en diluidas y concentradas.



# 4. Solubilidad



## 4.1 Definición

Se define como la **máxima** cantidad de **soluto** que se disolverá en una cantidad dada de **disolvente** a una temperatura específica.

Puede expresarse en moles por litro, en gramos por litro, o también en porcentaje de soluto (m(g)/100 mL).



$$S = \frac{\text{g soluto}}{100 \text{ mL disolvente}}$$



Ej. A 20 °C y 1 atm de presión, se puede disolver un máximo de 204 g de sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) en 100 g de agua y 0,00138 moles de  $O_2$  por litro de agua.

El punto de saturación para una disolución representa un límite de estabilidad.

Consecuentemente las soluciones sobresaturadas sólo pueden existir en condiciones especiales y, cuando existen, son siempre inestables, de hecho, en general basta agitar una solución o adicionar un pequeño cristal del propio soluto para que todo el exceso de soluto precipite, y con eso la solución sobresaturada vuelve a saturarse.

Cuando la solubilidad de una sustancia es prácticamente nula, diremos que la sustancia es ***insoluble*** en ese solvente, es el caso del cloruro de plata en agua, cuya solubilidad es de 0,014 gramos/litro. Cuando esto ocurra entre dos líquidos diremos que son ***inmiscibles*** (aceite y agua).

Cuando las sustancias se disuelven en cualquier proporción (solubilidad infinita) diremos que ellas son totalmente ***miscibles*** (alcohol etílico y agua).

## e. Proporción de los componentes.

Las disoluciones se pueden clasificar según la cantidad de soluto que contienen con respecto a la solubilidad.

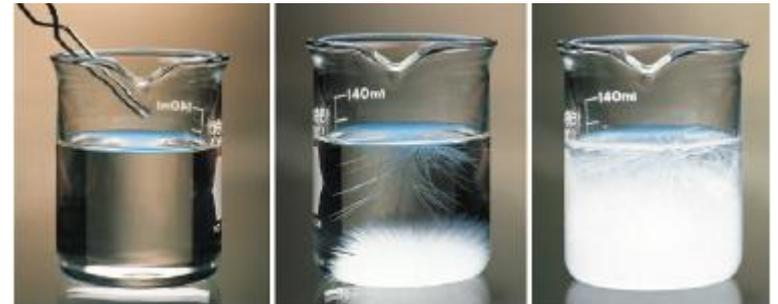
### b1) Disolución no saturada o insaturada

Contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver el disolvente.



### b2) Disolución saturada

Contiene la máxima cantidad de un soluto que puede disolver un disolvente en particular, a una temperatura específica.



### b3) Disolución sobresaturada

Contiene más soluto que el que puede haber en una disolución saturada. Estas disoluciones no son muy estables. Con el tiempo una parte del soluto se separa de la disolución en forma de cristales (cristalización).





## IMPORTANTE:

La gran diferencia entre *concentrado* y *saturado*, es que *concentrado* es sólo una apreciación mientras que *saturado* se refiere a un límite, una cantidad establecida.

Muchos compuestos covalentes son insolubles en solventes polares, pero sí lo son en solventes apolares.

Existen a pesar de lo anterior compuestos covalentes que se disuelven en solventes polares.

Los compuestos iónicos además de disolverse en un solvente polar, experimentan disociación (generan iones en solución).

Existen compuestos covalentes que además de disolverse en solventes polares, experimentan disociación (los ácidos binarios como el HCl, son un buen ejemplo).

# FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

- Naturaleza de los reactantes
- Temperatura
- Presión

# 1) Naturaleza química

Cuando una sustancia (el soluto) se disuelve en otra (el disolvente), las partículas de soluto se dispersan en el disolvente, ocupando posiciones que estaban ocupadas antes por moléculas de disolvente. La facilidad de este proceso depende de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones:

- **Interacción disolvente-disolvente**
- **Interacción soluto-soluto**
- **Interacción disolvente-soluto**

Atracción soluto-disolvente

>

Atracción disolvente-disolvente y atracción soluto-soluto

**Disolución favorable**

Ej.  $\text{KNO}_3$  o  $\text{LiOH}$  en agua

Atracción soluto-disolvente

<

Atracción disolvente-disolvente y atracción soluto-soluto

**Disolución desfavorable**

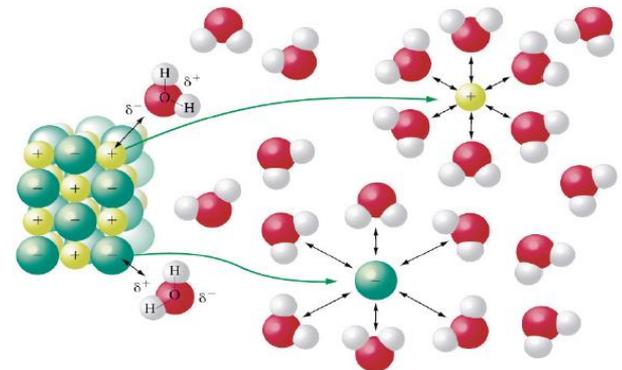
Ej.  $\text{AgSO}_4$  o  $\text{MgCO}_3$  en agua

La solubilidad de los compuestos iónicos en agua (varía de unos compuestos a otros) depende de un equilibrio entre dos fuerzas, ambas de naturaleza eléctrica.

Fuerzas de atracción entre las moléculas de agua y sus iones, que tienden a disolver el sólido (Ej. NaCl, NaOH)

Fuerzas de atracción entre iones con cargas opuestas, que tienden a mantenerlos en estado sólido (Ej. BaSO<sub>4</sub>, CaCO<sub>3</sub>)

- Dos sustancias que tienen el mismo tipo y magnitud de **fuerzas intermoleculares** serán **solubles** entre sí.
- La solubilidad de las sustancias no polares en agua es muy pequeña, y en general los **compuestos orgánicos no son solubles en agua**, excepto el metanol (CH<sub>3</sub>OH), el etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) y el etilenglicol (OHCH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>OH).

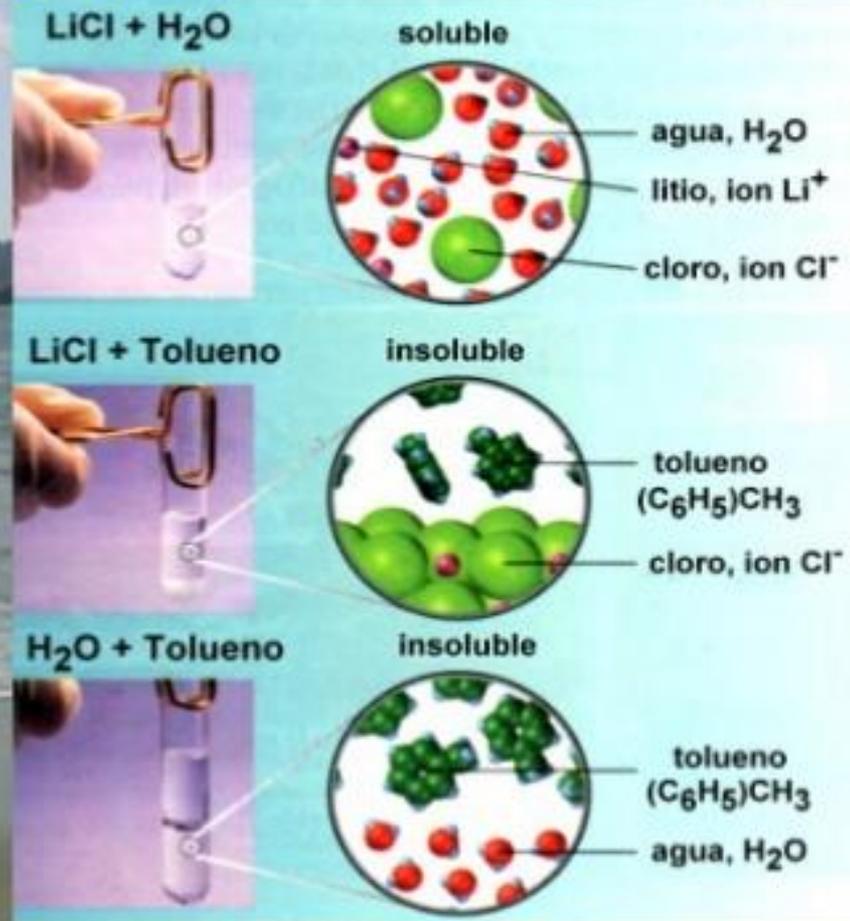


# Factores que afectan la solubilidad

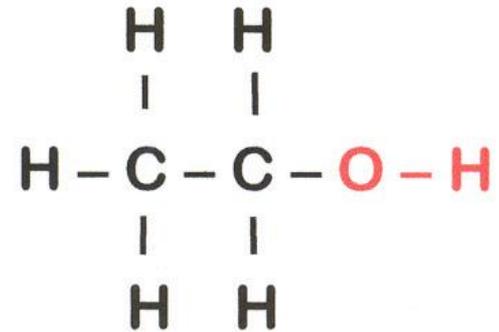
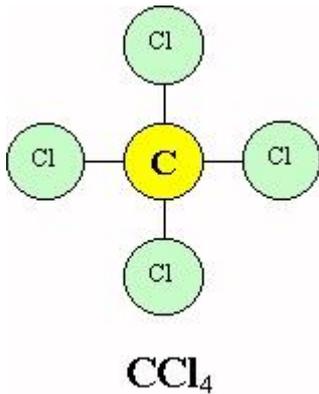
## Interacciones soluto - solvente

Sustancias polares son solubles en solventes polares y las no polares son solubles en solventes no polares. Esto se expresa como:

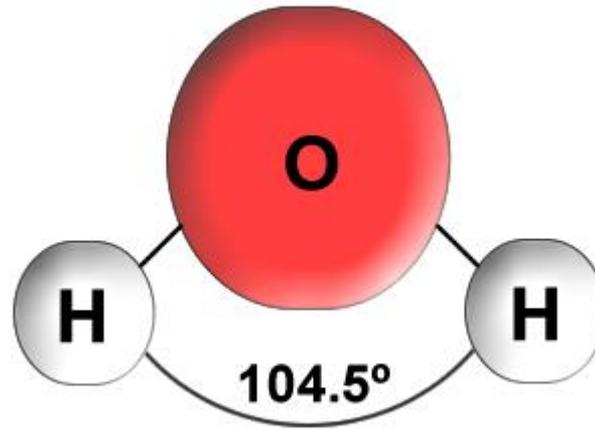
**" lo semejante disuelve lo semejante ".**



¿Porqué el tetracloruro de carbono no se disuelve en agua, en cambio el alcohol si es miscible en ella?

