SOLUCIONES O DISOLUCIONES QUÍMICAS

Profesor: Quím. Pablo Saavedra
Telf: 0996579502
Fersaavedocrates.wixsite.com/tutorias

TEMARIO:

- Sustancias
- Mezclas
- Soluciones (disoluciones)
- Solubilidad
- Unidades físicas (porcentuales)
- Unidades químicas (moles)
- Diluciones
- Propiedades coligativas

1. Sustancias Químicas

Una sustancia pura es una forma de materia que tiene una composición definida (constante) y propiedades características. Algunos ejemplos son el agua, el amoniaco, 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.En una solución pueden haber varios solutos.



2. Mezclas

Sistemas 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.

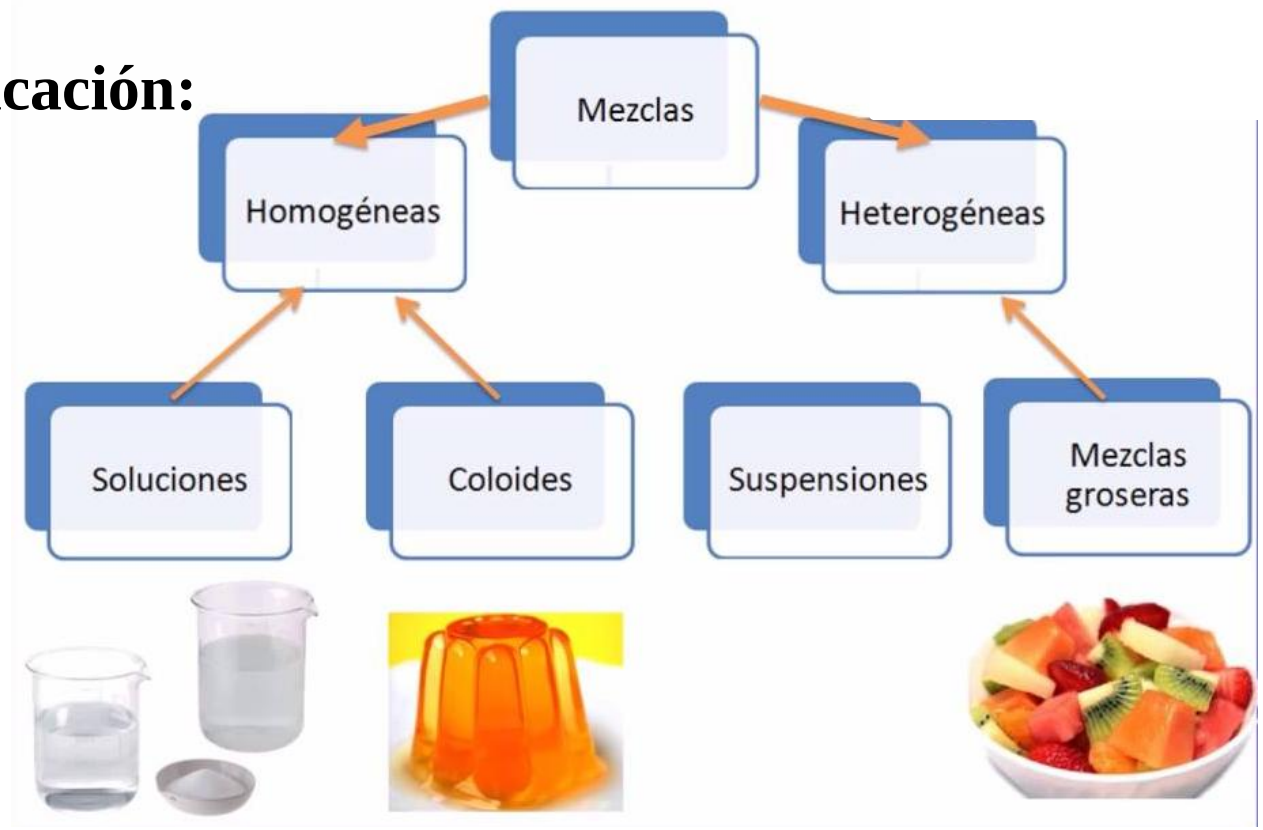
• Los componentes pueden separarse por medios físicos, tales como: destilación, filtración, flotación, etc.

