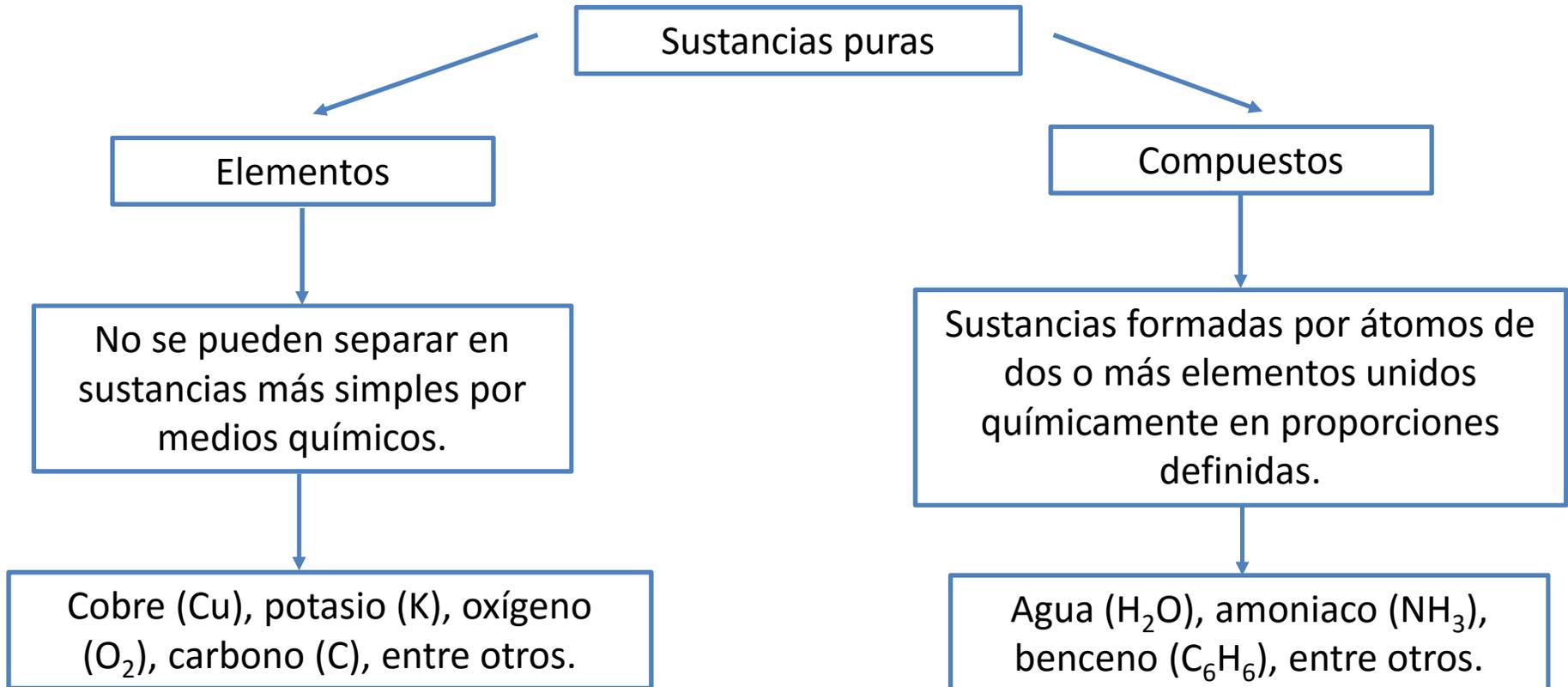


UNIDAD II: DISOLUCIONES QUÍMICAS

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

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.

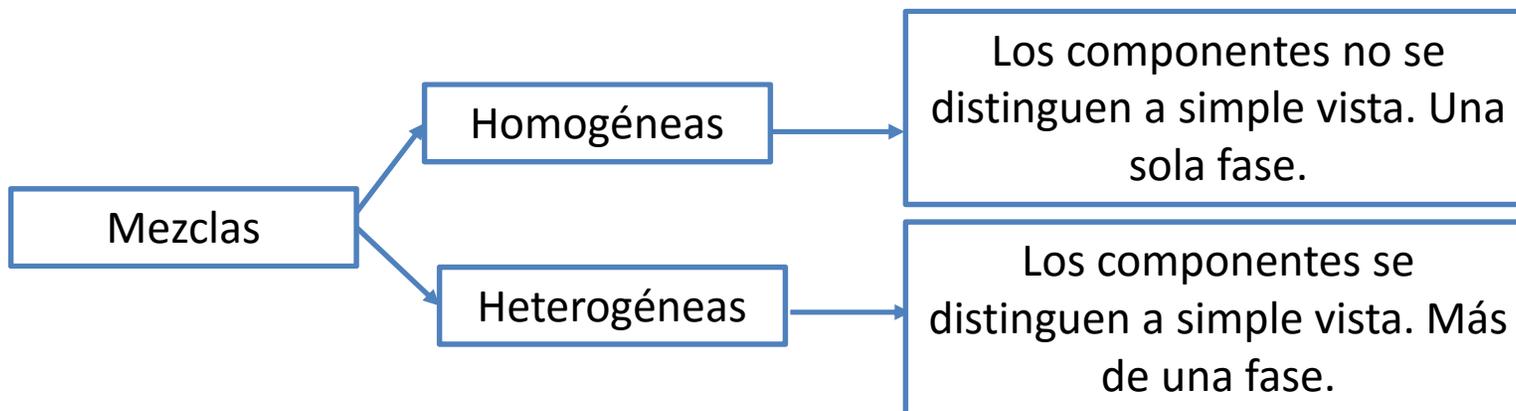


2. Mezclas

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.