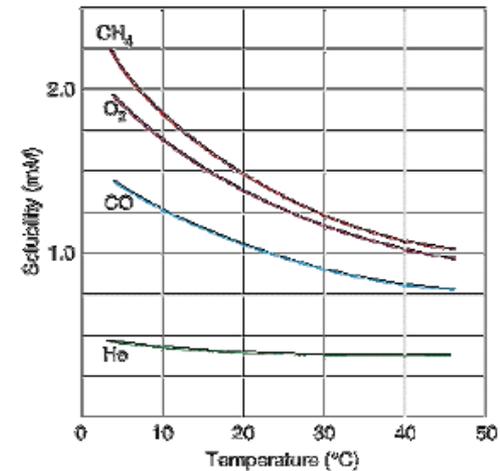
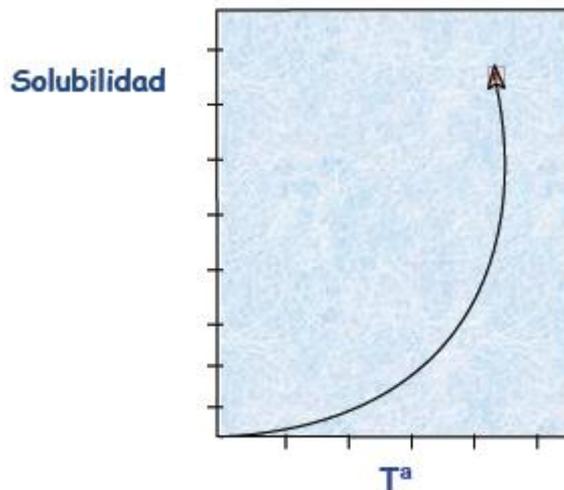
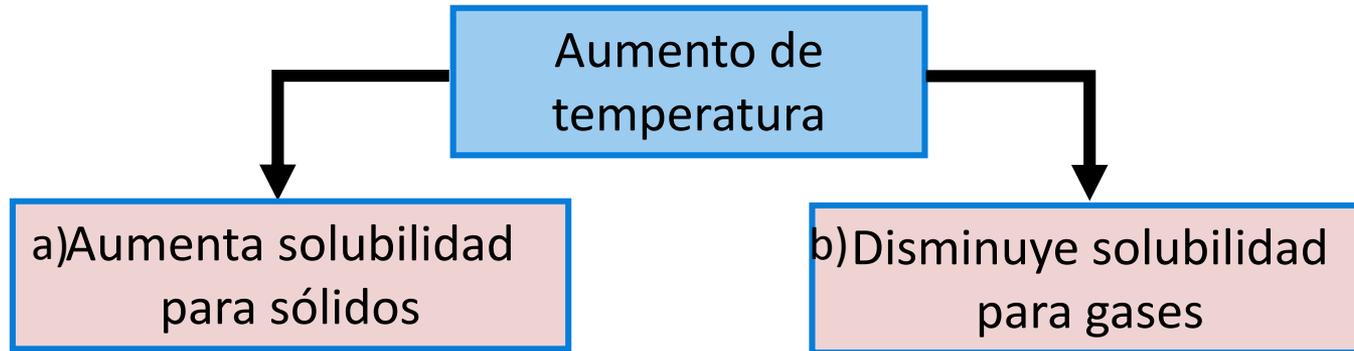


Molécula de Agua



## 2) Temperatura

Está relacionada con la cantidad de energía cinética molecular.

