



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Unidad I



7. Disoluciones



Contenidos

1. Objetivos

- a) Definir concepto de solución, soluto y solvente.
- b) Clasificar una solución, como saturada, no saturada y sobresaturada.
- c) Indicar la composición de una solución líquida usando las expresiones siguientes %p/p; % p/v; %v/v; molaridad; molalidad, fracción molar y partes por millón.
- d) Determinar la masa de soluto necesario para preparar una solución cuya concentración es expresada en unidades de mol/L.
- e) Determinar el volumen necesario para preparar una disolución de menor concentración a partir de otra más concentrada

2. Ejercicios

3. Ejercicios Propuestos



¿Qué es una solución o disolución?



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Una solución o disolución es una mezcla homogénea formada, a lo menos, por un soluto y un solvente o disolvente.

El soluto es el que está en menor proporción y el solvente es el que está en mayor proporción.

Veamos el siguiente video: <https://www.youtube.com/watch?v=mps-HK5Dpvc>



Una **disolución** es una mezcla homogénea de 2 o más sustancias

El **soluto** es(son) la sustancia(s) presente en la cantidad mas pequeña

El **solvente** es la sustancia en la cantidad más grande.

<u>Solución</u>	<u>Solvente</u>	<u>Soluto</u>
Bebida (λ)	H_2O	Azucar, CO_2
Aire (g)	N_2	O_2 , Ar, CH_4
Soldadura(s)	Pb	Sn



Ejemplos de disoluciones

<i>Soluto</i>	<i>Solvente</i>	<i>Ejemplo</i>
Gas	Gas	Aire
Líquido	Gas	Niebla
Sólido	Gas	Humo
Gas	Líquido	CO ₂ en agua
Líquido	Líquido	Petróleo
Sólido	Líquido	Azúcar-Agua
Gas	Sólido	H ₂ - platino
Líquido	Sólido	Hg- plata
Sólido	Sólido	Aleaciones



Veamos el siguiente EJEMPLO:

<https://www.youtube.com/watch?v=3fOeGGfpiy8>

Cristales de CH_3COONa



Solución Saturada contiene la cantidad **máxima** de un soluto que se disolverá en un determinado disolvente a una temperatura específica.

Solución In-saturada contiene la cantidad **mínima** de un soluto que se disolverá en un determinado disolvente a una temperatura específica.

Solución Sobresaturada contiene **más** soluto que el que disolverá en un determinado disolvente a una temperatura específica.

Clasificación de las soluciones

(Según cantidad de soluto y solvente)



SIMULADOR:

https://phet.colorado.edu/sims/html/concentration/latest/concentration_es.html

Factores que determinan la solubilidad



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

- ✓ Naturaleza del soluto y solvente
- ✓ Efecto de la temperatura
- ✓ Efecto de la presión