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 1×10^{-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 \rightarrow menor a 10^{-6} mm

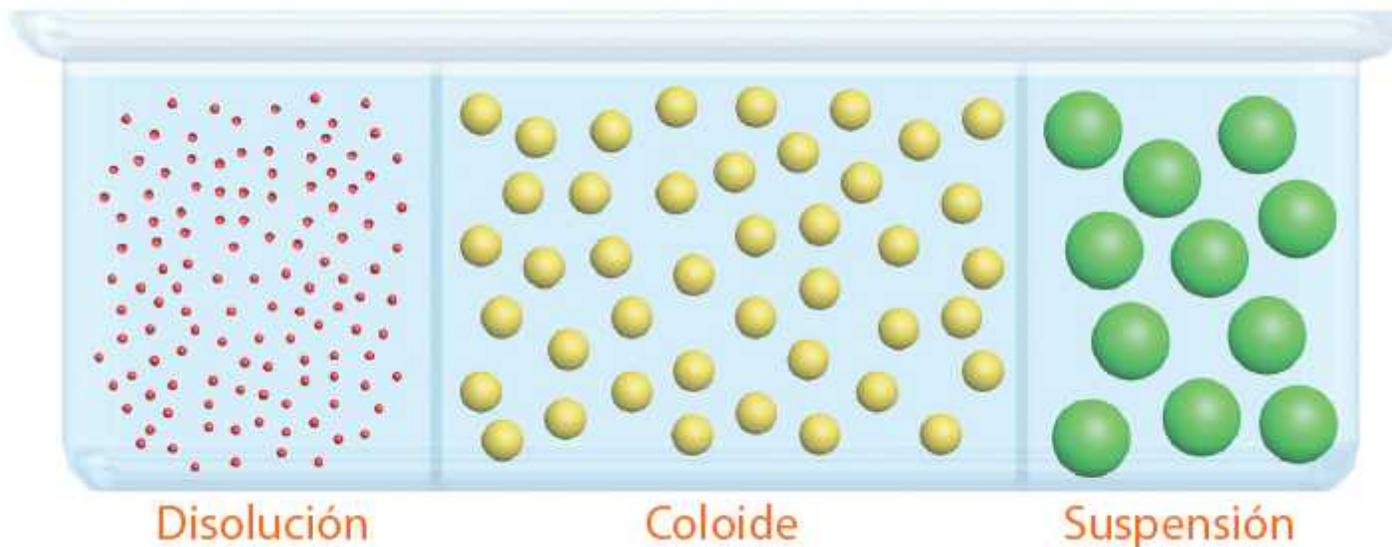
Dependiendo del número de componentes, la disolución puede ser: binaria, terciaria, cuaternaria, etc.

Soluto + Disolvente = Disolución



Tabla. Propiedades de los coloides y suspensiones.

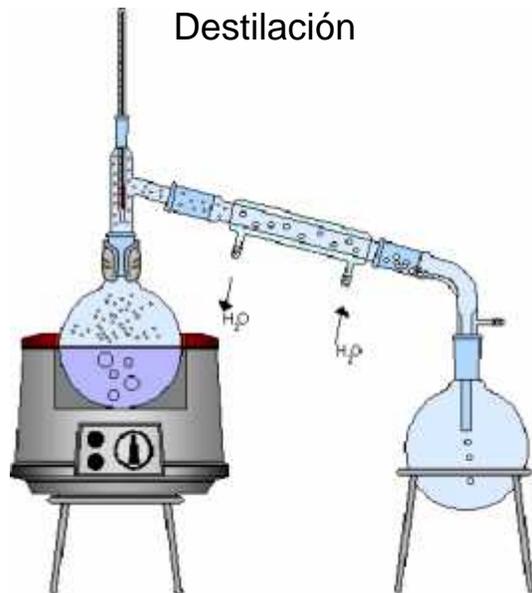
| Propiedades | Coloides | Suspensiones |
|---------------------------|--|------------------------------|
| Diámetro de la partícula. | $1 \cdot 10^{-3} - 1 \cdot 10^{-6}$ mm | Mayor a $1 \cdot 10^{-3}$ mm |
| Homogeneidad | En el límite | heterogénea |
| Acción de la gravedad | Puede sedimentar | Sedimenta |
| Técnica de separación | Extracción | Filtración |



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.

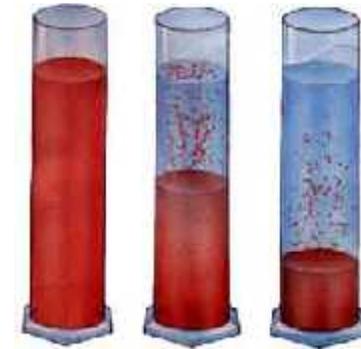
Destilación: consiste en separar mediante evaporaciones y condensaciones sucesivas los diferentes componentes de una mezcla, aprovechando los diferentes puntos de ebullición.



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

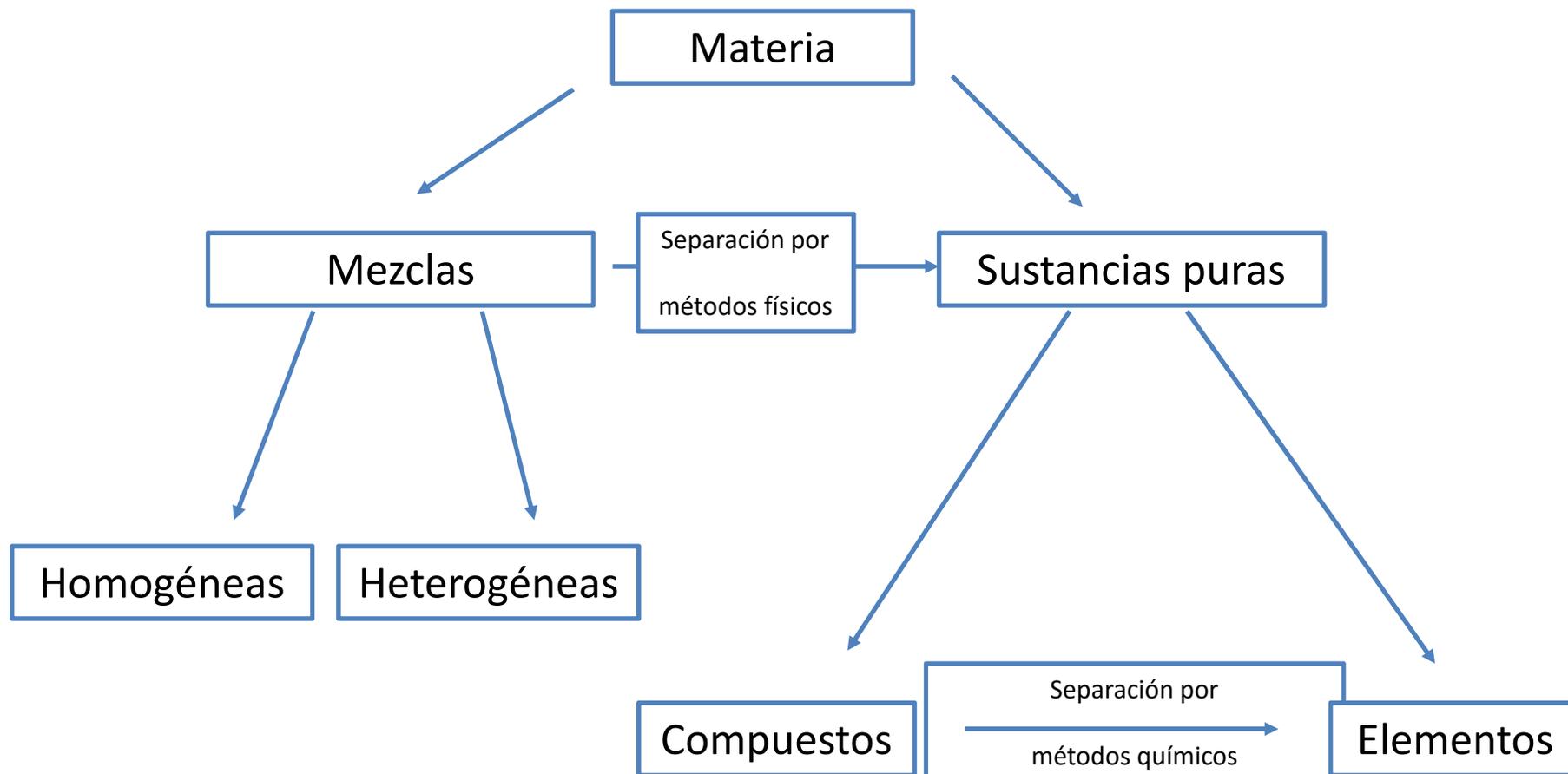
Filtración: corresponde al proceso de separación de sólidos en suspensión en un líquido mediante un medio poroso, que retiene los sólidos y permite el paso del líquido.