• 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. Mezclas

Sistemas formados por dos o más sustancias puras.

Clasificación:



2.1 Suspensiones

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 → mayor a $1x10^{-3}$ mm

Las suspensiones son filtrables.



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



2.2 Coloides

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 → 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 → fenómeno físico que hace que las partículas coloidales en una disolución o un gas sean visibles al dispersar la luz.



2.3 Soluciones

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

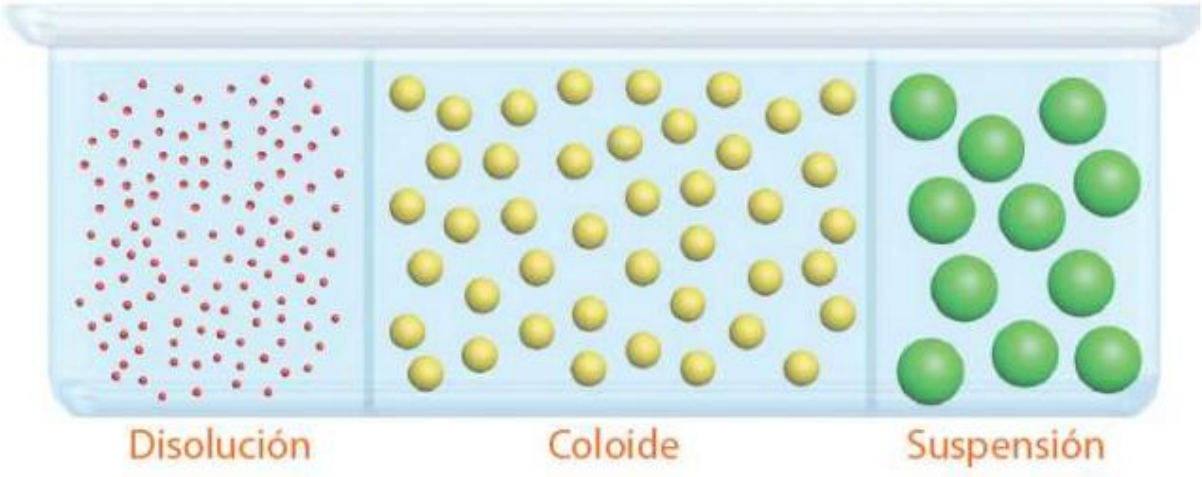
Dependiendo del número de componentes, la disolución puede ser: binaria terciaria, cuaternaria, etc.

Soluto + Disolvente = Disolución



2.4 Características

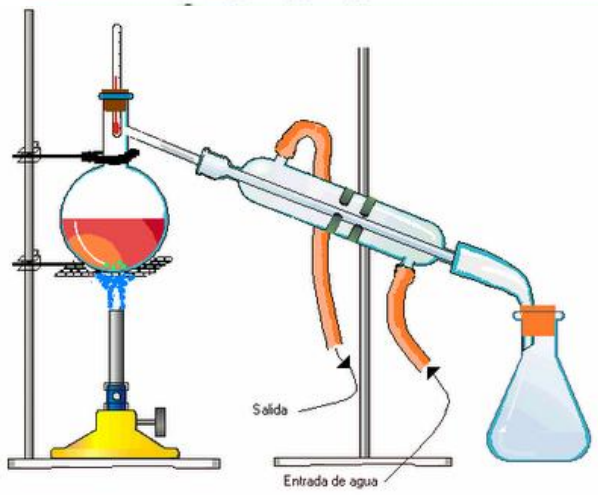
Propiedades	Coloides	Suspensiones
Diámetro de la partícula.	$1 \cdot 10^{-3} - 1 \cdot 10^{-6}$ mm	Mayor a $1 \cdot 10^{-3}$ mm
Homogeneidad	En el límite	heterogénea
Acción de la gravedad	Puede sedimentar	Sedimenta
Técnica de separación	Extracción	Filtración