Fuerzas intermoleculares

Interacciones

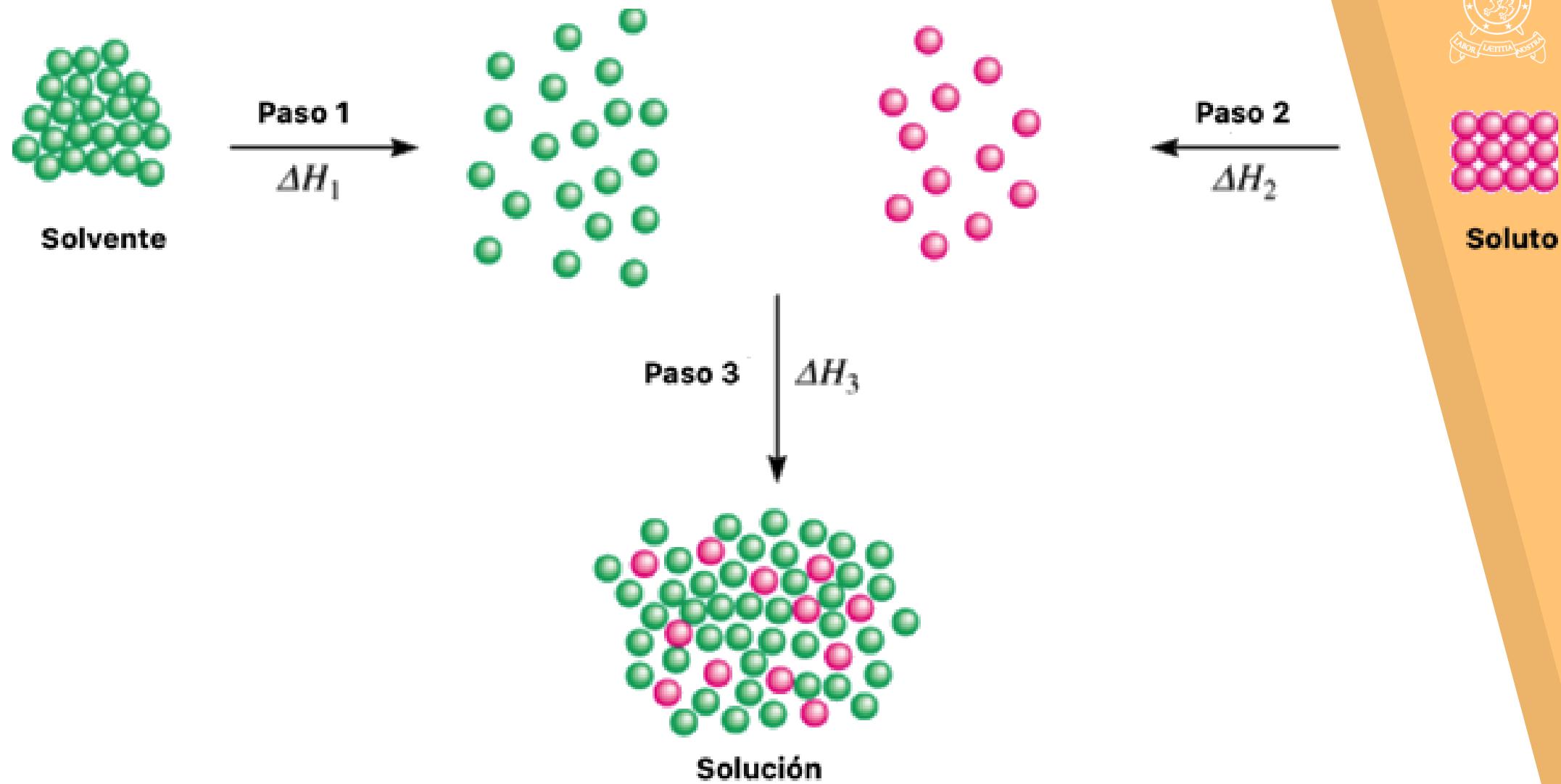
- ✓ Solvente – Solvente
- ✓ Soluto – Soluto
- ✓ Solvente - Soluto



Fuerzas intermoleculares



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

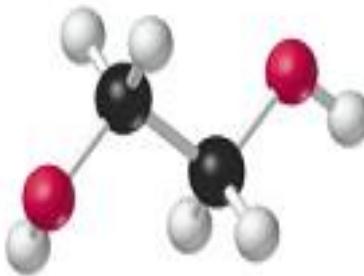


Naturaleza del Soluto y Solvente

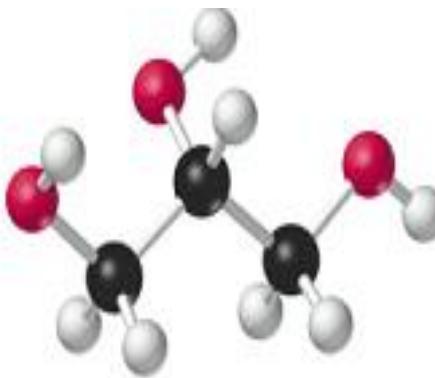
- ✓ Dos sustancias que tienen el mismo tipo y magnitud de fuerzas intermoleculares serán solubles entre sí.
- ✓ La solubilidad de las sustancias no polares en agua es muy pequeña.



etanol



etilenglicol

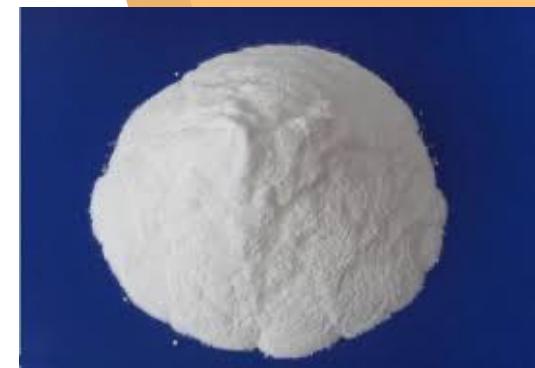
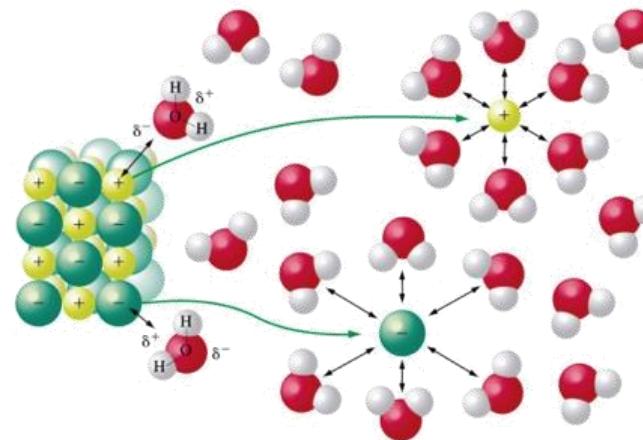


glicerol

La solubilidad de los compuestos iónicos en agua depende de un equilibrio entre dos fuerzas, ambas de naturaleza eléctrica.