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



Cuadro resumen



3. Disoluciones

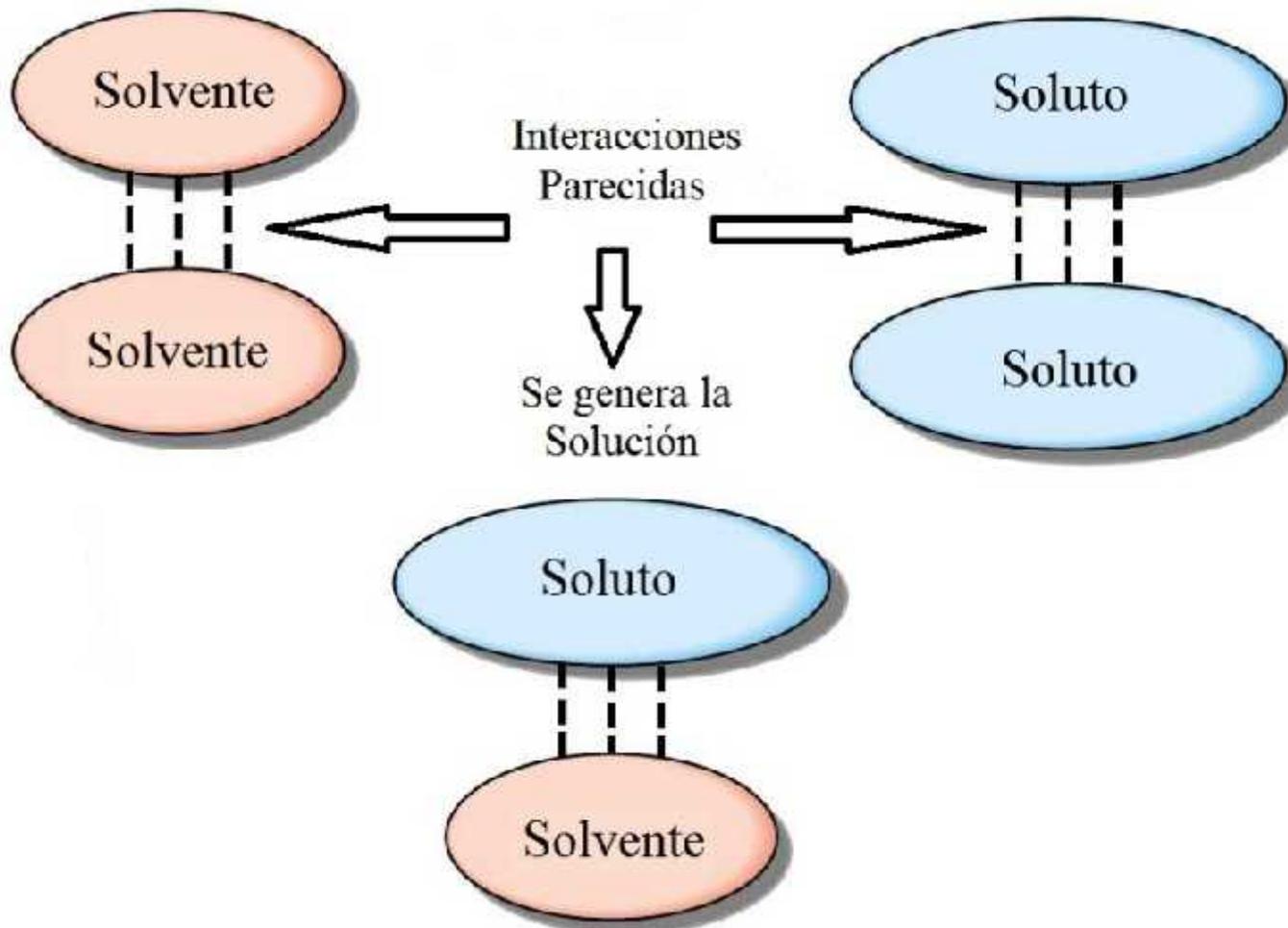
Corresponde a una **mezcla homogénea**, donde no existe reacción química entre el soluto y el disolvente, estos coexisten en una misma fase y no pueden separarse por procesos físicos, como la decantación o la centrifugación.

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.



3.1 El proceso de disolución



Lo semejante disuelve lo semejante

3.2 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 |
|---------|------------|-------------------|---------------------------|
| Sólido | Sólido | Sólido | Aleaciones metálicas |
| Líquido | Sólido | Sólido | Amalgamas |
| Gas | Sólido | Sólido | H ₂ en paladio |
| Sólido | Líquido | Líquido | Salmuera |
| Líquido | Líquido | Líquido | Vinagre |
| Gas | Líquido | Líquido | Bebidas gaseosas |
| Sólido | Gas | Gas | Humo |
| Líquido | Gas | Gas | Aire húmedo |
| Gas | Gas | Gas | Aire seco |

b. Proporción de los componentes.