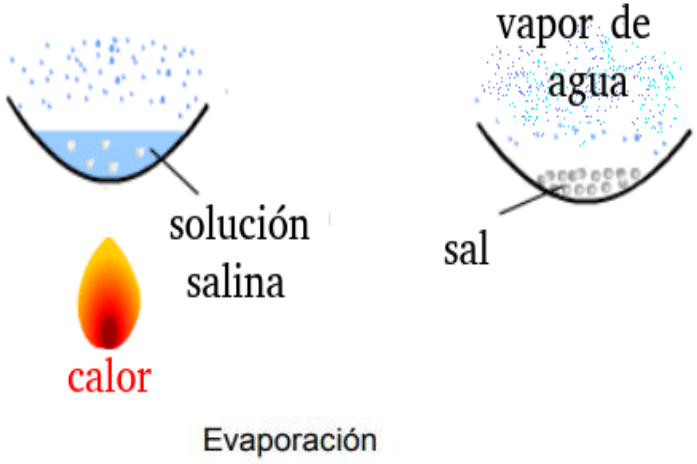


2.5 Técnicas de separación

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.

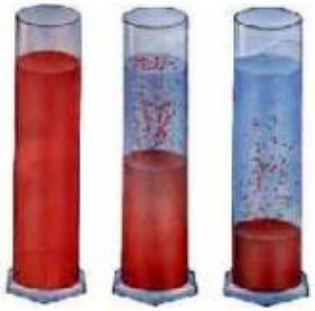




Evaporación: consiste en separar componentes mediante evaporación cuando solo un componente es de interés. Se puede hacer por calentamiento o presión reducida.

2.4 Técnicas de separación

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.

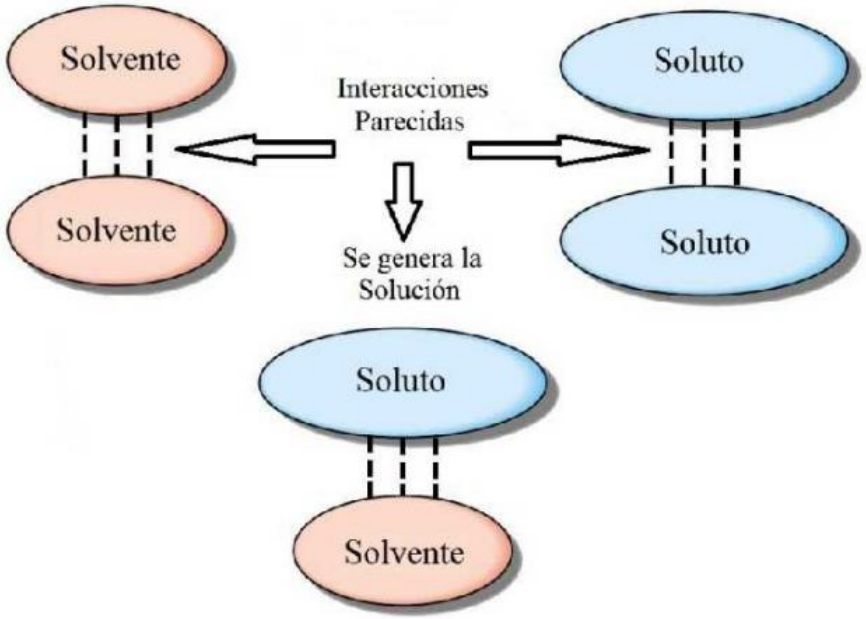
Tamizado



3 Soluciones

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 Tipos de soluciones

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

3.1 Tipos de soluciones

b. Proporción de los componentes.