Fuerzas de atracción entre las moléculas de agua y los iones, que tienden a disolver el sólido.
Ejemplos: NaCl, NaOH.

Fuerzas de atracción entre iones con cargas opuestas, que tienden a mantenerlos en estado sólido. Ejemplos: BaSO₄, CaCO₃.



Disolución de líquido en líquido



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Miscibilidad: Cuando la naturaleza del soluto y el solvente es similar, ambos serán generalmente miscibles.

Líquidos polares - solventes polares

Etanol - agua



Líquidos apolares - solventes apolares

CCl_4 – hexano

Inmiscibilidad: Cuando la naturaleza del soluto y el solvente es distinta, ambos serán inmiscibles.



Líquidos polares - solventes apolares

Líquidos apolares - solventes polares



Hidrofobicidad

El soluto no tiene afinidad por el agua como solvente, pero sí por solventes apolares.

Hidrofilicidad

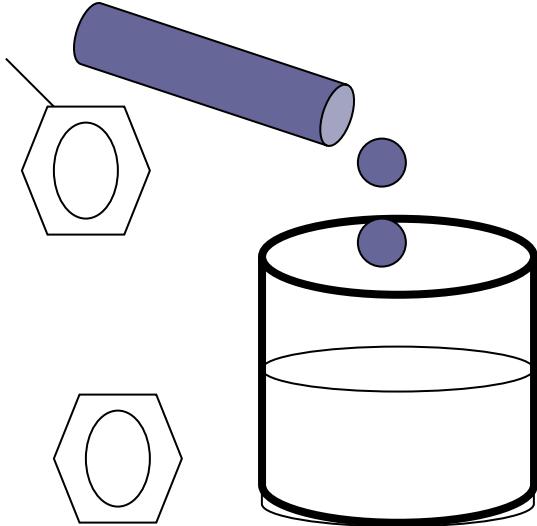
El soluto tiene afinidad por el agua como solvente y no por solventes apolares.

Igual disuelve a Igual “Compuestos Miscibles”

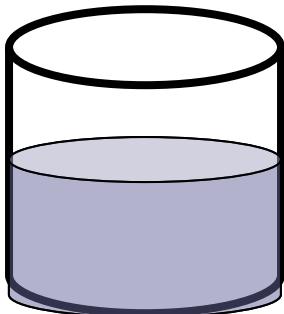


UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Disolución de líquido en líquido

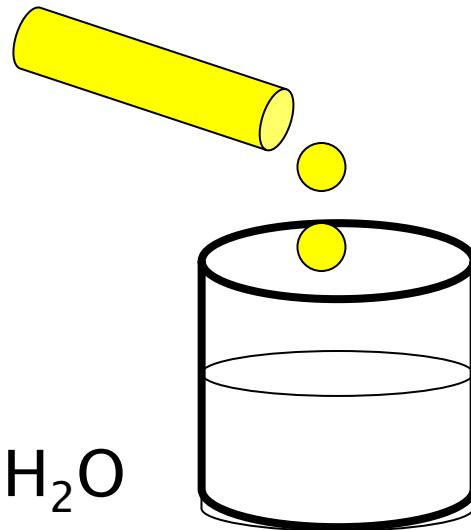


Adición de un pequeño volumen de tolueno (sólido apolar) a 100 mL de benceno (solvente apolar).



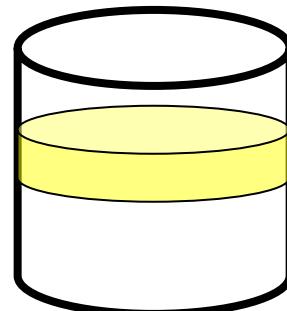
Solución de tolueno en benceno:
1 fase líquida homogénea.

Compuestos Inmiscibles



Disolución de líquido en líquido

Adición de un pequeño volumen de éter etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, compuesto no polar) a 100 mL de agua (solvente polar).