Las disoluciones se pueden clasificar según la cantidad de soluto que contienen.

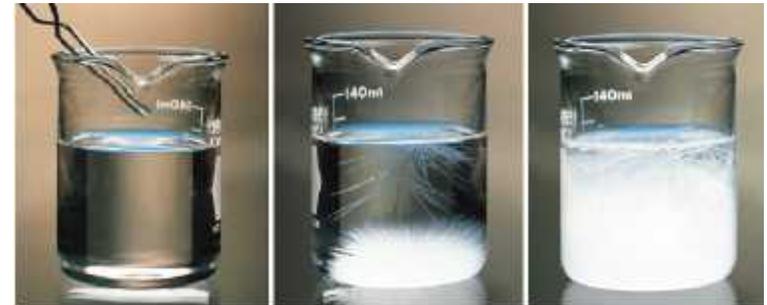
b.1. Disolución no saturada o insaturada

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



b.2. Disolución saturada

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



b.3. 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).



c. Conductividad eléctrica.

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

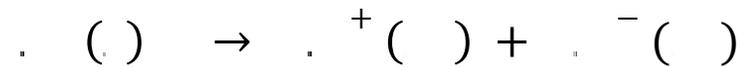
Electrolito → Sustancia que se disocia inmediatamente en medio acuoso en partículas con cargas eléctricas (iones).

- Electrolitos fuertes → disociación completa. (NaCl, H₂SO₄, NaOH)
- Electrolitos débiles → disociación parcial. (H₂CO₃, CH₃COOH, H₂S)

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

c.1. 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.

| 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.

ACTIVIDAD. Clasificar y aplicar.

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

a) O_2 (oxígeno molecular) _____

b) CH_3OH (metanol) _____

c) $NaNO_3$ (nitrato de sodio) _____

2. Complete las siguientes disociaciones iónicas:

a) $KNO_3 \rightarrow$

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

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

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.

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).

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).

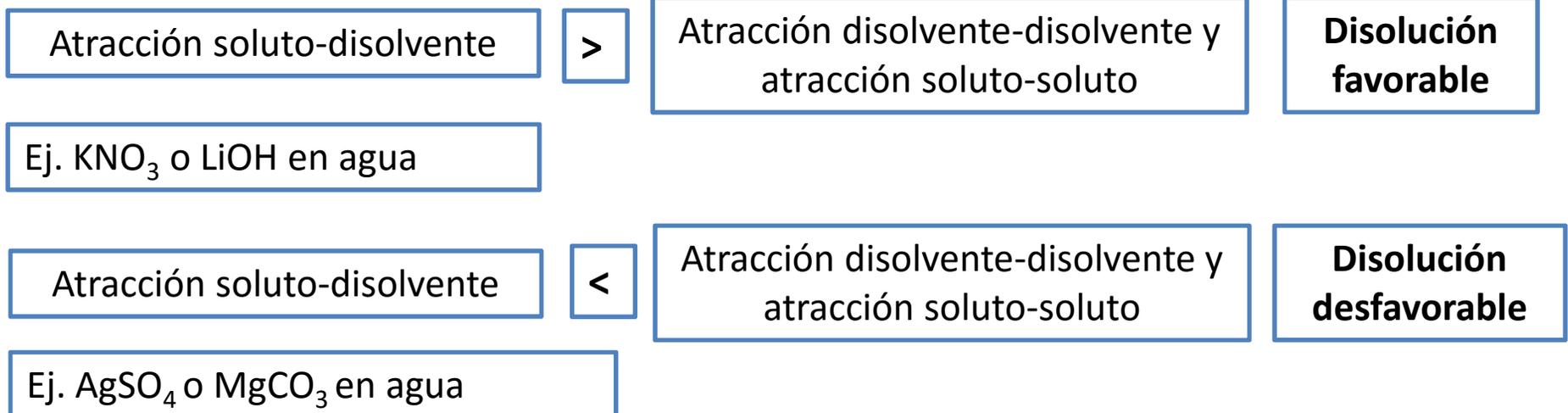
Cuando las sustancias se disuelven en cualquier proporción (solubilidad infinita) diremos que ellas son totalmente ***miscibles*** (alcohol etílico y agua).

4.2 Factores que afectan la solubilidad

a) 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**

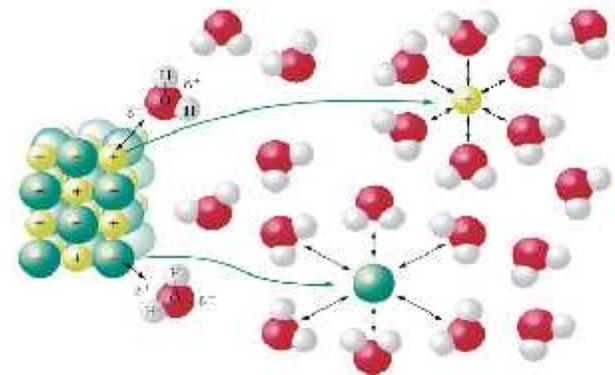


La solubilidad de los compuestos iónicos en agua (varía de unos compuestos a otros) depende de un equilibrio entre dos fuerzas, ambas de naturaleza eléctrica.