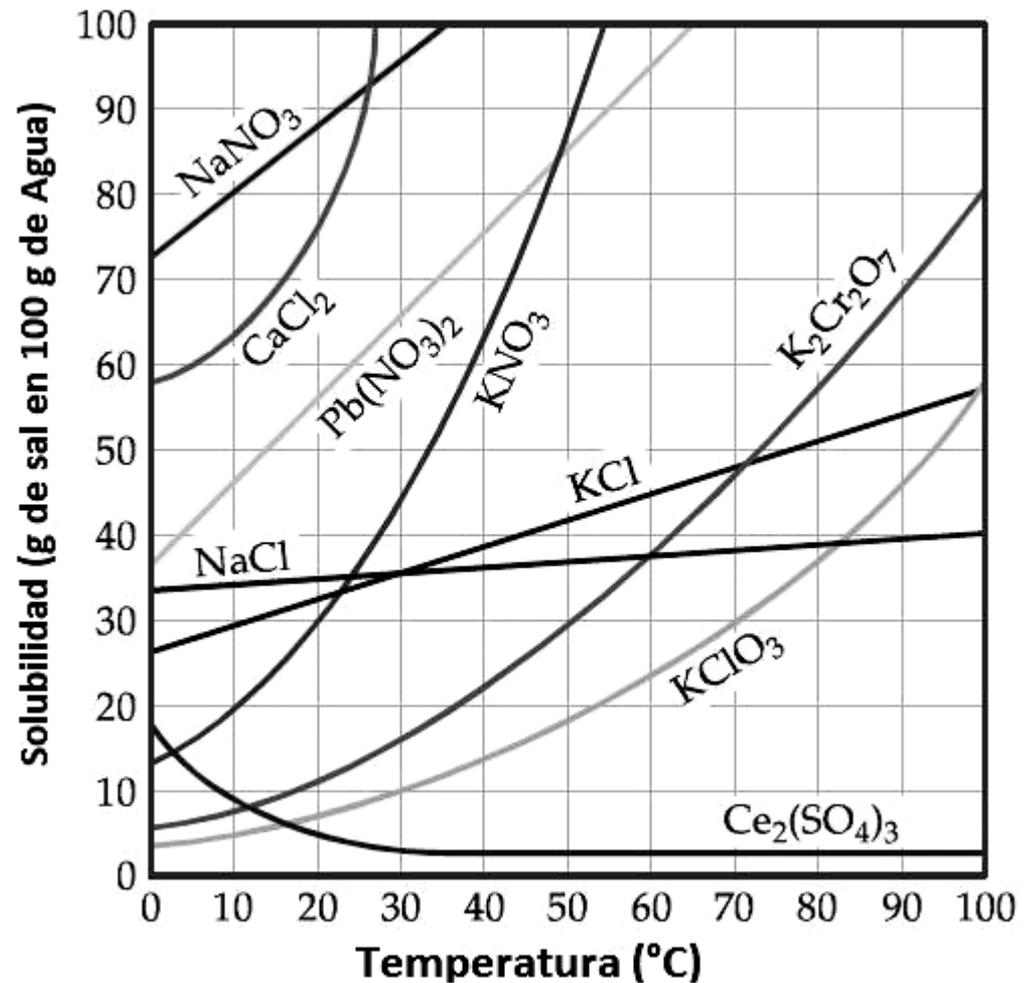


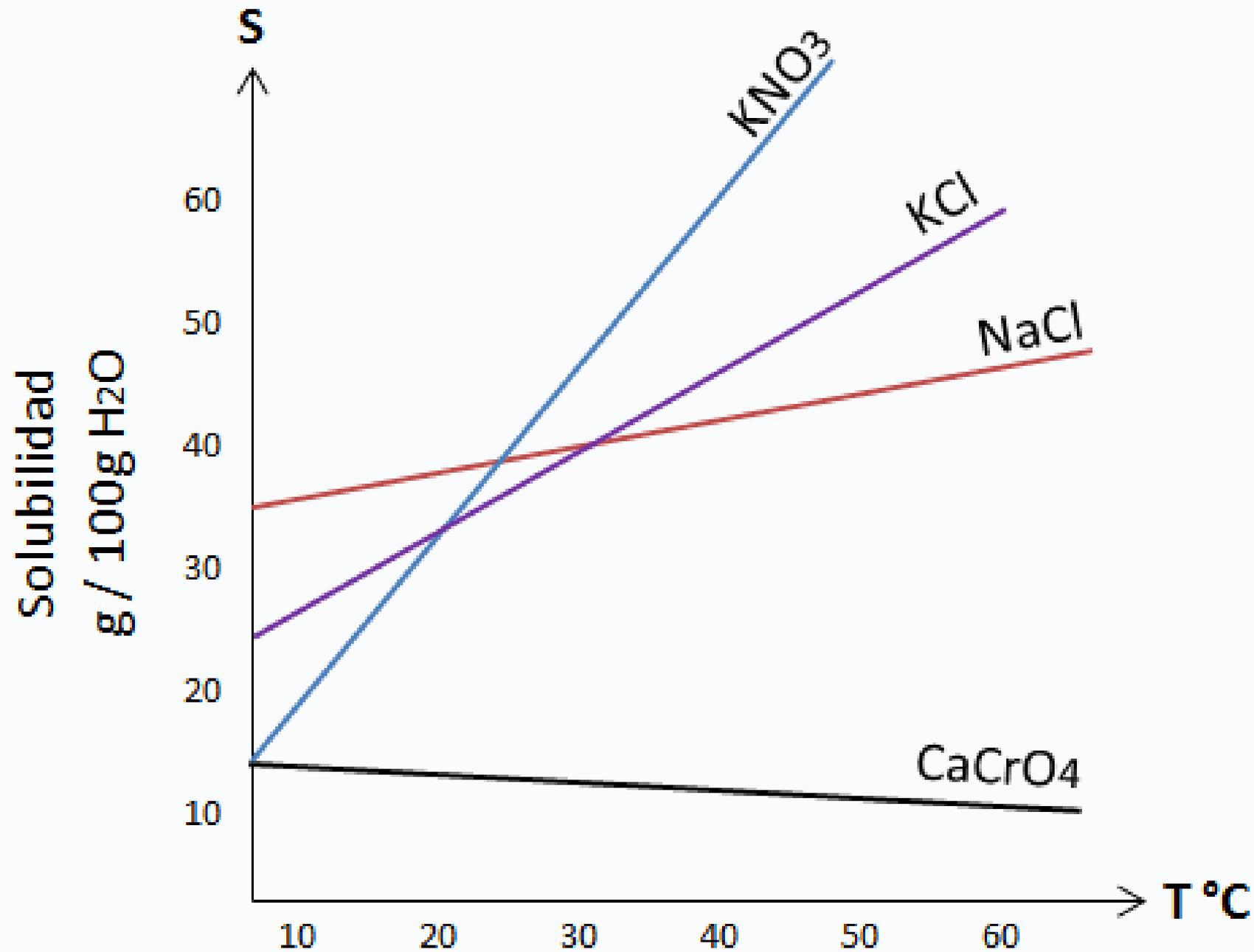


## a) SOLUBILIDAD DE SÓLIDOS EN LÍQUIDOS

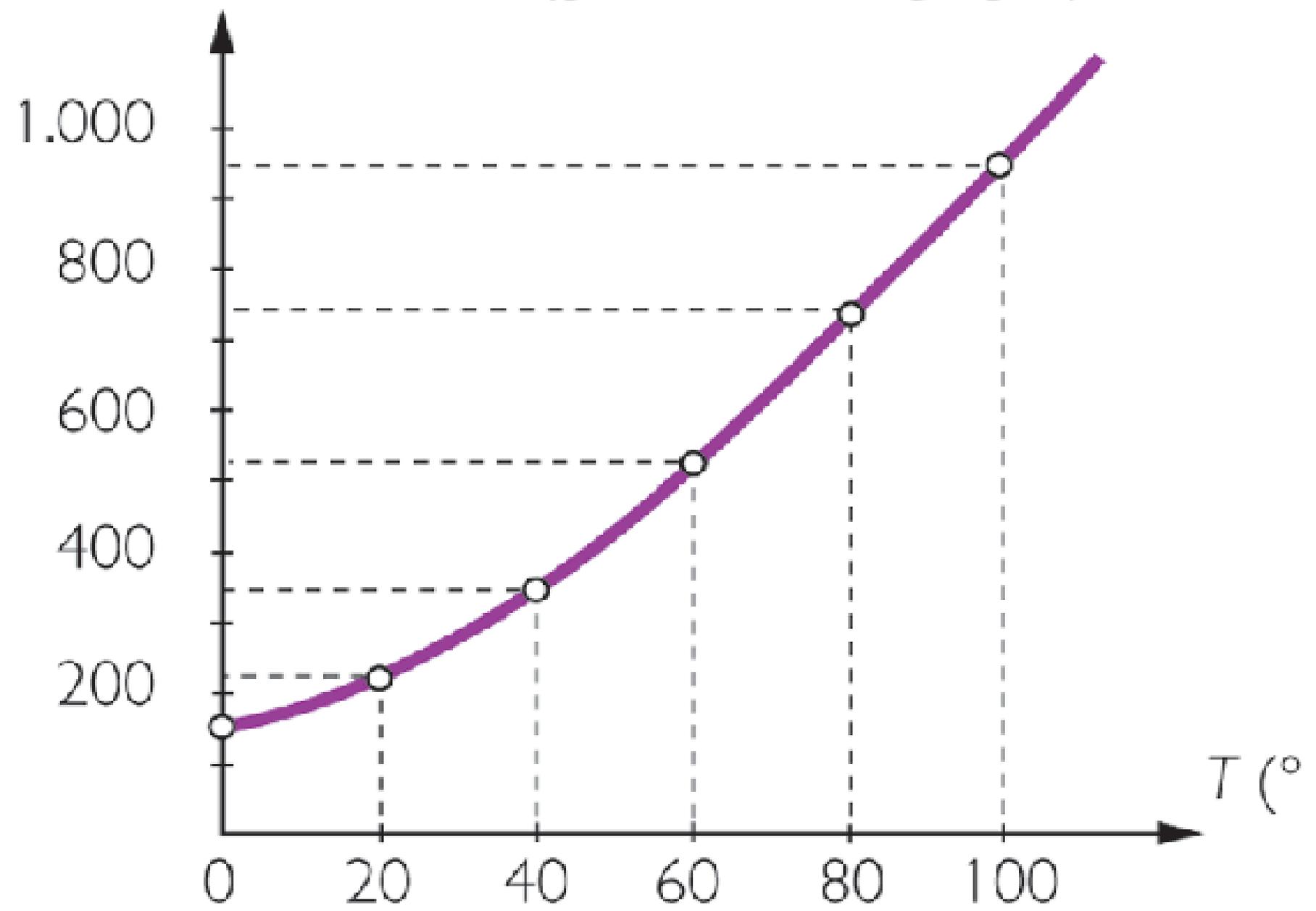
En general, la solubilidad de un sólido aumenta con la temperatura y sólo algunas sustancias disminuyen su solubilidad.

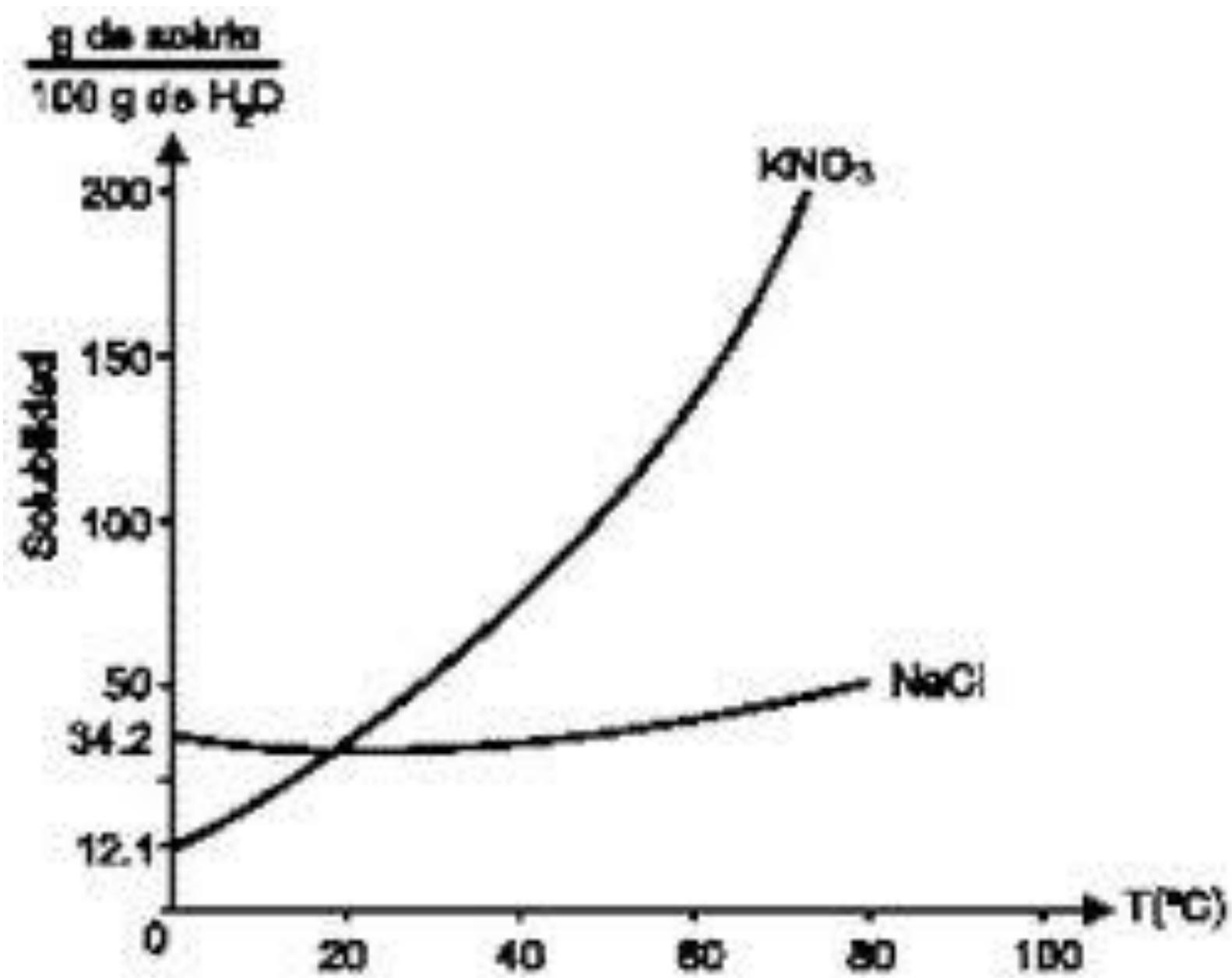
Analicemos esto a través de algunas curvas de solubilidad, relacionando la disolución de varios solutos en 100 g. de agua, en función de la temperatura.