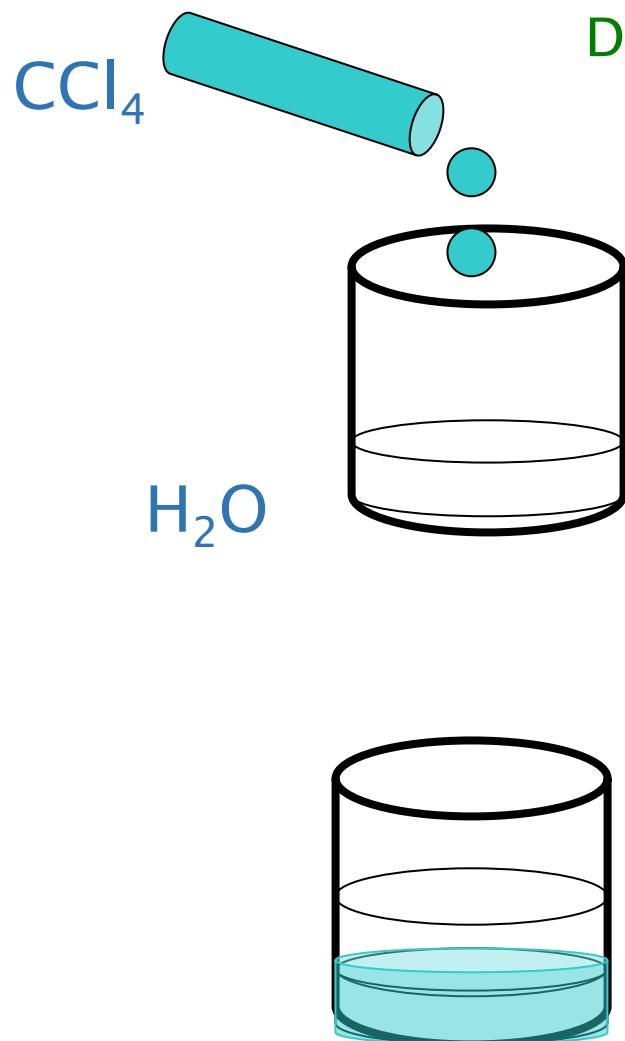


Formación de dos fases líquidas: Fase “orgánica” (arriba) y Fase “acuosa” (abajo).

Compuestos Inmiscibles



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE



Disolución de líquido en líquido

Adición de un pequeño volumen de tetracloruro de carbono (CCl_4 , no polar) a 100 mL de agua (polar).

Compuestos que no se disuelven fácilmente en agua son “**hidrofóbicos**”

Formación de dos fases líquidas:
Fase “acuosa” (arriba) y Fase
“orgánica” (abajo).

Efecto de la Temperatura

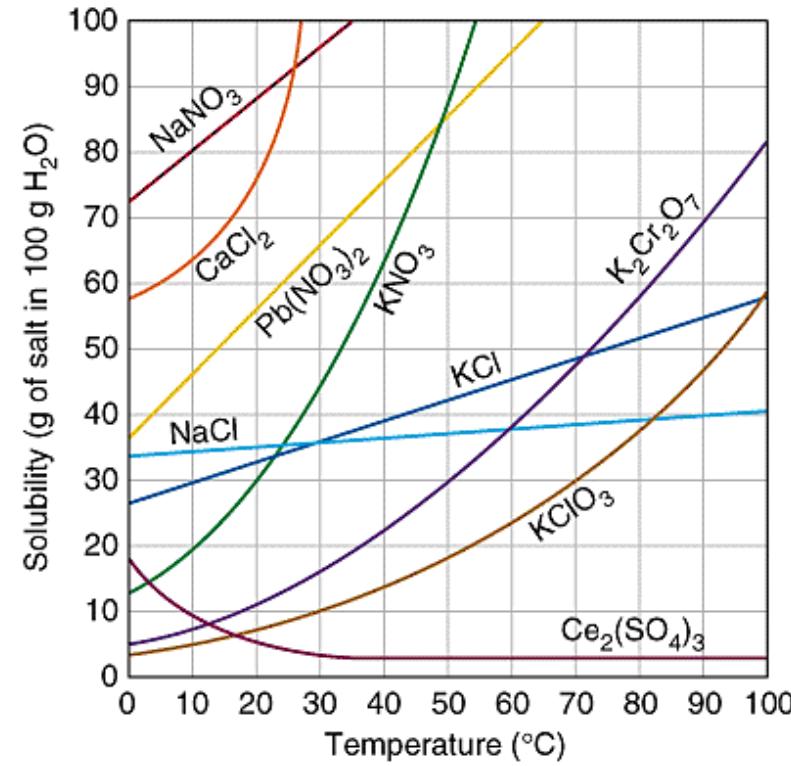
Disolución de sólido en líquido



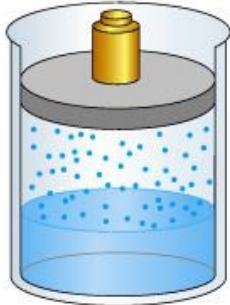
La solubilidad de los sólidos aumenta con la temperatura.

Si el proceso de disolución es endotérmico, el sistema absorbe calor, la solubilidad del soluto aumenta al aumentar la temperatura.

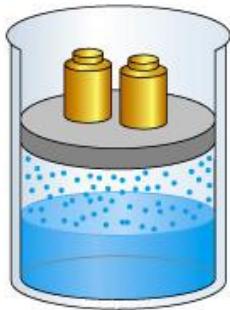
Si el proceso de disolución es exotérmico, el sistema libera calor, la solubilidad del soluto disminuye al aumentar la temperatura.