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

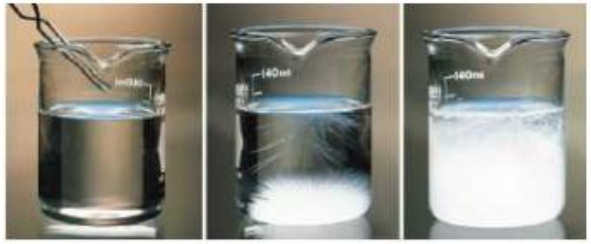
b.1. Disolución no saturada o insaturada

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).



3.1 Tipos de soluciones

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, H_2SO_4, NaOH)
- Electrolitos débiles → disociación parcial. (H_2CO_3, CH_3COOH, H_2S)

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

3.1 Tipos de soluciones

c. Conductividad 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.

4 Solubilidad

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

Puede expresarse en mol/L, g/L, %, etc.



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



Ejemplo. 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.

4.1 Factores que afectan 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:

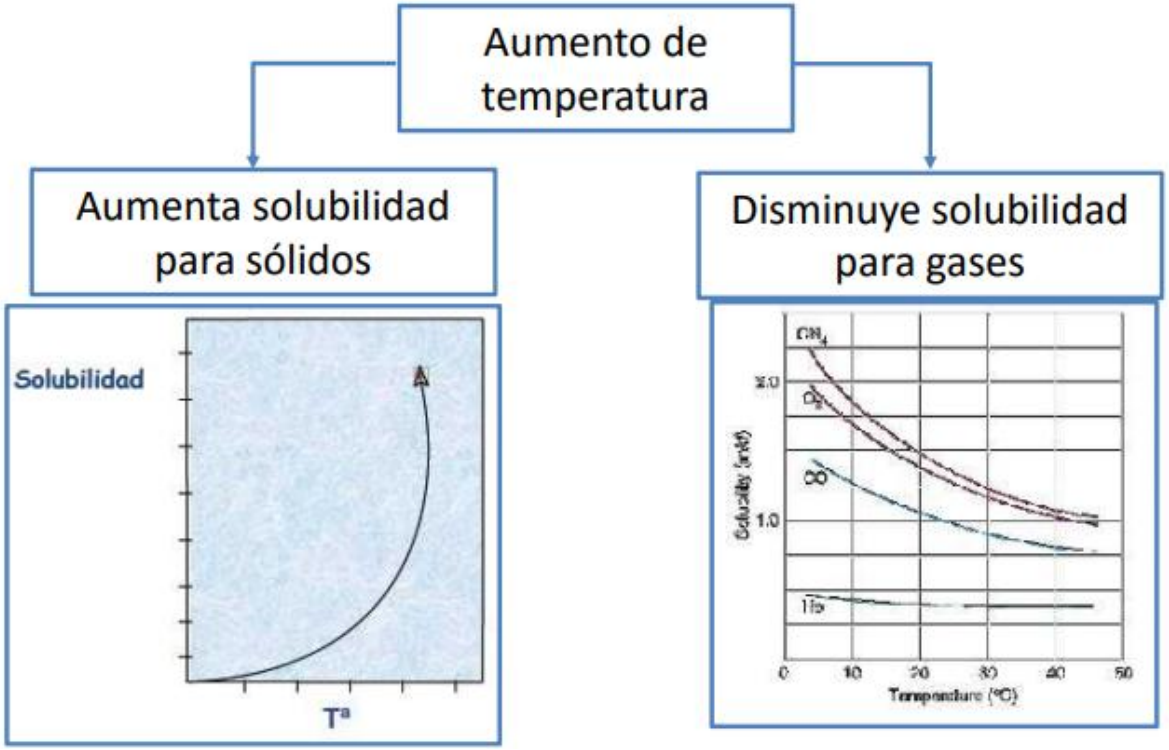
- **Interacción disolvente-disolvente**
- **Interacción soluto-soluto**
- **Interacción disolvente-soluto**

Atracción soluto-disolvente	>	Atracción disolvente-disolvente y atracción soluto-soluto	**Disolución favorable**
Ej. KNO_3 o LiOH en agua			
Atracción soluto-disolvente	<	Atracción disolvente-disolvente y atracción soluto-soluto	**Disolución desfavorable**
Ej. $AgSO_4$ o $MgCO_3$ en agua			

4.1 Factores que afectan solubilidad

b) Temperatura

Está relacionada con la cantidad de energía cinética molecular.