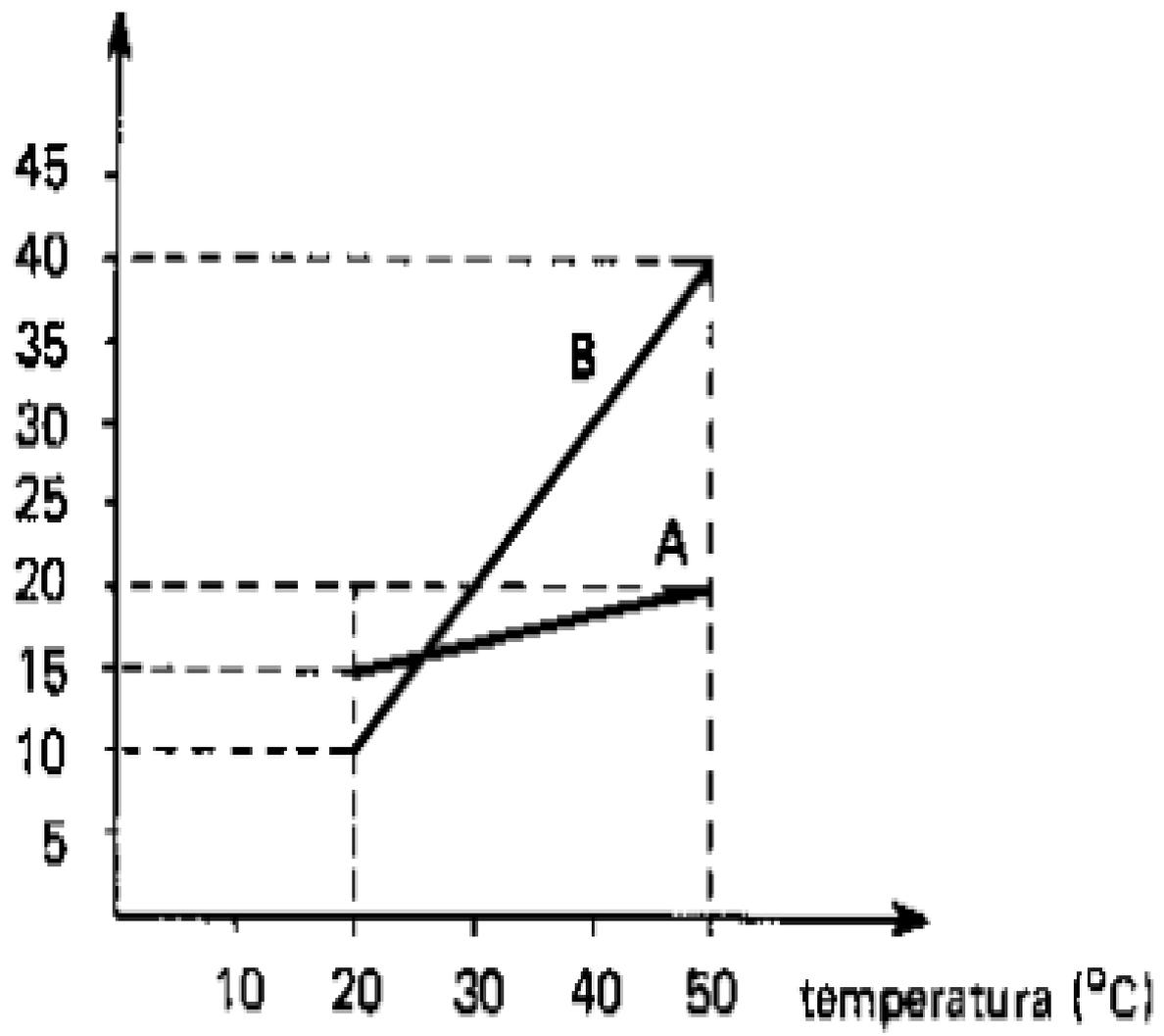


Solubilidad (g soluto/100 g agua)



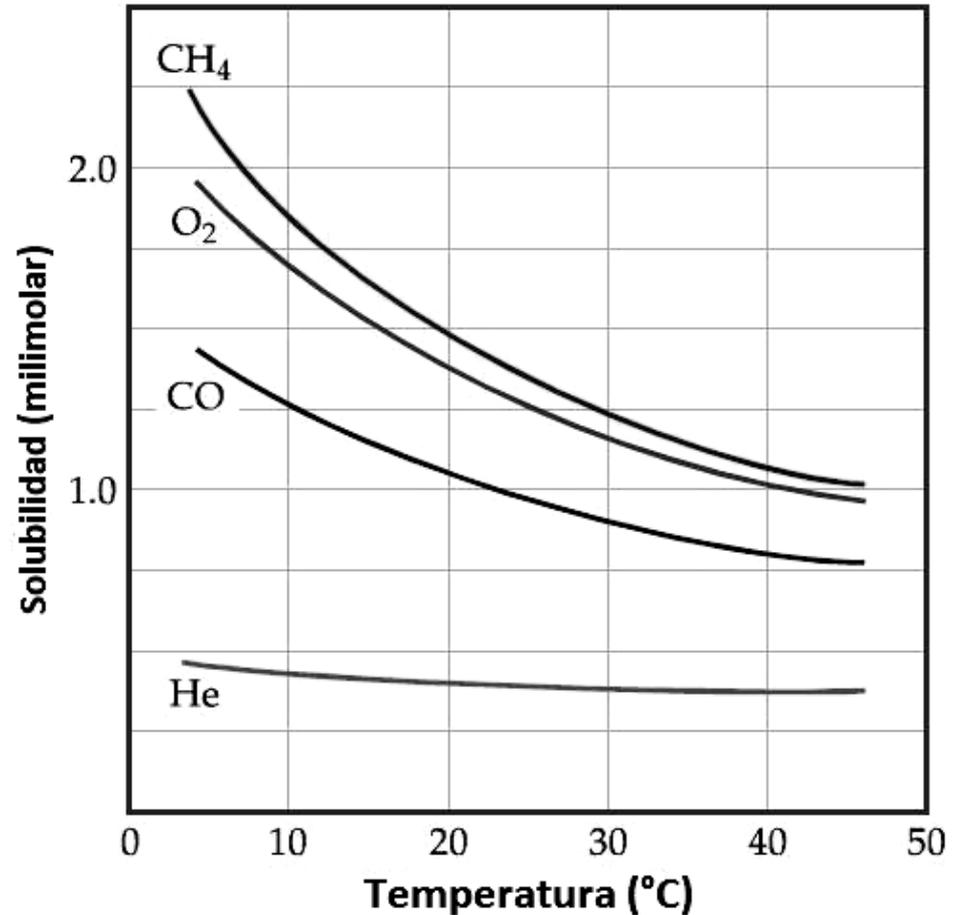


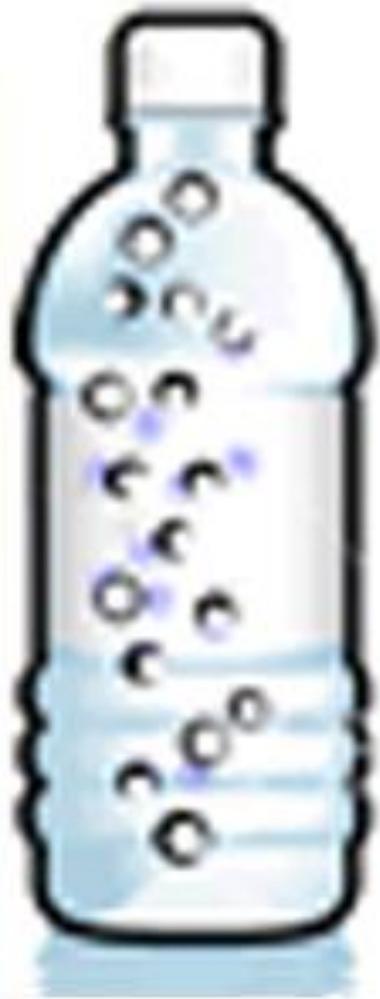
Solubilidad  
ml de agua)



## b) SOLUBILIDAD DE GASES EN LÍQUIDOS

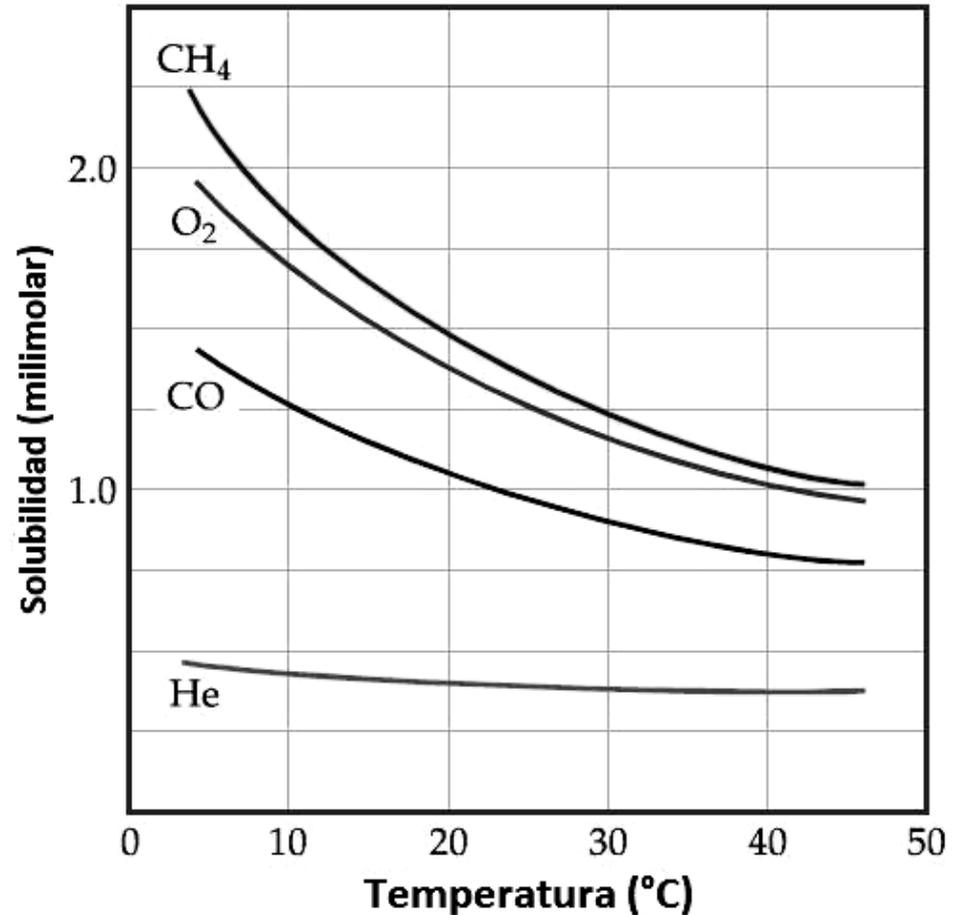
La solubilidad de un gas en un líquido disminuye con la temperatura, pues al aumentar la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas de líquido generando espacios por los cuales se escapan las moléculas gaseosas, a su vez con el aumento de temperatura las moléculas gaseosas también se mueven más rápido y comienzan a aumentar su velocidad de escape, por esto una bebida gaseosa tibia casi nunca tiene gas.





## b) SOLUBILIDAD DE GASES EN LÍQUIDOS

La solubilidad de un gas en un líquido disminuye con la temperatura, pues al aumentar la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas de líquido generando espacios por los cuales se escapan las moléculas gaseosas, a su vez con el aumento de temperatura las moléculas gaseosas también se mueven más rápido y comienzan a aumentar su velocidad de escape, por esto una bebida gaseosa tibia casi nunca tiene gas.