Efecto de la Presión



La presión tiene un efecto importante sobre la solubilidad para los sistemas gaseosos.



A una temperatura determinada, el aumento de presión implica un incremento en la solubilidad del gas en el líquido.



Comparación entre Tipos de Mezclas



Disoluciones	Dispersiones Coloidales	Suspensiones
Todas las partículas son del tamaño de los átomos, iones o pequeñas moléculas (1 - 10 Å)	Las partículas de al menos uno de los componentes son grandes grupos de átomos, de iones o de pequeñas moléculas (10 - 10000 Å)	Las partículas de al menos uno de los componentes pueden ser vistas con un microscopio de baja resolución (> 10000 Å)
Homogéneas	No homogéneas	No homogéneas
Transparentes; no presentan efecto Tyndall	A menudo opacas, pueden ser transparentes pero presentan el efecto Tyndall	No transparentes
Estables a la gravedad	Menos estables a la gravedad	Inestables a la gravedad, las partículas se depositan
No separables por filtración	No separables por filtración.	Separables por filtración

Unidades de Concentración

La concentración de una solución es la proporción que existe entre las cantidades de soluto y solvente o entre las cantidades de soluto y solución.

Porcentaje en masa (% m / m)



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Es la cantidad de gramos de soluto disueltos en 100 g de solución.

$$\begin{aligned}\% \text{ en masa} &= \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de solvente}} \times 100\% \\ &= \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100\%\end{aligned}$$

Porcentaje en peso (%p/p) ≡ porcentaje en masa (%m/m)



Porcentaje masa volumen (% m /v)



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Es la cantidad de gramos de soluto disueltos en 100 mL de solución.

$$\% \text{ m / v} = \frac{\text{Masa de soluto (g)}}{\text{Volumen de solución (mL)}} \times 100\%$$



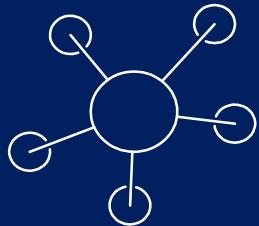
Porcentaje en volumen (% v / v)

Es la cantidad de mL de soluto disuelto en 100 mL de solución.

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



Unidad I



Ejercicios

7. Disoluciones



1.- Cuando se evaporan 50 g de una solución de sulfato de sodio hasta completa sequedad se producen 20 g de sal ¿Cuál es el porcentaje % p/p de la solución?

Soluto = 20 g de sal Solución= 50 g (sal más solvente)

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de solvente}} \times 100\%$$

$$= \frac{20 \text{ g}}{50 \text{ g}} \times 100\%$$

$$= 40 \%$$

Si no se dice quien es el solvente, debes asumir que es agua.



2.- Si 30 gramos de azúcar se disuelven en 100 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje % m/v de la disolución?

$$\% \text{ m / v} = \frac{\text{Masa de soluto (g)}}{\text{Volumen de solución (mL)}} \times 100\%$$

$$\% \text{ m / v} = \frac{30 \text{ (g)}}{100 \text{ (mL)}} \times 100\%$$

$$\% \text{ m / v} = 30 \%$$

La masa generalmente se expresa
en g y el volumen en mL

Ejemplo: Calcular el % m/m de soluto de una solución formada por 30g de soluto y 170 g de solvente

R: 15%

Ejemplo: Calcular el %m/v de una solución preparada con 4.2 g de NaOH disueltos en agua hasta un volumen de 12.5 mL

R:33.6%

Ejemplo: Calcular el % en volumen de una solución preparada con 2mL de hexano disueltos en benceno hasta un volumen de 9 mL

R: 22.2 %

Unidad I



7. Disoluciones

Molaridad (M)

Número de moles de soluto disueltos en 1L de solución.



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

$$M = \frac{\text{moles de soluto (n)}}{\text{Volumen de solución (L)}}$$

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Masa Molar (g/mol)}}$$

$$M = \frac{\% \text{ m/m} * d * 10}{MM}$$



Molalidad (m)



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Número de moles de soluto en 1Kg de solvente.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Masa de solvente (kg)}}$$



Normalidad (N)



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Equivalentes gramos de soluto en un litro de solución.

$$N = \frac{\text{equivalentesgramos}}{\text{VolumenSolución}(L)}$$

$$\text{equivalentesgramos} = \frac{\text{Masa}(g)}{\text{PesoEquivalente}}$$

$$\text{PesoEquivalente} = \frac{\text{PesoMolecular}}{f}$$

f está relacionado con el número de H^+ (ácidos), OH^- (bases) o electrones involucrados en una reacción redox.