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

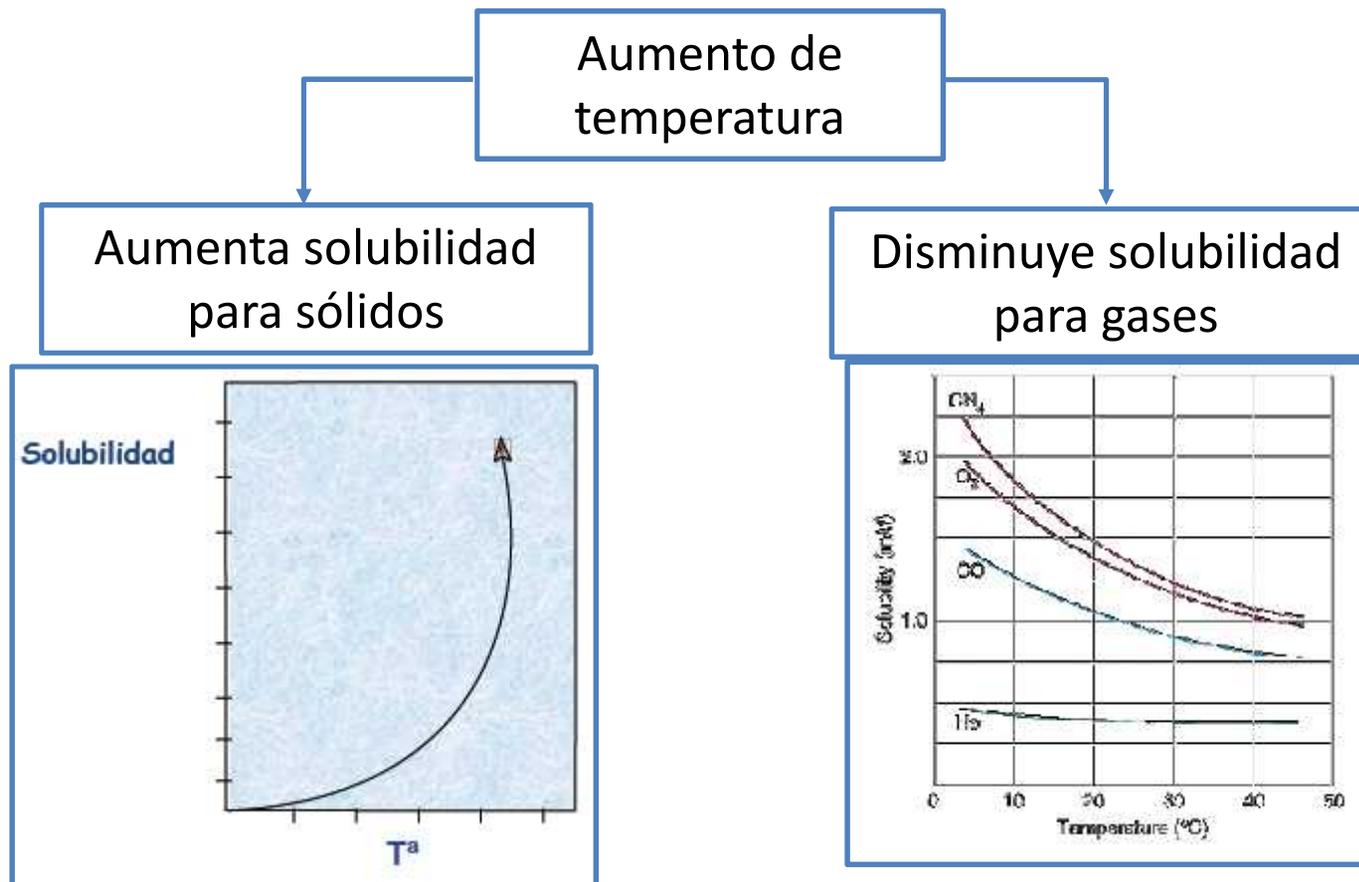
Fuerzas de atracción entre iones con cargas opuestas, que tienden a mantenerlos en estado sólido (Ej. BaSO₄, CaCO₃)

- 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 (CH₃OH), el etanol (C₂H₅OH) y el etilenglicol (OHCH₂CH₂OH).



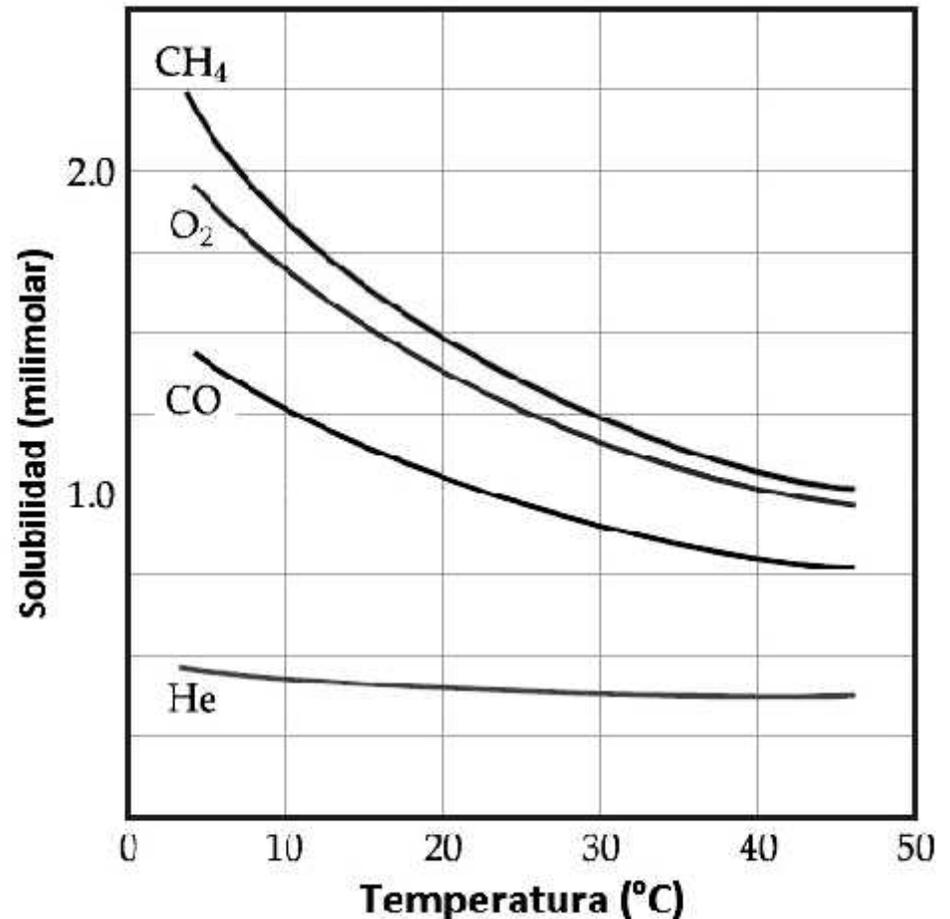
b) Temperatura

Está relacionada con la cantidad de energía cinética molecular.



b.1. 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

Solubilidad (g/100 g H_2O)