Los siguientes gráficos muestran la disminución de la solubilidad del oxígeno ( $O_2$ ) y dióxido de carbono ( $CO_2$ ) en agua.

Gráfico 2. Solubilidad  $O_2$  vs. temperatura

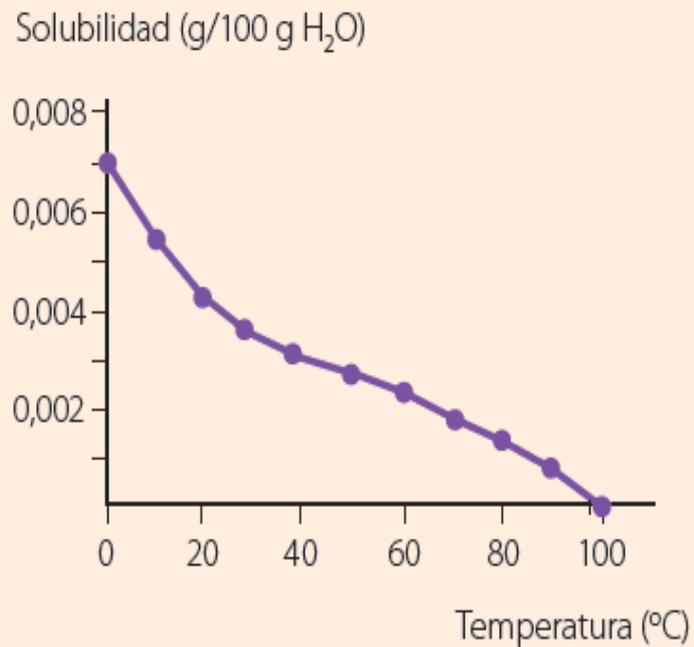
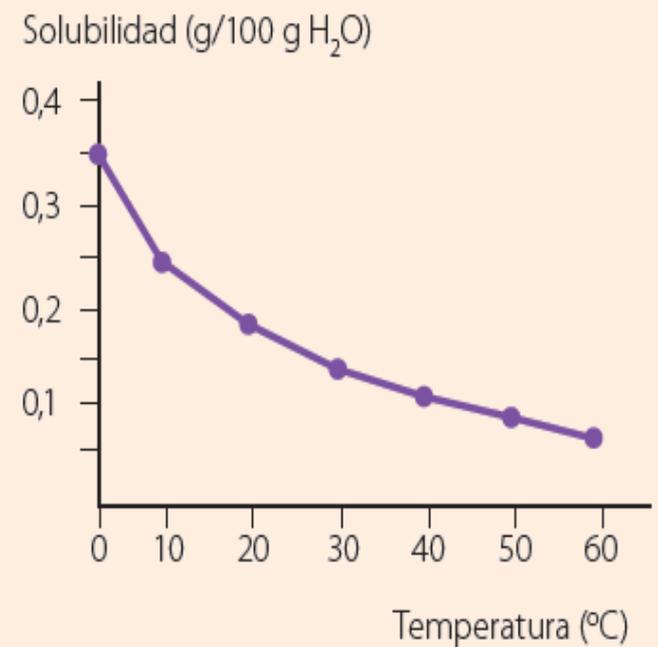


Gráfico 3. Solubilidad  $CO_2$  vs. temperatura



Note que, en general, la solubilidad aumenta con la temperatura.

Observe una de las curvas de la solubilidad del gráfico anterior, por ejemplo la de  $\text{KNO}_3$ ; a  $10^\circ\text{C}$  se disuelve un máximo de 20 g en 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . A  $40^\circ\text{C}$ , la cantidad de soluto disuelto en los mismos 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$  sobrepasa los 60 gramos (el triple).

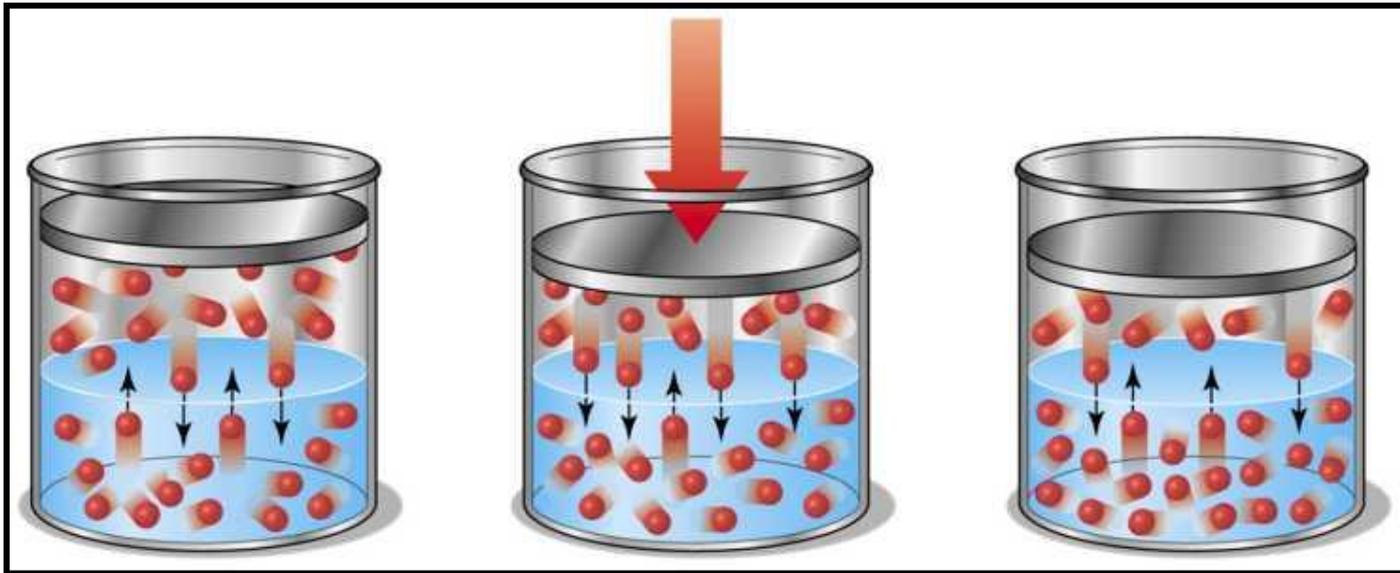
El sulfato de cerio  $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$  es una de las excepciones. El aumento de temperatura de una solución acuosa de esta sal provoca una disminución de la solubilidad.

## c) Presión

La presión tiene un efecto importante sobre la solubilidad para los sistemas gaseosos. A una T determinada, el aumento de la presión implica un incremento en la solubilidad del gas en el líquido.