Relación de N con M

$$N = M \times f$$





1.- ¿Cuál es la molalidad (m) de una solución que se prepara disolviendo 29,22 g de NaCl en 100 mL de agua?

$$M_{\text{NaCl}} = 58,45 \text{ g/mol}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Masa de solvente (kg)}}$$

Recuerda, la densidad del agua es 1 g/mL. Significa que los g de solvente, en este caso son 100 g.

1 Kg equivale a 1000 g. Para pasar de g a Kg, debes dividir por 1000.



$$n_{\text{NaCl}} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Masa Molar (g/mol)}}$$

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{29,22 \text{ (g)}}{58,45 \text{ (g/mol)}} = 0,5 \text{ moles NaCl}$$

$$m = \frac{0,5 \text{ moles de NaCl}}{0,1 \text{ kg de H}_2\text{O}} = 5,0 \text{ n / Kg} = 5,0 \text{ molal}$$



2.- ¿Cuántos g de NaCl se necesitan para preparar 2000 mL de solución 0,2 M?

$$M = \frac{\text{moles de soluto (n)}}{\text{Volumen de solución (L)}}$$

$$0,2 \text{ n} / L = \frac{\text{moles de soluto (n)}}{2 \text{ (L)}}$$

$$\text{Masa}_{\text{NaCl}}(\text{g}) = \text{mol} \times 58,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{mol de NaCl} = 0,4 \text{ n}$$

$$\text{masa (g)} = 23,4 \text{ g NaCl}$$

Fracción Molar (x)



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Se define como la relación entre los moles de un componente de la solución y los moles totales de las especies presentes en la solución.

$$x_i = \frac{\text{Moles de } i}{\text{Suma de los moles de todo los componentes}}$$

Ejemplo: Si una solución está compuesta por A y B

$$x_A = n_A / (n_A + n_B)$$

$$x_B = n_B / (n_A + n_B)$$

$$x_A + x_B = 1$$





1.- Calcular la fracción molar de H_2SO_4 en 100 g de solución al 20% m/m

$$X_B = \frac{n_B}{(N_A + N_B)}$$

$$n_A = \frac{80 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 4,4 \text{ n H}_2\text{O}$$

$$n_B = \frac{20 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ n H}_2\text{SO}_4$$

$$X_B = \frac{0,2 \text{ n}}{(4,44 \text{ n} + 0,2 \text{ n})} = 0,043$$

Partes por Millón (ppm)



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

$$ppm \text{ (mg/L)} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{Volumen de disolución (L)}}$$

$$ppm \text{ (mg/Kg)} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{Masa de disolución (kg)}}$$





1.- En un control sanitario se detectan 5 mg de mercurio en un pescado de 1,5 Kg. Calcula la concentración en ppm (mg/Kg)

$$ppm \text{ (mg/Kg)} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{Masa de disolución (kg)}}$$

$$ppm \text{ (mg/Kg)} = \frac{5 \text{ mg}}{1,5 \text{ kg}} = 3,33 \text{ mg/Kg} = 3,33 \text{ ppm}$$

Ejemplo: Calcule los ppm que hay en 1,35 gr de KI disuelto hasta un volumen de 5000 mL de agua

R: 270 ppm

Ejemplo: ¿Qué masa de KI se requiere para producir 500 mL de una solución de 2.80 M de KI?

R: 232 g KI

Ejemplo: Calcular la fracción molar de CH₄ y de C₂H₆ en una mezcla de 4 g de CH₄ y 6 g de C₂H₆ y comprobar que la suma de ambas es la unidad