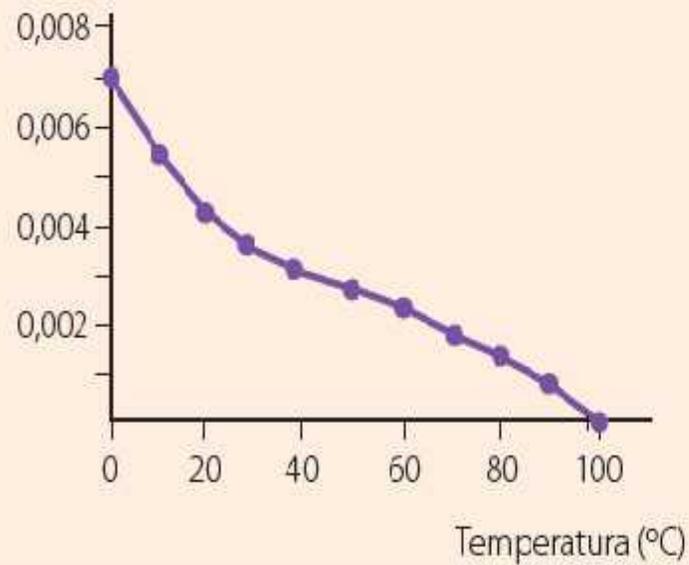
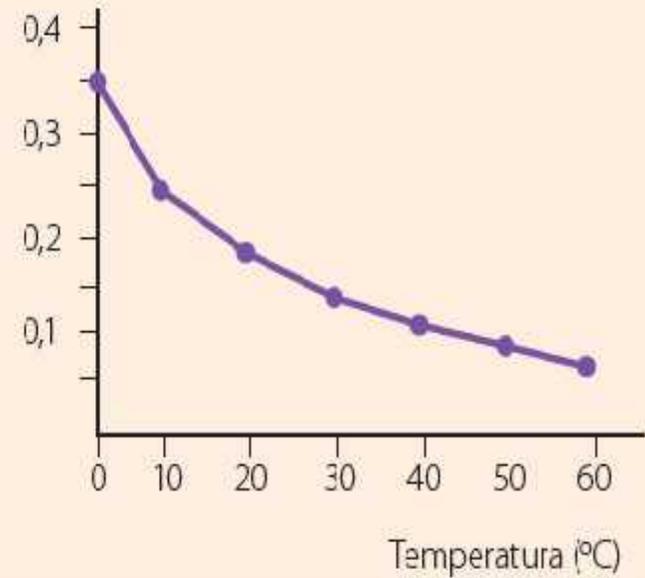


Gráfico 3. Solubilidad CO_2 vs. temperatura

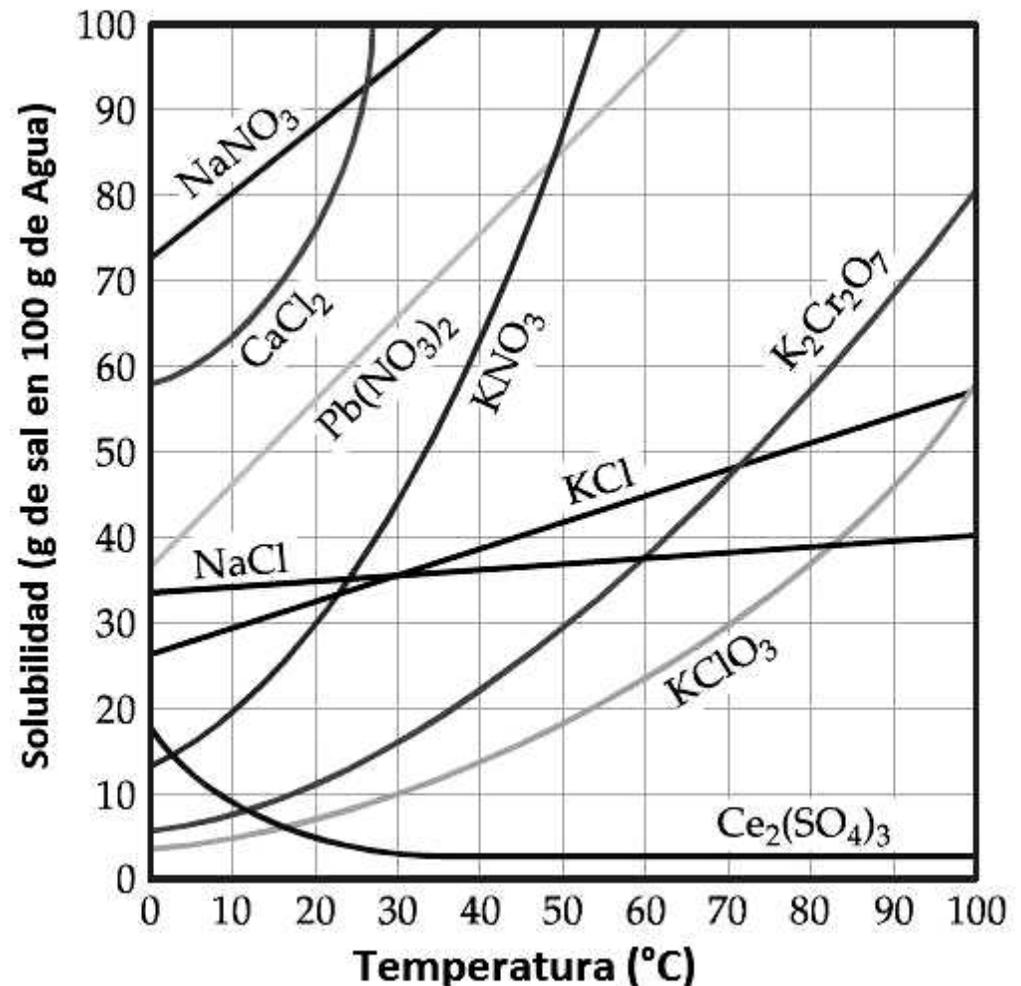
Solubilidad (g/100 g H_2O)



b.2. 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.



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 KNO_3 ; a 10°C se disuelve un máximo de 20 g en 100 g de H_2O . A 40°C , la cantidad de soluto disuelto en los mismos 100 g de H_2O sobrepasa los 60 gramos (el triple).