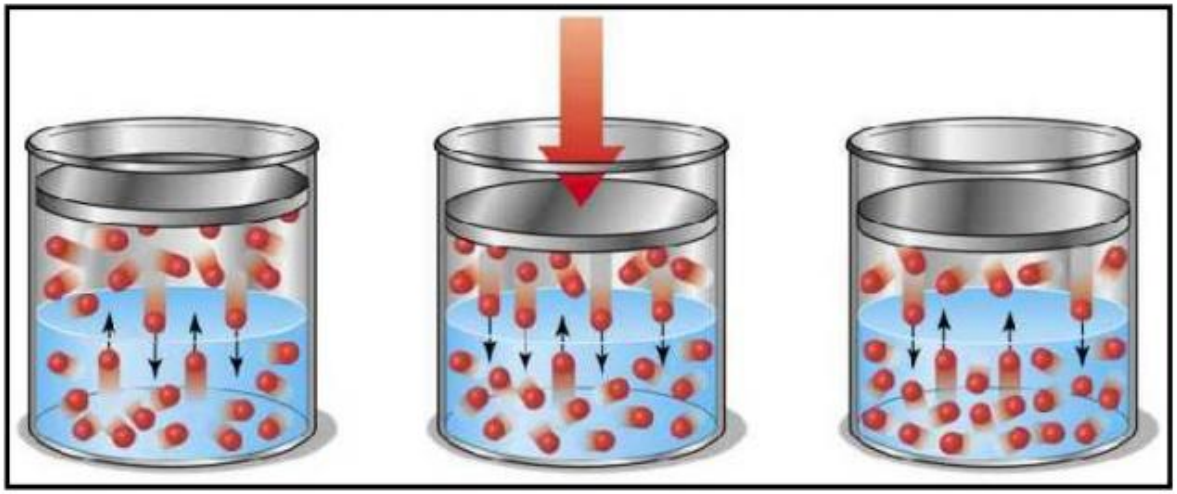


4.1 Factores que afectan solubilidad

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 físicas de concentración

Estas unidades suelen expresarse en porcentajes u otra fracción, referidos a la masa (g) y al volumen (mL).

- $\%\,{}^{p}/_{p} = \%\,{}^{m}/_{m} = \frac{masa\ de\ soluto\ (g)}{masa\ de\ solución\ (g)} * 100$
- $\%\,{}^{m}/_{v} = \%\,{}^{p}/_{v} = \frac{masa\ de\ soluto\ (g)}{volumen\ de\ solución\ (mL)} * 100$
- $\%\,{}^{v}/_{v} = \frac{volumen\ de\ soluto\ (mL)}{volumen\ de\ solución\ (mL)} * 100$
- ${}^{0}/_{00} = \frac{masa\ de\ soluto\ (g)}{volumen\ de\ solución\ (mL)} * 1000$
- $ppm = \frac{masa\ de\ soluto\ (mg)}{volumen\ de\ solución\ (L)} = \frac{g\ soluto}{mL\ solución} * 1000000$
- $ppb = \frac{masa\ de\ soluto\ (ug)}{volumen\ de\ solución\ (L)} = \frac{g\ soluto}{mL\ solución} * 1000000000$

6. Unidades químicas de concentración

Se basan en el uso del concepto de mol. Un mol indica la cantidad de moléculas presentes en una sustancia y su equivalencia corresponde a la masa molecular del compuesto o masa atómica de los átomos.

Molaridad (M): Se define como el número de moles (n) de soluto disuelto en un litro (L) de solución. Se expresa así:

- $M = \frac{n\ soluto}{V\ solución(L)} = \frac{m\ soluto}{PM_{soluto} * V\ solución(L)}$; $PM = Peso\ p\ masa\ \ molecular\ del\ soluto$

Molalidad (m): Indica la cantidad de moles de soluto presentes en 1 kg de solvente. NOTA: cuando el solvente es agua, densidad= 1g/mL, 1 kg de agua equivale a un litro. Se expresa así:

- $m = \frac{n\ soluto}{masa\ solvente\ (kg)} = \frac{m\ soluto}{PM_{soluto} * m\ solvente(kg)}$

6. Unidades químicas de concentración

Normalidad (N): Relaciona el número de equivalentes gramos o equivalentes químicos disueltos en un litro de solución. Se expresa:

- $M = \frac{Eq\ soluto}{V\ solución(L)} = \frac{m\ soluto * \#Cambio}{PM_{soluto} * V\ solución(L)}$

$\#\ cambio = depende\ de\ la\ naturaleza\ del\ soluto:\ \ de\ H\ en\ ácidos, OH\ en\ bases, \#\ de\ oxidación, etc.$

Fracción molar (x): Relaciona el número de moles respecto del número de moles de la solución (soluto más solvente). Se expresa:

- $x = \frac{moles\ de\ soluto}{moles\ de\ soluto + moles\ solvente} = \frac{n_a}{n_a + n_b + n_c + \cdots.}$

PROBLEMAS

¿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% m/m

¿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

PROBLEMAS

¿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

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

Volumen disolución

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

$$X\ mL\ de\ etanol \rightarrow 100\ mL\ de\ disolución$$

$$4\ mL\ de\ etanol \rightarrow 100\ mL\ de\ disolución$$

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

PROBLEMAS

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. Na= 23 g/mol; S= 32g/mol; O= 16 g/mol

MM Na_2SO_4 = 142 g/mol

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

X mol de Na_2SO_4 → 1000 mL de disolución

0,5 mol de Na_2SO_4 → 500 mL de disolución

X = 1,0 mol/L ; M ; molar

PROBLEMAS

Se agregan 73,0 gramos de ácido clorhídrico (HCl) a 200 gramos de agua, ¿cuál es la molalidad de la disolución?. H= 1 g/mol; Cl= 35,5 g/mol

MM HCl = 36,5 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 g + 200 g = 273 g

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

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

X= 10,0 mol/kg ; m; molal

PROBLEMAS

Una disolución esta formada por 324 g de H2O y 120 g de acido acético (CH3COOH). Calcular la fracción molar de cada uno. H= 1 g/mol; O= 16 g/mol; C= 12 mg/L

MM H_2O = 18 g/mol

MM CH_3COOH = 60 g/mol

Calculando los moles de ambos compuestos:

$$n = \frac{324 \text{ g de } H_2O}{18 \text{ g/mol}} = 18{,}0 \text{ mol de } H_2O \qquad n = \frac{120 \text{ g Ac. acético}}{60 \text{ g/mol}} = 2{,}0 \text{ mol de } CH_3COOH$$

$$\text{Fracción molar (X) } H_2O = \frac{18 \text{ moles de } H_2O}{(18 \text{ moles de } H_2O + 2 \text{ mol de } CH_3COOH)} = 0{,}9$$

$$\text{Fracción molar (X) } CH_3COOH = \frac{2 \text{ moles de } CH_3COOH}{(18 \text{ moles de } H_2O + 2 \text{ mol de } CH_3COOH)} = 0{,}1$$

X soluto (Ac. acético) **0,1** + *X* disolvente (H_2O) **0,9** = **1**

Ejemplo

- Una solución de azúcar en agua, contiene 20g de azúcar en 70g de solvente. Expresar la solución en % p/p.

soluto + solvente → solución

20g 70g 90g

20g azúcar → 90g solución

Xg azúcar → 100g solución

$$X = \frac{20 * 100}{90} = 22{,}22\ \%p/p$$

Ejemplo

- Una solución salina contiene 30 g de NaCl en 80 ml de solución. Calcular su concentración en % p/v.

$$30\text{g NaCl} \rightarrow 80\text{ ml solución}$$
$$\underline{Xg\ \text{NaCl} \rightarrow 100\text{ml solución}}$$

$$X = \frac{30 * 100}{80} = 37{,}5\ \%\ p/v$$

Ejemplo

- Calcular la concentración en volumen de una solución alcohólica, que contiene 15 ml de alcohol disueltos en 65 ml de solución.

$$\begin{array}{lll} 15 \text{ ml alcohol} & \rightarrow & 65 \text{ ml solución} \\ X \text{ ml alcohol} & \rightarrow & 100 \text{ ml solución} \end{array}$$

$$X = \frac{15 * 100}{65} = 23 \text{ \%v/v}$$

Ejemplo

- Una solución de KCl contiene 10 g de sal en 80 ml de solución. Calcular su concentración en gramos por litro.

$$10\ g\ KCl \rightarrow 80\ ml\ solución$$
$$Xg\ KCl \rightarrow 1000\ ml\ solución$$

$$X = \frac{10 * 1000}{80} = 125\ g/l$$

Ejemplo

- Se tienen 5 gramos de AlF_3 en 250 ml de solución, cuál será la Normalidad?

Pm= 27 + 19*3=84 g/mol

Peso equivalente= 84/3 = 28 g/mol

28g → 1 Eq

5 g → X Eq

X = 0,178 Eq

0,178 Eq AlF_3 → 250 ml solución

X Eq AlF3 → 1000 ml solución

X = 0,712 Eq

Ejemplo

- Calcular la concentración molar de una solución disolviendo 7,2 moles de HCl en 7 litros de solución.

Solución 1

$$7{,}2 \text{ mol} \rightarrow 7 \text{ l}$$
$$\underline{X \text{ mol} \rightarrow \quad 1\text{l}}$$

$$X = 1{,}02 \text{ mol}$$

Solución 2

$$M = \frac{7{,}2 \text{ moles HCl}}{7 \text{ l}}$$

$$M = 1{,}02 \text{ mol/l}$$

Ejemplo

- Calcular la concentración molar de una solución de HCl que contiene 73 g en 500 ml de solución (Masa molar=36,5 g/mol).

$$M = \frac{\text{masa (g)}}{PM * V\,(l)}$$

$$M = \frac{73\ (g)}{36{,}5\ (g/mol) * 0{,}5\ (l)} = 4\ M$$

Ejemplo

- Calcular la molaridad del NaOH sabiendo que la densidad de la solución es 0,9 g/ml y el porcentaje en masa del NaOH en la solución es 20 % m/m. La masa molar del NaOH es 40 g/mol.

$$M = \frac{20 \times 0{,}9 \times 10}{40}$$

$$M = 4{,}5 \text{ mol/l}$$

7. Diluciones

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

7. Diluciones

Preparar 1L de una disolución de permanganato de potasio (KMnO4) 0,40 M a partir de una disolución de KMnO4 1,00 M.

Tenemos:

C_i: 1,00 M V_i: ?

C_f: 0,40 M V_f: 1L

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

Por lo tanto, tenemos:

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

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

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).

Ejemplo

- ¿Qué volumen de HCl 18 M se necesitan para preparar 6 litros de solución 5 M?

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

5M 6l 18M X

$$X = \frac{5 \times 6}{18}$$

$$X = 1{,}67 \text{ l}$$

8. Propiedades coligativas

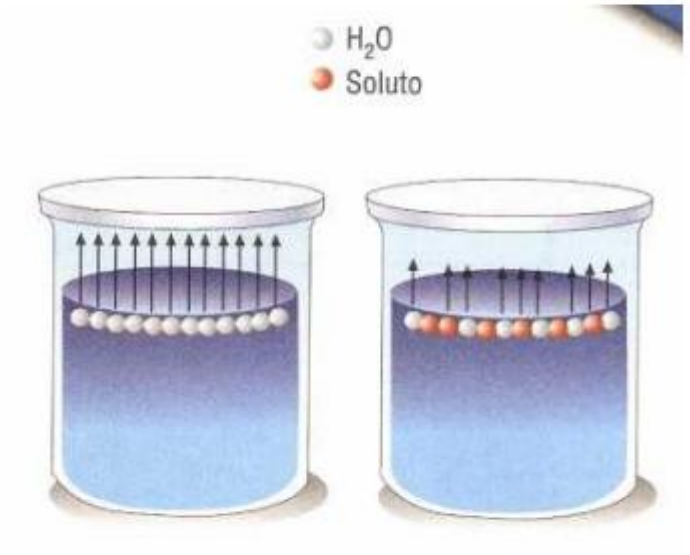
Son propiedades que solo dependen del número de partículas de soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas. Las propiedades coligativas son:

- 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 cuyas concentración son $\leq 0.2M$.

8.1 Disminución presión de vapor

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.

8.2 Elevación punto de ebullición

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

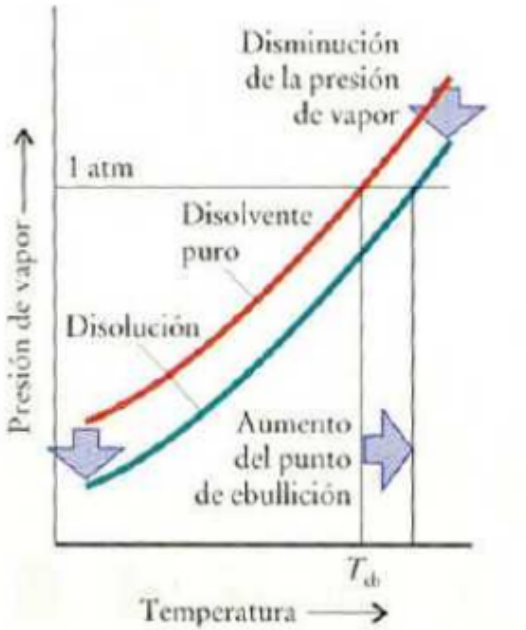
T_{eb} *: Punto de ebullición del disolvente puro

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.

8.2 Elevación punto de ebullición

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

8.3 Disminución del punto de congelación

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:
Tf: Punto de congelación de la disolución
Tf°: Punto de congelación del disolvente puro
Kf: Constante crioscópica (propia de cada disolvente)
m: molalidad



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

8.3 Disminución del punto de congelación

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.

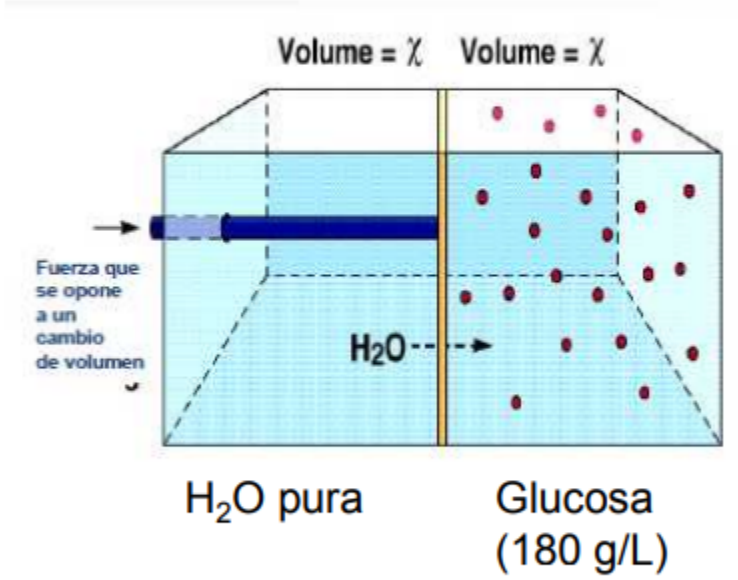
Nota: Recuerde que en el caso de la elevación del punto de ebullición se requiere que el soluto sea no volátil, aquí no hay tal restricción. En el caso del punto de congelación se puede agregar un solvente volátil e igualmente se observa una disminución en el punto de congelación.

8.4 Presión osmótica

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 → determinación de pesos moleculares (moléculas biológicas), osmosis inversa (desalinización de agua de mar).