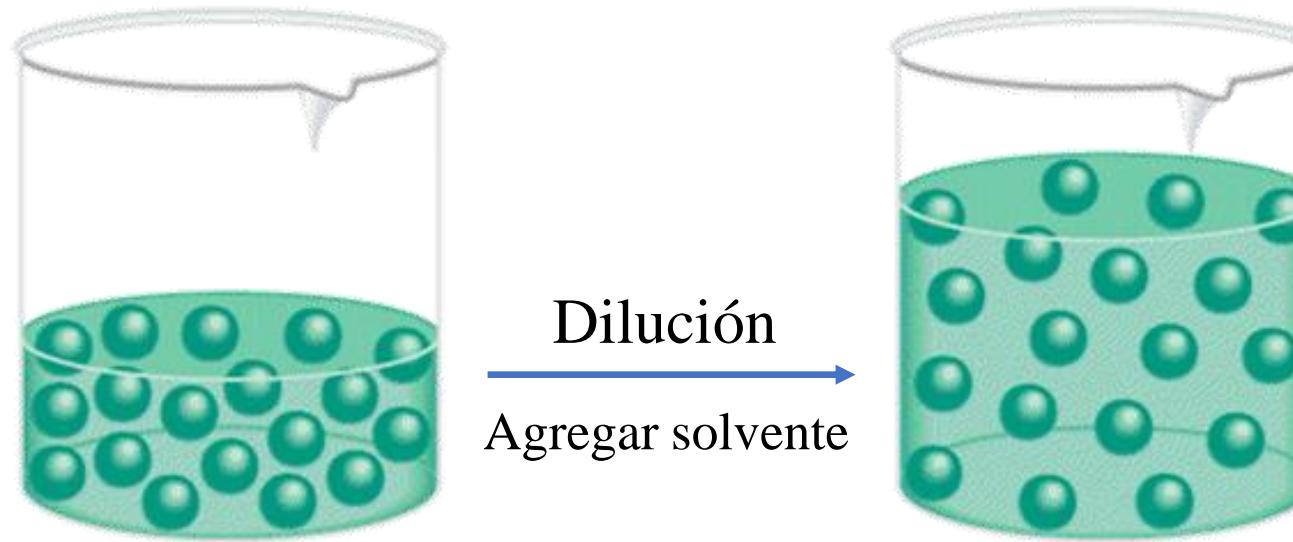
R: χ CH₄: 0.56 χ C₂H₆: 0.44

Unidad I



7. Disoluciones

Dilución es el proceso para preparar una solución de menor concentración a partir de una solución de mayor concentración.



$$\begin{array}{ccc} \text{Moles de soluto} & & \text{Moles de soluto} \\ \text{Antes de la dilución (i)} & = & \text{Después de la dilución (f)} \end{array}$$

$$M_i V_i = M_f V_f$$

Dilución de Solución

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

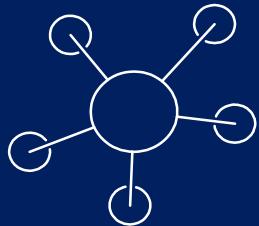
$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$



Ejemplo: ¿Cómo prepararía 60.0 mL de HNO_3 0.2 M a partir de una solución HNO_3 4.00 M ?

3 mL de HNO_3

Unidad I



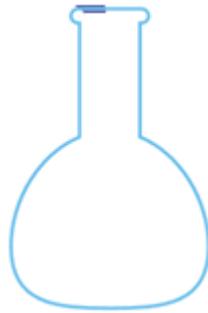
Ejercicios

7. Disoluciones



1.- ¿Qué volumen de una solución acuosa de ácido perclórico (HClO_4) de densidad 1,410 g/mL y 50% p/p se necesita para preparar 600 mL de solución del ácido 0,1 mol/L?

$$V = ?$$



1,410 g/mL
50 % m/m
 HClO_4 (1)



600 mL
0,1 M
 HClO_4 (2)

Tienes una solución ya preparada, la llamaremos (1) y necesitas determinar el volumen que debes tomar de esta, para preparar la solución (2).



!!!! La soluciones tienen distintas unidades de concentración !!!!!

Conversión de unidad de concentración (% a M)

50 % m/m significa 50 g de HClO₄ en 100 g de H₂O

Para calcular la molaridad, se necesitas los moles de soluto.

$$n \text{ HClO}_4 = \frac{50 \text{ g}}{100,5 \text{ g/mol}} = 0,497 \text{ moles HClO}_4$$

Con la densidad de la solución, puedes determinar el volumen de la solución.

$$1,410 \text{ g solución} = 1 \text{ mL solución}$$

$$100 \text{ g solución} = X \text{ mL solución}$$

$$X = 70,92 \text{ mL} \approx 0,072 \text{ L solución}$$

$$\mathbf{M HClO_4} = \frac{0,5 \text{ n}}{0,072 \text{ L}} = \mathbf{6,94 \text{ M}}$$

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$6,94 \text{ M} \times V_1 = 0,1 \text{ M} \times 600 \text{ mL}$$

$$V_1 = 8,64 \text{ mL} \approx 9 \text{ mL}$$



Se debes tomar 9 mL de $HClO_4$ de 6,94 M y se aforan con H_2O hasta 600 mL para obtener una solución 0,1M de $HClO_4$

Resumen de Fórmulas para Concentración....



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

$$\text{Porcentaje volumen/volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

$$\text{Fracción molar (X)soluto} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de solución}}$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kilogramos de solvente}}$$

$$\text{Partes por millón (ppm)} = \frac{\text{mg soluto}}{\text{Kg de solución}} \text{ ó } \frac{\text{mg de soluto}}{\text{L de solución}}$$

$$\text{Densidad disolución (d}_{\text{disolución}}\text{)} = \frac{\text{masa disolución}}{\text{volumen disolución}}$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\% \text{ pp} * d \left(\frac{g}{mL} \right) * 10}{MM \left(\frac{g}{mol} \right)}$$