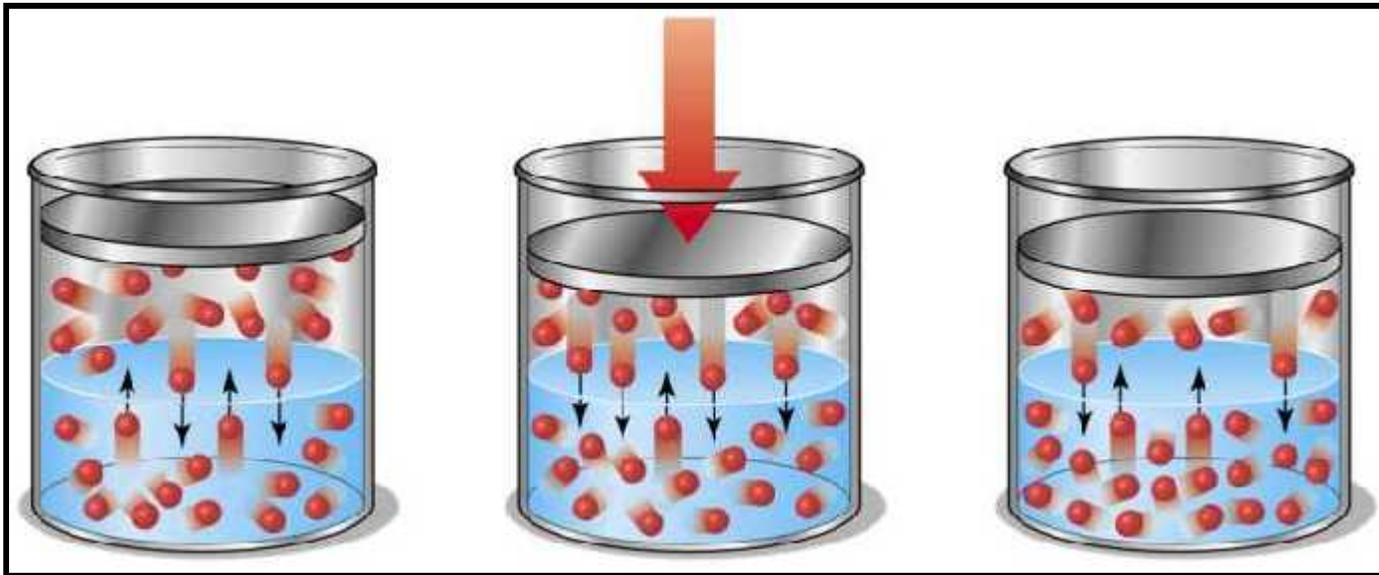
El sulfato de cerio $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ es una de las excepciones. El aumento de temperatura de una solución acuosa de esta sal provoca una disminución de la solubilidad.

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



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 → 100 gramos de disolución

30,0 gramos de soluto → 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 II: 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:

=

=

1 L = 1000 mL

1 L = 1000 cc o cm³

1 kg = 1000 g

1 g = 1000 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**.

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

$$M = X \text{ moles de soluto en } 1000 \text{ mL de disolución}$$

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 (Na_2SO_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 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1000 \text{ mL}$ de disolución

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

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

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 masar 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 H₂O y 120 g de ácido acético (CH₃COOH).
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

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

Ventajas

Permiten trabajar con disoluciones muy diluidas.

Desventajas

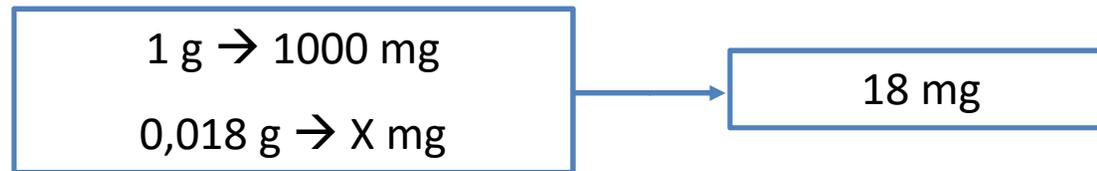
Soluto y disolución deben usar la misma unidad de medición.



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)?



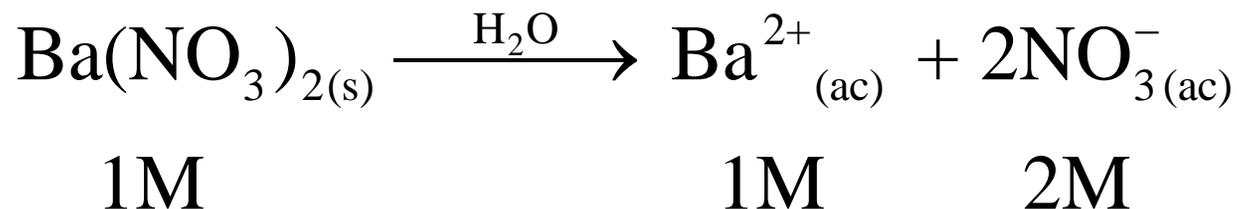
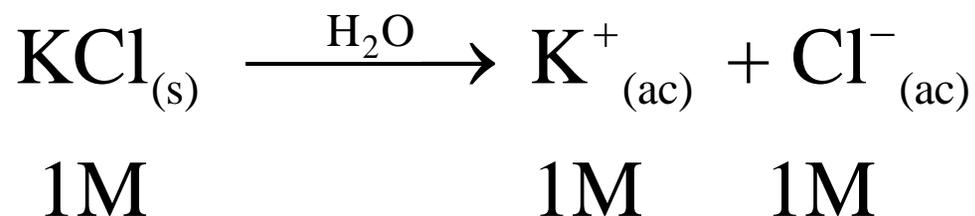
X mg de Mn → 1000 g de disolución

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 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

Disoluciones III: dilución y propiedades coligativas.

9. 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.

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

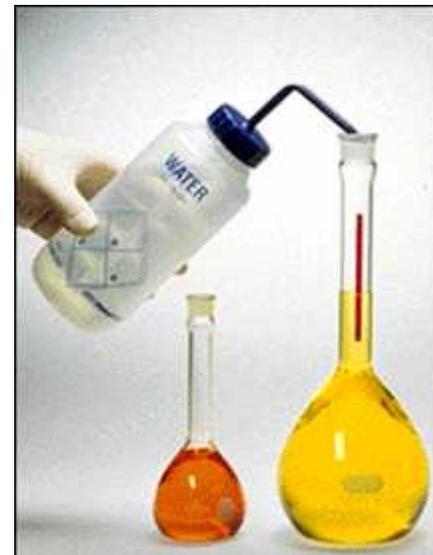
Donde:

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 (KMnO_4) 0,40 M a partir de una disolución de 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 (KMnO_4) 1,00 M y diluir (aforar) hasta 1000 mL (1L) adicionando agua (en un matraz volumétrico de 1L).

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 (tonoscopia)**
- **Elevación del punto de ebullición (ebulloscopia)**
- **Disminución del punto de congelación (crioscopia)**
- **Presión osmótica**

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



10.1 Disminución de la presión de vapor (tonoscopia)

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

$$P_A = X_A P^\circ$$

Donde:

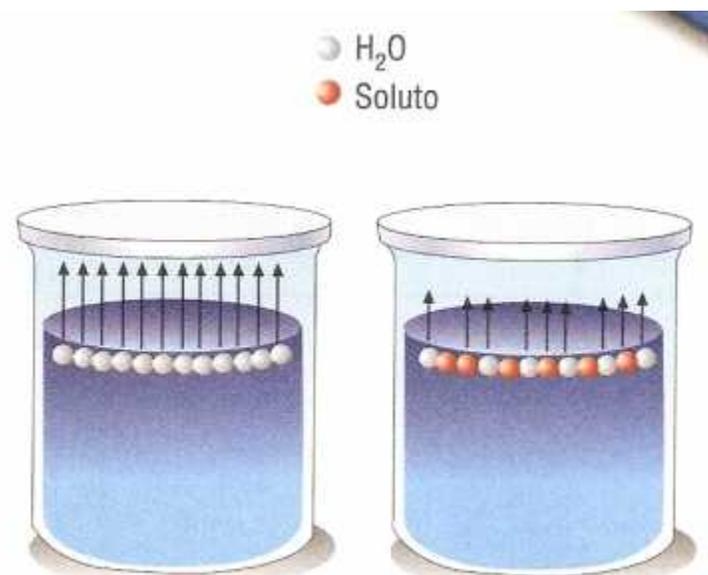
P_A : Presión parcial del disolvente en una disolución

P° : 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)

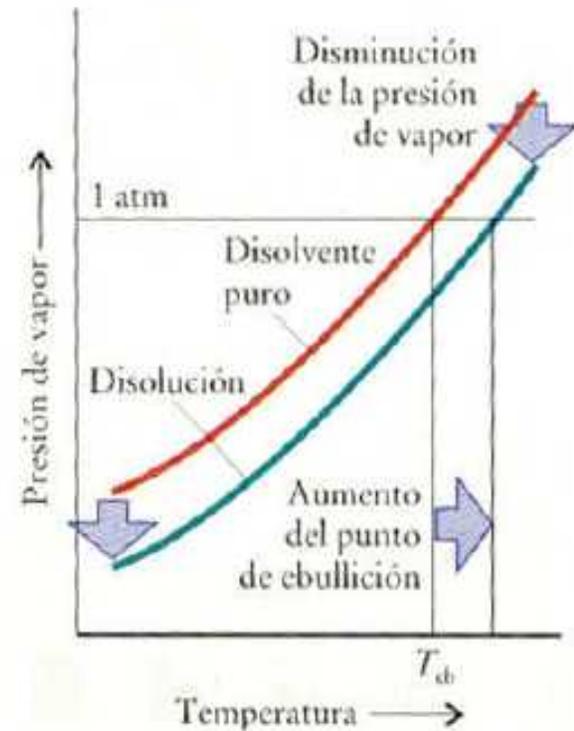
m : molalidad

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.



La magnitud de K_{eb} , denominada constante molal de elevación del punto de ebullición o constante ebulloscópica, depende solo del solvente y representa el aumento del punto de ebullición cuando un mol de un soluto no electrolito no volátil se disuelve en 1000 g de solvente.

A continuación se señalan para algunas solventes sus puntos de ebullición normales y sus constantes ebulloscópicas.

| Solvente | Punto de ebullición normal (°C) | Constante ebulloscópica (°C/molal) |
|-------------------------|--|---|
| Agua | 100,00 | 0,52 |
| Benceno | 80,10 | 2,53 |
| Tetracloruro de carbono | 76,80 | 5,02 |
| Etanol | 78,40 | 1,22 |
| Cloroformo | 61,20 | 3,63 |

Para el agua la constante ebulloscópica es 0,52 °C/molal, por consiguiente, una solución acuosa 1 molal de sacarosa o de cualquier otro soluto no volátil hervirá a una temperatura de 100,52 °C. Es importante hacer notar que la elevación del punto de ebullición es proporcional a la cantidad de partículas de soluto presentes en determinada cantidad de solvente

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° : 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.

Al igual que la constante ebulloscópica (K_{eb}), la constante crioscópica (K_c) representa el descenso en el punto de congelación para soluciones de concentración 1 molal.

Por lo que debemos concluir que la magnitud de ΔT_c no sólo depende de la concentración molal de la solución, sino también de la naturaleza del solvente, ya que el valor de la constante es diferente para cada uno de ellos.

| Solvente | Constante crioscópica (°C/molal) |
|---------------|----------------------------------|
| Agua | 1,86 |
| Benceno | 5,12 |
| Etanol | 1,99 |
| Ácido acético | 3,90 |

Para el agua la constante crioscópica es 1,86 °C/molal, por consiguiente, una solución acuosa 1 molal de cualquier soluto se congelará a una temperatura de -1,86 °C.

Nota: Recuerde que en el caso de la elevación del punto de ebullición se requiere que el soluto sea no volátil, aquí no hay tal restricción. En el caso del punto de congelación se puede agregar un solvente volátil e igualmente se observa una disminución en el punto de congelación.

10.4 Presión osmótica (π)

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.

$$\pi = M R T$$

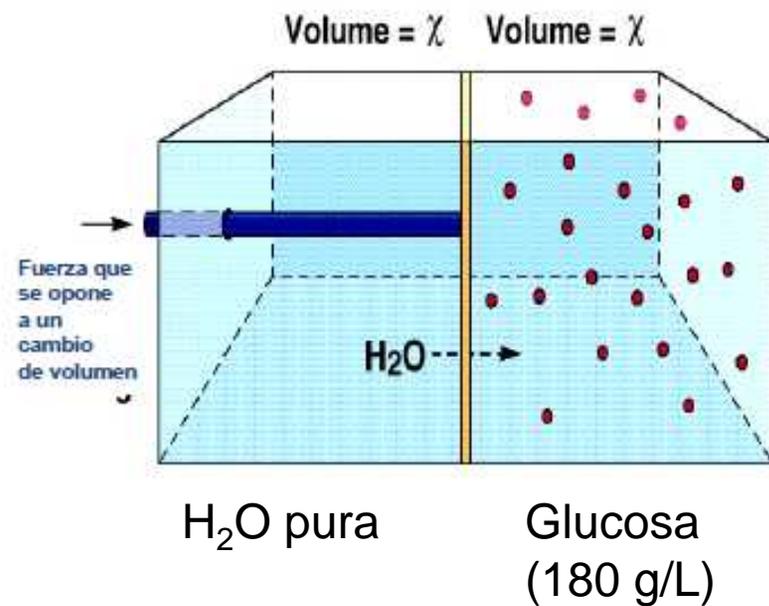
Donde:

π : 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).