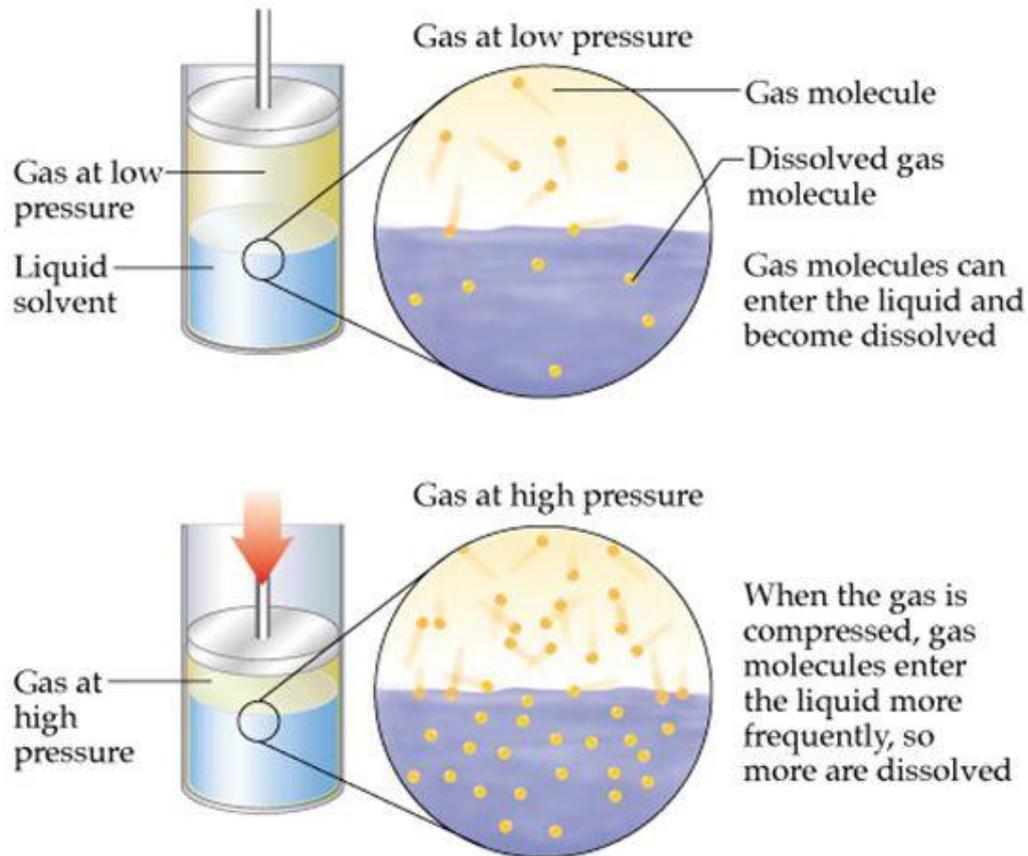
Aumento de presión

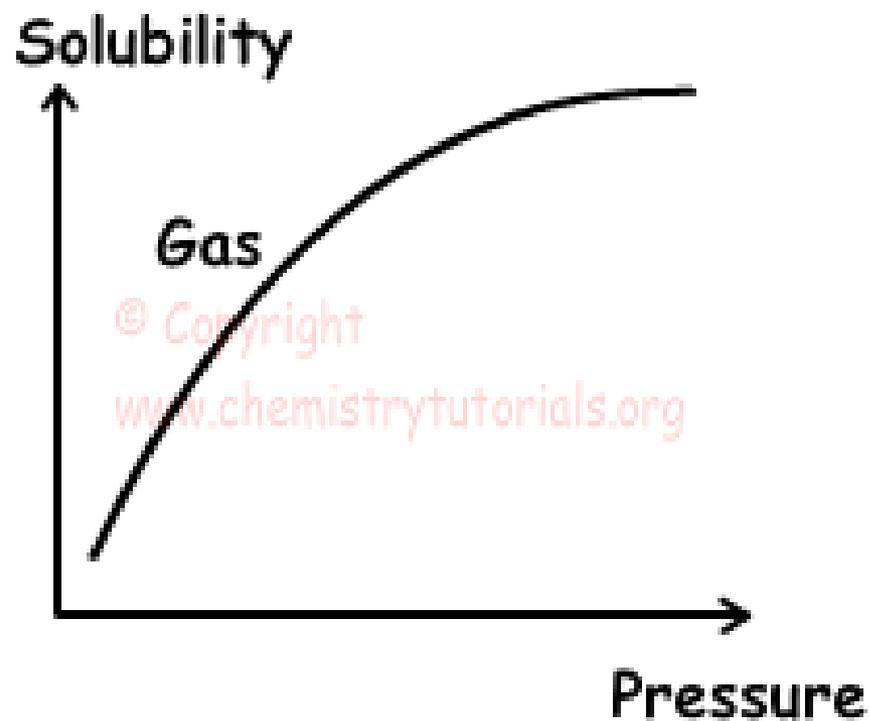
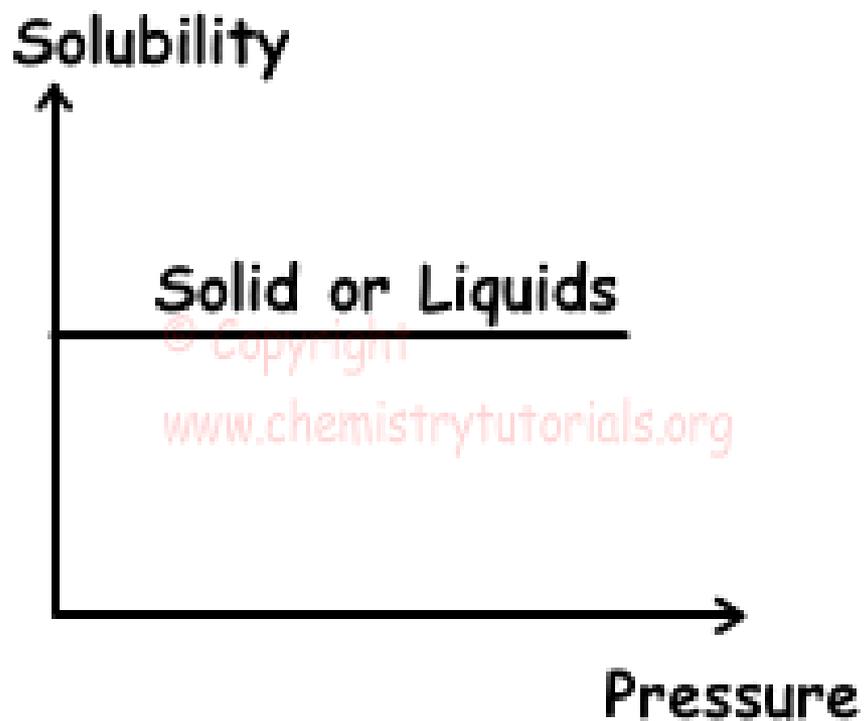
Aumenta solubilidad



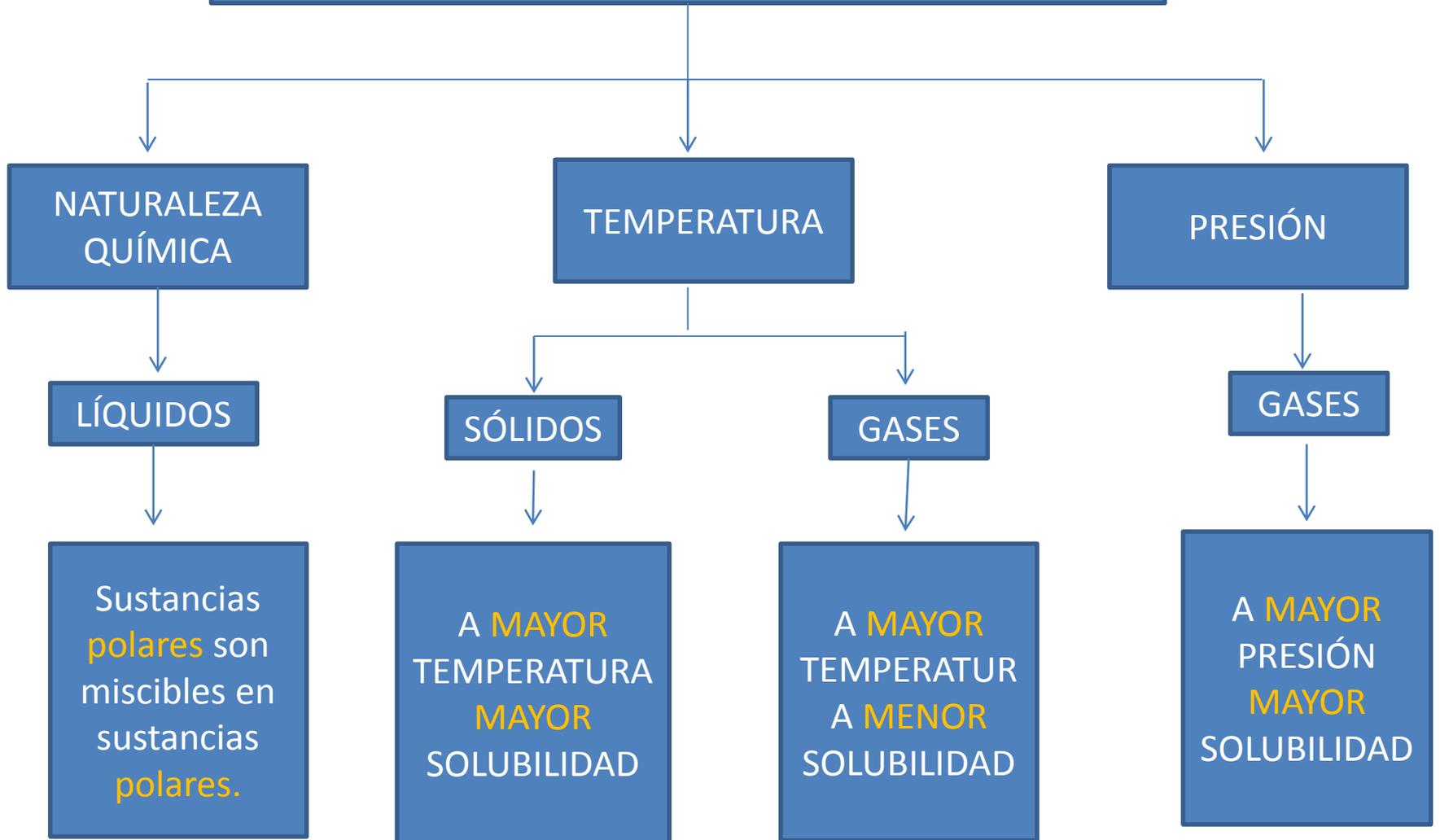
# PROPIEDADES DE LAS SOLUCIONES

Efecto de la presión sobre la solubilidad de gases en líquidos.





# FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD



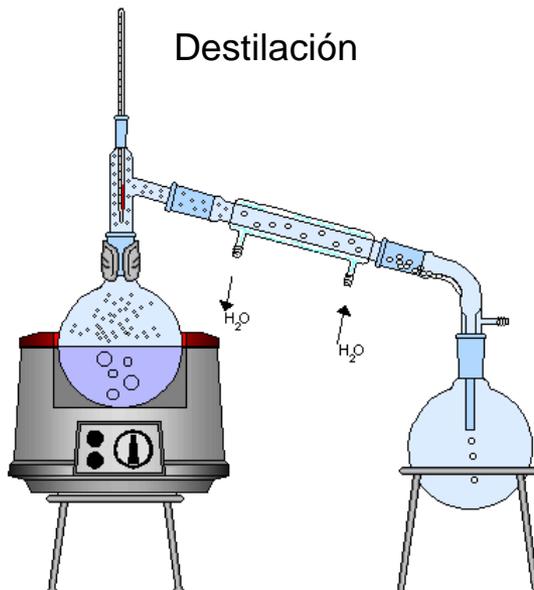
## 2.2 Técnicas de separación de mezclas

Los componentes de una mezcla pueden separarse mediante diversas técnicas que dependerán del estado de la mezcla y de los componentes.

**Destilación:** consiste en separar mediante evaporaciones y condensaciones sucesivas los diferentes componentes de una mezcla, aprovechando los diferentes puntos de ebullición.

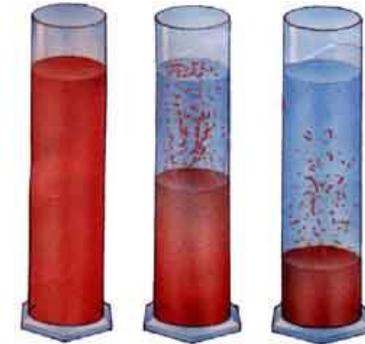


Evaporación



**Evaporación:** consiste en separar componentes mediante evaporación cuando solo un componente es de interés. Se puede hacer por calentamiento o presión reducida.

**Decantación:** método mecánico de separación de mezclas heterogéneas, que pueden estar formadas por un líquido y un sólido, o por dos líquidos. Se basa en la diferencia de densidad de los componentes.



Decantación



Filtración

**Filtración:** corresponde al proceso de separación de sólidos en suspensión en un líquido mediante un medio poroso, que retiene los sólidos y permite el paso del líquido.

**Tamizado:** método físico para separar mezclas de diferentes tamaños al hacerlos pasar por un tamiz (colador). Es un método utilizado generalmente en mezclas de sólidos heterogéneos.



Tamizado

## 5. Unidades porcentuales de concentración



Expresan la concentración mediante el porcentaje de soluto en la disolución, utilizando unidades físicas.

Se utilizan tres tipos de unidades porcentuales:

**5.1. Porcentaje masa/masa o peso/peso** (% m/m o % p/p)

**5.2. Porcentaje masa/volumen o peso/volumen** (% m/v o % p/v)

**5.3. Porcentaje volumen/volumen** (% v/v)

## 5.1 Porcentaje masa/masa (% m/m)

---

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) disolución}} \times 100$$

X g de soluto en 100 g de disolución

¿Cuál es el % m/m de una disolución formada por 30,0 gramos de soluto y 170 gramos de disolvente?

x gramos de soluto  $\rightarrow$  100 gramos de disolución

30,0 gramos de soluto  $\rightarrow$  200 gramos de disolución

$$X = 15\% \text{ m/m}$$

## 5.2 Porcentaje masa/volumen (% m/v)

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{volumen (mL) disolución}} \times 100$$

X g de soluto en 100 mL de disolución

¿Cuántos gramos de soluto se necesita para preparar 300 mL de disolución de yoduro potásico (KI) al 15% m/v?

15 gramos de soluto → 100 mL de disolución

X gramos de soluto → 300 mL de disolución

X = 45 gramos

### 5.3 Porcentaje volumen/volumen (% v/v)

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen (mL) de soluto}}{\text{volumen (mL) disolución}} \times 100$$

X mL de soluto en 100 mL de disolución

¿Cuál es el % v/v de una disolución acuosa al 3,2% m/m de etanol?  
(Densidad disolución: 1,0 g/mL; densidad etanol: 0,8 g/mL)

Se deben convertir los valores en masa del soluto y disolución a volumen (mL), a través de la densidad.

$$d = \frac{m}{v}$$

Volumen soluto

$$v = \frac{3,2 \text{ g}}{0,8 \text{ g/mL}} = 4,0 \text{ mL etanol}$$

Volumen disolución

$$v = \frac{100,0 \text{ g}}{1,0 \text{ g/mL}} = 100,0 \text{ mL disolución}$$

X mL de etanol → 100 mL de disolución

4 mL de etanol → 100 mL de disolución

$$X = 4,0\% \text{ v/v}$$

# Disoluciones I: unidades químicas de concentración

## 6. Unidades químicas de concentración



Las concentraciones se pueden expresar por métodos químicos, que se diferencian de los métodos físicos en que están referidas a los moles del soluto (y en ocasiones del disolvente). Entre los métodos químicos más utilizados tenemos:

Molaridad (M)

Molalidad (m)

Fracción molar (X)

Se deben tener en cuenta las siguientes consideraciones:

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$d = \frac{m}{v}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cc o cm}^3$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$$

## 6.1 Molaridad (M)

---

Este método es muy útil para expresar concentraciones cuando se utiliza un **equipo volumétrico** (probetas, buretas o pipetas). Solo se necesita pesar cierta cantidad de soluto, que corresponda a la concentración deseada, y adicionar suficiente disolvente hasta completar un volumen determinado en un **matraz volumétrico aforado**.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ litro de disolución}}$$

M = X moles de soluto en 1000 mL de disolución

Ventajas

Permite medir el volumen de una disolución, utilizando matraces volumétricos calibrados con precisión.

Desventajas

El volumen de la mayoría de las disoluciones depende en parte de la temperatura (dilatación térmica).

## Ejemplo



Calcular la molaridad (M) de una disolución que se preparó masando 71,0 g de sulfato sódico ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) y añadiendo suficiente agua hasta aforar un volumen de 500 mL.

$$\text{MM Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{71 \text{ g}}{142 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$$

X mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  1000 mL de disolución

0,5 mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  500 mL de disolución

$$X = 1,0 \text{ mol/L ; M ; molar}$$

# Dilución



Es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada.

Para una disolución de concentración y volumen conocido



$$C_i \times V_i = n$$

Al efectuar un proceso de dilución, agregando más disolvente a una cantidad dada de la disolución concentrada, su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de moles de soluto.

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

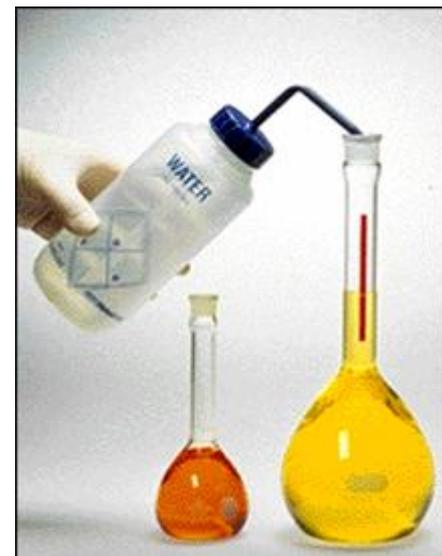
Donde:

$C_i$ : concentración inicial (M)

$V_i$ : volumen inicial (mL o L)

$C_f$ : concentración final (M)

$V_f$ : volumen final (mL o L)



Moles de soluto antes de la dilución = Moles de soluto después de la dilución

## Ejemplo



Preparar 1L de una disolución de permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ) 0,40 M a partir de una disolución de  $\text{KMnO}_4$  1,00 M.

Tenemos:

$$C_i: 1,00 \text{ M} \quad V_i: ?$$

$$C_f: 0,40 \text{ M} \quad V_f: 1 \text{ L}$$

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

Por lo tanto, tenemos:

$$1,00 \text{ M} \times V_i = 0,40 \text{ M} \times 1 \text{ L}$$

$$V_i = 0,4 \text{ L o } 400 \text{ mL}$$

Por tanto, se deben tomar 400 mL de la disolución de permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ) 1,00 M y diluir (aforar) hasta 1000 mL (1L) adicionando agua (en un matraz volumétrico de 1L).

## 6.2 Molalidad (m)

---

La molalidad (m) es el número de moles de soluto que contiene un kilogramo de disolvente. Para preparar disoluciones de una determinada molalidad, no se emplea un matraz aforado como en el caso de la molaridad, sino que se puede emplear un **vaso de precipitado** y pesar en **balanza analítica**.

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ Kg de disolvente}}$$

m = X moles de soluto en 1000 gramos de disolvente

Ventajas

La molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión.

Desventajas

Para relacionarla con la molaridad se requiere conocer la densidad de la disolución.

# Ejemplo



Se agregan 73,0 gramos de ácido clorhídrico (HCl) a 200 gramos de agua, ¿cuál es la molalidad de la disolución?

$$\text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{73,0 \text{ g de HCl}}{36,5 \text{ g/mol}} = 2,0 \text{ mol de HCl}$$

Soluto + Disolvente = Disolución

$$73,0 \text{ g} + 200 \text{ g} = 273 \text{ g}$$

X mol de HCl  $\rightarrow$  1000 g de disolvente

2,0 mol de HCl  $\rightarrow$  200 g de disolvente

$$X = 10,0 \text{ mol/Kg}_{\text{disolvente}} ; m ; \text{ molal}$$

## 6.3 Fracción molar (X)

Expresa la cantidad de moles de cada componente en relación a la totalidad de los moles de disolución. Corresponde a una unidad adimensional.

$$\text{Fracción molar (X)} = \frac{\text{moles de soluto o moles de disolvente}}{\text{moles totales de la disolución}}$$

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{disolvente}} = 1$$

Ventajas

Apropiada para el cálculo de presiones parciales de los gases y para trabajar con presiones de vapor de las disoluciones.

Desventajas

No se utiliza para expresar la concentración de las disoluciones para valoraciones o para análisis gravimétricos.

# Ejemplo



Una disolución esta formada por 324 g de H<sub>2</sub>O y 120 g de ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH).  
Calcular la fracción molar de cada uno.

$$\text{MM H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM CH}_3\text{COOH} = 60 \text{ g/mol}$$

**Calculando los moles de ambos compuestos:**

$$n = \frac{324 \text{ g de H}_2\text{O}}{18 \text{ g/mol}} = 18,0 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$n = \frac{120 \text{ g Ac. acético}}{60 \text{ g/mol}} = 2,0 \text{ mol de CH}_3\text{COOH}$$

$$\text{Fracción molar (X) H}_2\text{O} = \frac{18 \text{ moles de H}_2\text{O}}{(18 \text{ moles de H}_2\text{O} + 2 \text{ mol de CH}_3\text{COOH})} = 0,9$$

$$\text{Fracción molar (X) CH}_3\text{COOH} = \frac{2 \text{ moles de CH}_3\text{COOH}}{(18 \text{ moles de H}_2\text{O} + 2 \text{ mol de CH}_3\text{COOH})} = 0,1$$

$$X \text{ soluto (Ac. acético) } 0,1 + X \text{ disolvente (H}_2\text{O) } 0,9 = 1$$

## 7. Otras unidades de concentración



Para expresar concentraciones muy pequeñas, trazas de una sustancia muy diluida en otra, es común utilizar otras unidades de concentración, tales como:

ppm: partes por millón

ppb: partes por billón

ppt: partes por trillón

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 10^6 \quad \longrightarrow \quad \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{masa disolución (Kg)}}$$

Ventajas

Permiten trabajar con disoluciones muy diluidas.

Desventajas

Soluto y disolución deben usar la misma unidad de medición.

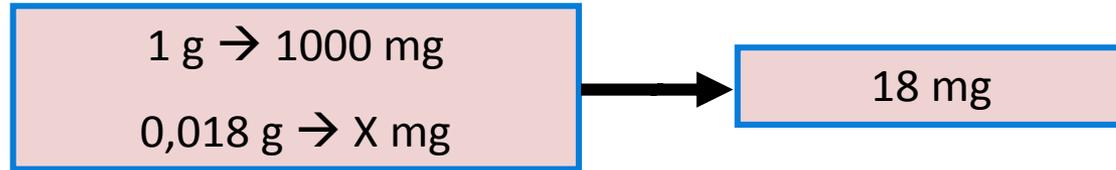


En el caso de disoluciones acuosas, una parte por millón (1 ppm) equivale a un miligramo (mg) de soluto por litro (L) de disolución.

## Ejemplo



¿Cuál es la concentración en ppm de una disolución de 500 gramos que contiene 0,018 gramos de manganeso (Mn)?



X mg de Mn → 1000 g de disolución

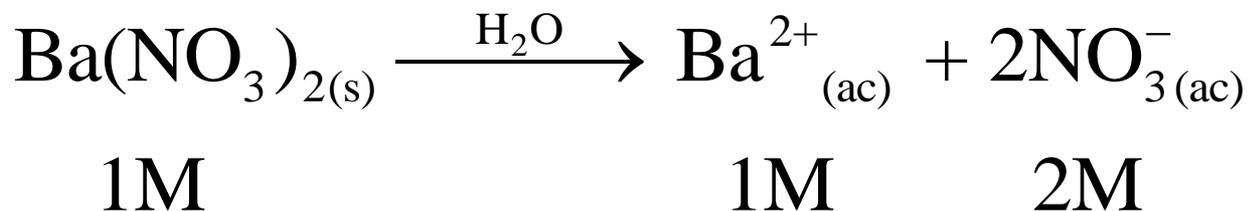
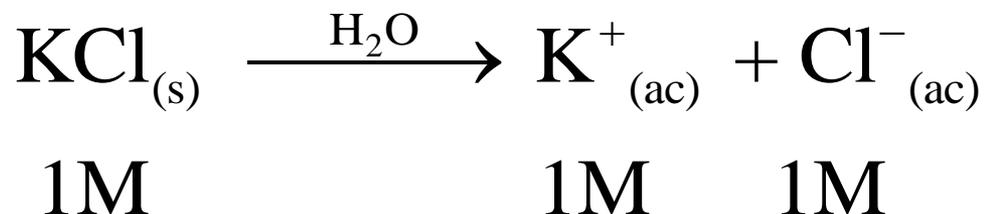
18 mg de Mn → 500 g de disolución

$$X = 36 \frac{\text{mg}}{\text{Kg}}, \text{ ppm}$$

## 8. Concentración molar de iones



Se debe conocer su ecuación de disociación e identificar la concentración de la disolución inicial. Así, asumiendo un 100% de disociación, se procede a multiplicar la concentración inicial por los coeficientes estequiométricos de los productos.



Tanto el cloruro de potasio (KCl) como el nitrato de bario ( $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ) son electrólitos fuertes, por lo que su disociación es completa y no quedan unidades de KCl ni de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

## Unidad II: Propiedades Coligativas.

# 10. Propiedades coligativas



Son propiedades que solo dependen del número de partículas de soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas.

Las propiedades coligativas son:

- **Disminución de la presión de vapor (tonoscopía)**
- **Elevación del punto de ebullición (ebulloscopía)**
- **Disminución del punto de congelación (crioscopía)**
- **Presión osmótica**

Se estudian las propiedades coligativas de disoluciones de no electrólitos y relativamente diluidas, es decir, disoluciones cuya concentración son  $\leq 0.2M$ .



## 10.1 Disminución de la presión de vapor (tonoscopía)

Al **añadir un soluto** a un disolvente puro, se produce una **disminución de la presión de vapor del disolvente**. Así, la relación entre la presión de vapor de la disolución y la presión de vapor del disolvente puro depende de la concentración del soluto en la disolución.

Ley de Raoult →

$$P_A = X_A P^\circ$$

● H<sub>2</sub>O  
● Soluto

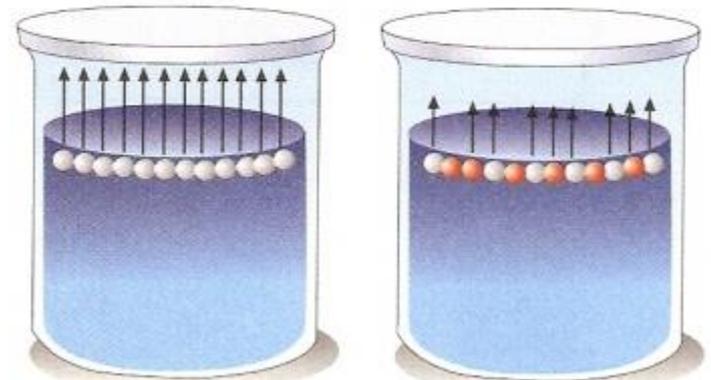
Donde:

$P_A$ : Presión parcial del disolvente en una disolución

$P^\circ$ : Presión de vapor del disolvente puro

$X_A$ : Fracción molar del disolvente en la disolución

**Si la presión de vapor disminuye, la evaporación ocurre lentamente**



Aplicación → determinación de pesos moleculares.

## 10.2 Elevación del punto de ebullición (ebulloscopía)

Es consecuencia de la disminución de la presión de vapor y nos indica que el **punto de ebullición de la disolución es mayor** que la del disolvente puro.

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^* = K_b \times m$$

Donde:

$T_{eb}$ : Punto de ebullición de la disolución

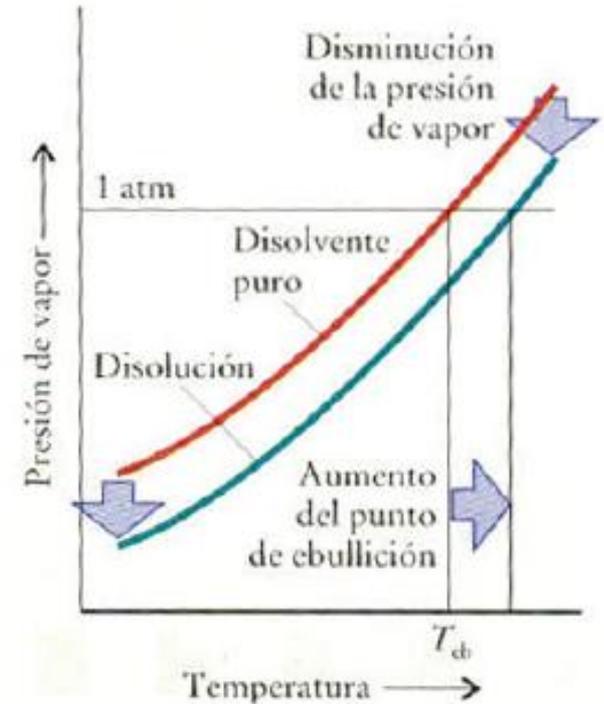
$T_{eb}^*$ : Punto de ebullición del disolvente puro

$K_b$ : Constante ebulloscópica (propia de cada disolvente)

$m$ : molalidad

Aplicación → determinación de pesos moleculares.

**Es mas difícil evaporar la disolución**



El punto de ebullición de una disolución es la temperatura a la cual su presión de vapor iguala a la presión atmosférica externa.

## 10.3 Disminución del punto de congelación (crioscopía)

El **punto de congelación de una disolución** es **menor** que el punto de congelación del disolvente puro. Esto es consecuencia directa de la disminución en la presión de vapor del disolvente por el soluto. El disolvente puro se separa cuando la disolución se congela.

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f = K_f \times m$$

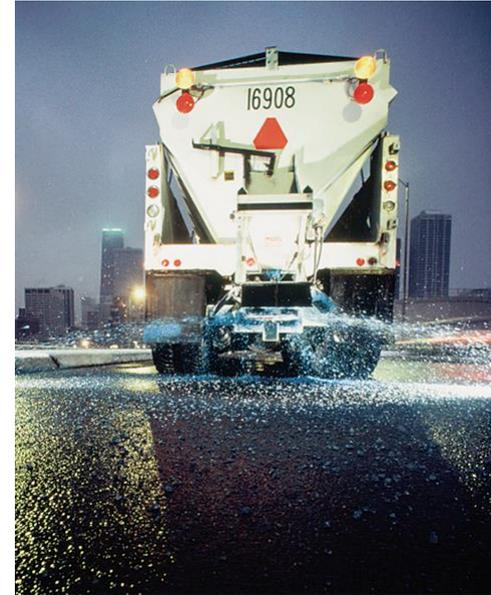
Donde:

$T_f$ : Punto de congelación de la disolución

$T_f^\circ$ : Punto de congelación del disolvente puro

$K_f$ : Constante crioscópica (propia de cada disolvente)

$m$ : molalidad



Aplicación → determinación de pesos moleculares, anticongelantes, añadir sal a las carreteras.

## 10.4 Presión osmótica ( $\pi$ )

La **presión osmótica** se define como la presión hidrostática necesaria para detener el flujo neto de agua a través de una membrana semipermeable que separa disoluciones de composición diferente.

$$\pi = M R T$$

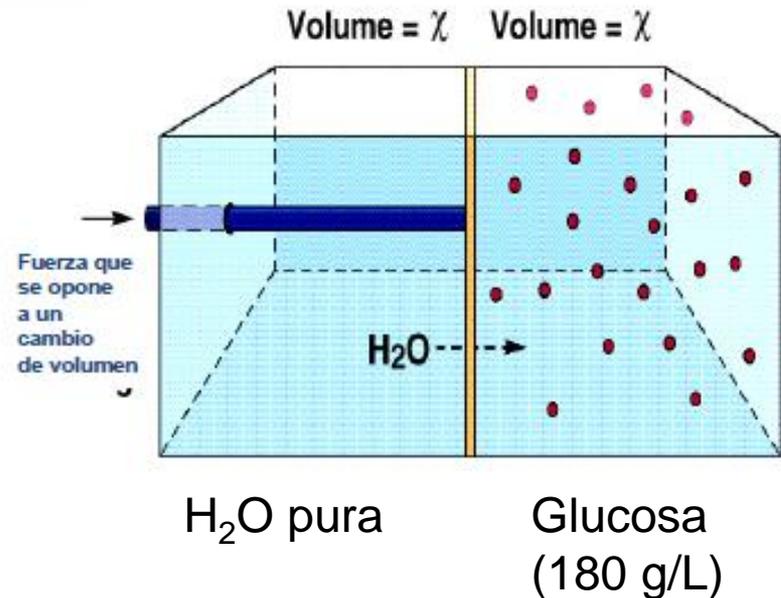
Donde:

$\pi$ : Presión osmótica (atm)

M: molaridad (mol/L)

R: constante de los gases (0.082 atm L/K mol)

T: temperatura (K)



Aplicación  $\rightarrow$  determinación de pesos moleculares (moléculas biológicas), osmosis inversa (desalinización de agua de mar).