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto + masa de solvente}} \times 100$$

$$\text{Porcentaje masa/volumen} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

$$C_T * V_T = C_1 * V_1 + C_2 * V_2$$

Unidad I



Ejercicios Propuestos

7. Disoluciones



1. Se prepara una solución agregando 5,5 g de bicarbonato de sodio a 100 g de agua. Calcular el porcentaje m/m de esta solución.
R. 5,21 %m/m
2. ¿Cuál es el porcentaje p/v de 180 mL de una solución que contiene 8 g de glucosa?
R. 4,44 %m/v
3. Si usted agrega 25 mL de etanol, a 250 mL de agua, ¿cuál es el porcentaje v/v de la solución resultante?
R. 9,1 %v/v
4. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 18 g de K_2CrO_4 disueltos en cantidad de agua suficiente para tener 500 mL de solución?
R. 0,185 M
5. ¿Cuál es la molalidad de una disolución que contiene 15 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) disueltos en 170 g de agua?
R. 0,258 m



6. Calcule M y N de una solución que contiene 2,5 g de H_2SO_4 en 1,5 L de solución.

R. 0,0170 M

7. Calcule la fracción molar (X) del metanol en una solución que se prepara agregando 38 g de metanol a 90 g de agua.

R. 0,192

8. El límite legal para la exposición humana al monóxido de carbono, en un sitio de trabajo, es 35 ppm. Suponga que la densidad del aire es 1,3 g/L. ¿Cuántos gramos de monóxido de carbono hay en 1,0 L de aire que tenga la concentración máxima permisible?

R. $4,5 \times 10^{-5}$ g

9. ¿Cuántos mL se necesitan de una solución 2,5 M para obtener 800 mL de una solución 0,5 M?

R. 160 mL

10. ¿Qué volumen de una solución NaOH 1.420 M se necesita para valorar 25 mL de una solución de H_2SO_4 4.50 M?

R. 158 mL



11. Prepare una solución de 250,0 mL, 1 M de HCl. ¿Qué volumen en mL, debe tomarse de una solución 10,0 M de HCl? R. 25 mL

12. Prepare una solución de 500,0 mL, 1 M de H_2SO_4 ¿Qué volumen, en mL, debe tomarse de una solución al 98% p/p y densidad= 1,84 g/mL
R. 27,2 mL

13. ¿Cuántos mL se necesitan de una solución de AgNO_3 0,5 M para obtener 0,40 g de soluto? R. 4,6 mL

14. Prepare una solución disolviendo 86,53 g de Na_2CO_3 en agua, hasta completar 1000 mL. La densidad de la solución es 1,081 g/mL.
Determinar la molaridad y molalidad de la solución. R. 8,37 n/L y 10,04 n/Kg

15. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico puro hay en un litro de solución al 70%p/p si la densidad de la solución es 1,521 g/mL? R. 1065 g

1. La glucosa es un hidrato de carbono fundamental en el metabolismo humano. Una solución acuosa de glucosa es 20,0 % m/m. Calcular:
- a) La masa de soluto que se encuentra en 400 g de solución.
 - b) La masa de soluto que se encuentra disuelta en 400 g de solvente.

a) 80 g ; b) 100 g

Una muestra de agua de mar contiene 15,0 g de NaCl (cloruro de sodio) en 300 g de agua. Expresar su concentración en:

- a) g de soluto/100 g de agua.
- b) % m/m.

a) 5,0 g/100 g de agua ; b) 4,8 % m/m

Se prepara una solución que contiene 6,0 g de un soluto cuyo MM = 60,0g/mol en 500 mL de solución. Expresar su concentración en:

- a) % m/V
- b) molaridad.

a) 1,2% m/V ; b) 0,20 M

Calcular qué volumen de solución 0,25 M se puede preparar con 50,0 g de NaOH.

5,0 L

Para preparar 1.000 kilogramos de KCl (ac) al 5.5% en masa, uno puede disolver

- a) 994.5 g de KCl en 5.5 g de agua.
- b) 5.5 g de KCl en 994.5 g de agua.
- c) 5.5 g de KCl en 1000.0 g de agua.
- d) 55 g de KCl en 945 g de agua.
- e) 55.0 g de KCl en 1000.0 g de agua.

D

¿Cuál es la **fracción molar** de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{ac})$ 1.98 m ? La masa molar de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ es 241.9 g/mol y la masa molar del agua es 18.02 g/mol.

- a) 0.0345
- b) 0.0641
- c) 0.324
- d) 0.479
- e) 0.863

A

49. El ácido sulfúrico comercial, H_2SO_4 es una solución al 96% en masa y de densidad 1,83 g/mL. Calcule:

- a.- la Molaridad
- b.- la molalidad

c.- Si 50 mL de la solución anterior son llevados a un volumen final de 250 mL con suficiente agua, ¿cuál es la concentración molar de la solución resultante?

R:a)17,93 M

- b) 244.8 m
- c) 3.59 M

46. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico (HCl) del 38 % en masa y cuya densidad es 1,19 g/mL debe diluirse hasta completar 2,5 L de ácido clorhídrico 0,10 M?

$$R=0.02 \text{ L}$$



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE