



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



**FACULTAD
DE INGENIERÍA**

SOLUCIONES



QUÍMICA GENERAL

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

CONTENIDOS

- **Soluciones. Clasificación. Proceso de disolución. Unidades y expresiones de concentración.**
- **Soluciones saturadas y Solubilidad. Factores que afectan a la solubilidad. Interacciones soluto-disolvente. Efecto de la presión y de la temperatura. Propiedades coligativas. Coloides.**

SOLUCIONES PARTE N° 1

https://youtu.be/eZzTfMy_iIE

SOLUCIONES PARTE N° 2

<https://youtu.be/fqaHWDbIXEg>

SOLUCIONES PARTE N° 3

<https://youtu.be/LdASAh8RX4E>

Clasificación de soluciones:

- **De acuerdo al número de componentes:**
 - *Binarias*
 - *Ternarias*
 - *Cuaternarias*
- **De acuerdo al estado físico de los componentes:**
 - *Líquidas*
 - *Gaseosas*
 - *Sólidas*
- **De acuerdo a su concentración, cualitativamente:**
 - *Concentrada*
 - *Diluida*
- **De acuerdo a su concentración, semi-cuantitativamente:**
 - *Insaturada*
 - *Saturada*
 - *Sobresaturada*
- **De acuerdo a su concentración, cuantitativamente:**
 - *Usando expresiones físicas de concentración*
 - *Usando expresiones químicas de concentración*

SOLUCIONES

Una disolución o solución es una mezcla homogénea. Homogénea porque su composición y sus propiedades son uniformes, y es una mezcla porque contiene dos o más componentes.

El **disolvente** es el componente que se encuentra en mayor proporción y determina el estado de agregación en el que se encuentra la solución. Los otros componentes presentes se denominan **solutos** y se encuentran disueltos en el disolvente.



La disolución es un proceso espontáneo, acompañado de un aumento en el desorden, donde se manifiesta una disminución en el contenido de energía del sistema.

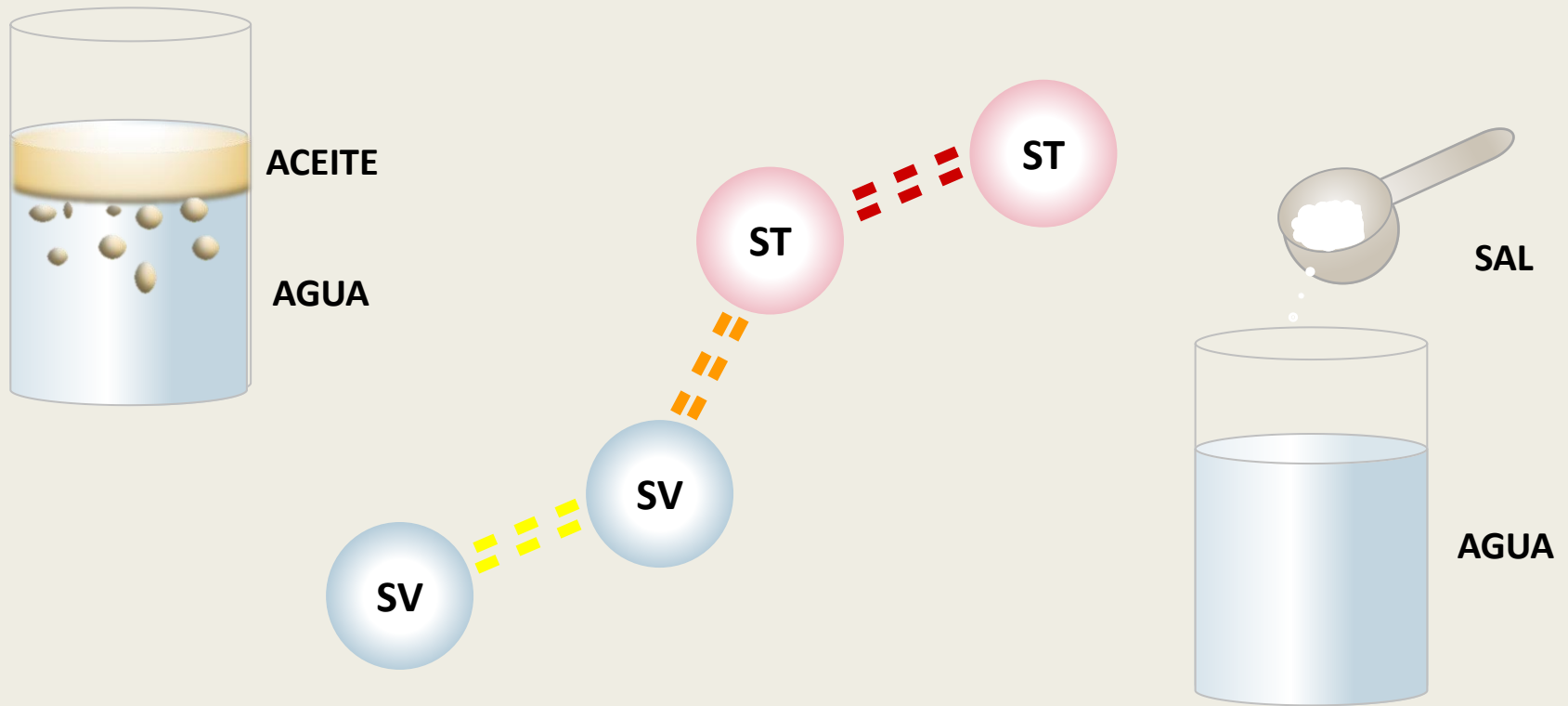
Tipos de soluciones de acuerdo a su estado físico:

Si bien las disoluciones líquidas son las más comunes, pueden existir también en los estados sólido y gaseoso. Por ejemplo una moneda suele ser una disolución de cobre y níquel. Las disoluciones sólidas se llaman *aleaciones*.

Generalmente es el disolvente el que determina el estado de agregación de la solución.

Estado de la SOLUCIÓN	Estado del DISOLVENTE	Estado del SOLUTO	EJEMPLOS
Gas	Gas	Gas	Aire
Líquido	Líquido	Gas	Oxígeno en agua
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol en agua
Líquido	Líquido	Sólido	Sal en agua
Sólido	Sólido	Gas	Hidrógeno en paladio
Sólido	Sólido	Líquido	Mercurio en plata
Sólido	Sólido	Sólido	Plata en oro

FUERZAS INTERMOLECULARES Y PROCESOS DE DISOLUCIÓN



Para comprender el proceso de disolución es preciso conocer el comportamiento de las partículas de solvente (SV) y de soluto (ST), específicamente, de las fuerzas intermoleculares que toman lugar entre ellas.

SV-SV

SV-ST

ST-ST

En un proceso de disolución se pueden considerar cuatro posibilidades para las intensidades relativas de las fuerzas de interacción:

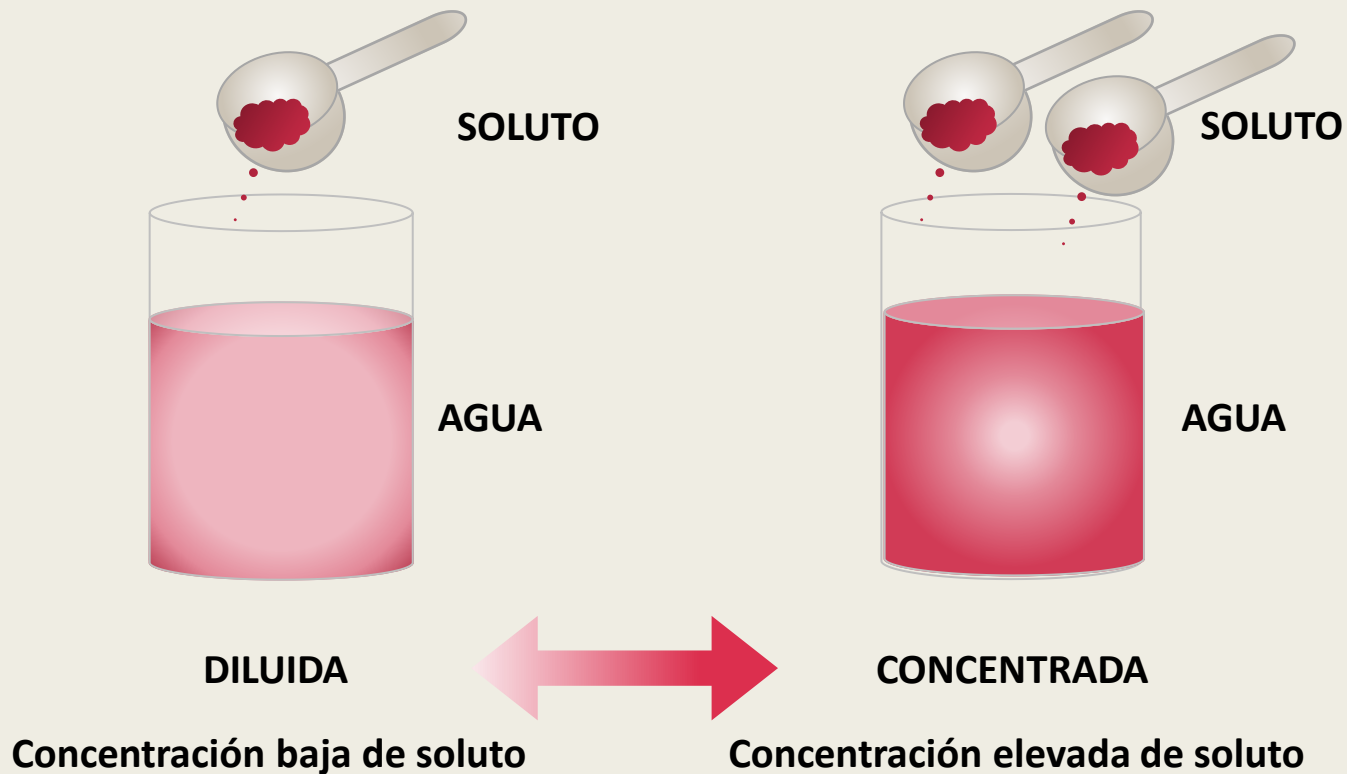


1. Si todas las **fuerzas intermoleculares son del mismo tipo y de la misma intensidad**, las moléculas de soluto y disolvente se mezclan al azar. Se obtiene una mezcla homogénea o disolución. Debido a que las propiedades de las disoluciones de este tipo pueden predecirse a partir de las propiedades de los componentes puros, se denominan **soluciones ideales**. Ejemplo: Mezcla de hidrocarburos líquidos.
2. Si las **fuerzas de atracción entre moléculas diferentes exceden a las que tienen lugar entre moléculas iguales**, también se forma una disolución. Sin embargo, las propiedades no pueden predecirse y las **soluciones no son ideales**. Ejemplo: Mezcla de acetona, $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$, y cloroformo, CHCl_3 .
3. Si las **fuerzas de atracción entre moléculas de soluto y disolvente son apenas más débiles** que entre moléculas del mismo tipo, se puede producir la mezcla completa, pero la **solución es no ideal**. Ejemplo: Disulfuro de carbono (CS_2) y acetona.
4. Si las **fuerzas de atracción entre moléculas diferentes son mucho más débiles que entre moléculas semejantes**, los componentes aparecen segregados en una mezcla heterogénea. La **disolución no tiene lugar** en una extensión significativa. Ejemplo: Agua y octano (C_8H_{18}).

LO SIMILAR DISUELVE A LO SIMILAR

CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

La concentración de una disolución se puede expresar cualitativa o cuantitativamente. Para describir una solución de manera cualitativa se utilizan los términos diluida y concentrada.



Unidades y Expresiones cuantitativas

UNIDADES FÍSICAS

(g; ml)

EXPRESIONES FÍSICAS

% Masa

- (g%g; %g/g; m%m; %m/m)

% Masa en Volumen

- (g%ml; % g/ml; m%v; %m/v)

% Volumen

- (ml%ml; %ml/ml; v%v; %v/v)

ppm

- (mg/Kg; g/ton; mg/L; mg/m³)

UNIDADES QUÍMICAS

(mol)

EXPRESIONES QUÍMICAS

Molaridad

- M [=] mol/L_{SN}

Molalidad

- m [=] mol/Kg_{DV}

Fracción Molar

- χ [=] n/n_T

Normalidad

- N [=] eq/L_{SN}

CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

En Química se usan varias expresiones cuantitativas de la concentración. Estas expresiones surgen de combinar unidades de masa (g, Kg, mol) y de volumen (mL, L).

La composición de una solución se puede expresar en términos de porcentaje en masa de cada componente, es decir la masa de cada componente en 100 g de solución.

$$\% \text{ masa de un componente} = \frac{\textit{masa del componente en solución}}{\textit{masa total de la solución}} \times 100$$

Debido a la facilidad con que se miden los volúmenes de los líquidos algunas disoluciones se preparan en referencia a porcentaje en volumen.

$$\% \text{ volumen de un componente} = \frac{\textit{volumen del componente en solución}}{\textit{volumen total de la solución}} \times 100$$

Otra posibilidad es combinar masa de soluto y volumen de solución.

$$\% \text{ masa en volumen} = \frac{\textit{masa del componente en solución}}{\textit{volumen total de la solución}} \times 100$$

Cuando se trata de una solución muy diluida, frecuentemente se utiliza la expresión parte por millón (ppm).

$$\textit{ppm de un componente} = \frac{\textit{masa del componente en solución}}{\textit{masa total de la solución}} \times 10^6$$

Una solución cuya concentración de soluto es 1 ppm contiene 1 g de soluto en un millón (10^6) de gramos de solución, o lo que es lo mismo 1 mg de soluto por Kg de solución. Una solución tan diluida tendrá aproximadamente la misma densidad que el agua, esto es 1 g/mL, por ello es posible expresar también a **1 ppm como 1 mg de soluto en 1 L de solución.**

EJEMPLO 1. Se prepara una solución disolviendo 13,5 g de cloruro de potasio en 0,1 Kg de agua. Determine el porcentaje en masa del soluto en esta solución.

Datos:

Masa de soluto (KCl): 13,5 g

Masa de disolvente (H₂O): 0,1 Kg o 100 g

Por lo tanto la masa de la solución: 113,5 g

$$\% \text{ masa de KCl} = \frac{13,5 \text{ g ST}}{113,5 \text{ g SN}} \times 100$$

$$\% \text{ masa de KCl} = 11,9 \%$$

EJEMPLO 2. Una solución blanqueadora comercial contiene 3,62% en masa de hipoclorito de sodio. Calcule la masa de hipoclorito de sodio en 2500 g de solución blanqueadora.

Datos:

% en masa de ST (NaClO): 3,62 g

Masa de SN: 2500 g

$$\text{masa de NaClO} = 2500 \text{ g SN} \frac{3,62 \text{ g St}}{100 \text{ g SN}}$$

$$\text{masa de NaClO} = 90,5 \text{ g}$$

FRACCIÓN MOLAR Y PORCENTAJE MOLAR

Para relacionar ciertas propiedades físicas, como por ejemplo la presión de vapor, con la concentración de disolución, es necesario utilizar una expresión en donde todos los componentes estén expresados en moles, para ello se utiliza la **Fracción Molar** (X).

La fracción molar del/los soluto/s es la fracción de todas las moléculas de cada soluto en la disolución. De igual manera, la fracción molar del disolvente o solvente integra la fracción de todas las moléculas de disolvente presentes.

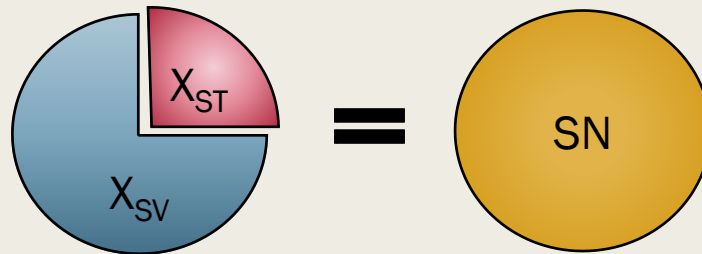
La fracción molar del/los solutos es:

$$X_{ST} = \frac{\textit{cantidad de ST en moles}}{\textit{cantidad total de SN en moles}}$$

(moles SN = moles ST + moles DV)

La fracción molar del solvente o disolvente es:

$$X_{SV} = \frac{\textit{cantidad de SV en moles}}{\textit{cantidad total de SN en moles}}$$



La suma de todas las fracciones molares es igual a la unidad.

Los **porcentajes molares** son las fracciones molares multiplicadas por 100.

EJEMPLO 3. Una solución de ácido clorhídrico contiene 38% en masa de HCl. Determine las fracciones molares de HCl y de H₂O en la solución.

Datos:

% en masa de HCl: 38%

$$\text{Número de moles } (n) = \frac{\text{masa } (g)}{\text{Masa molar } \left(\frac{g}{\text{mol}}\right)}$$

$$\text{Moles SN} = \text{moles ST} + \text{moles DV}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{\text{masa HCl } (g)}{\text{Masa molar HCl } \left(\frac{g}{\text{mol}}\right)}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{masa H}_2\text{O } (g)}{\text{Masa molar H}_2\text{O } \left(\frac{g}{\text{mol}}\right)}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{38 \cancel{g}}{36,5 \cancel{\frac{g}{\text{mol}}}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{62 \cancel{g}}{18 \cancel{\frac{g}{\text{mol}}}}$$

$$n_{\text{HCl}} = 1,04 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 3,44 \text{ mol}$$

$$n_{\text{SN}} = 1,04 \text{ moles HCl} + 3,44 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{SN}} = 4,48 \text{ moles}$$

$$X_{\text{ST}} = \frac{1,04 \text{ moles}}{4,48 \text{ moles}}$$

$$X_{\text{SV}} = \frac{3,44 \text{ moles}}{4,48 \text{ moles}}$$

$$X_{\text{ST}} = 0,23$$

$$X_{\text{SV}} = 0,77$$

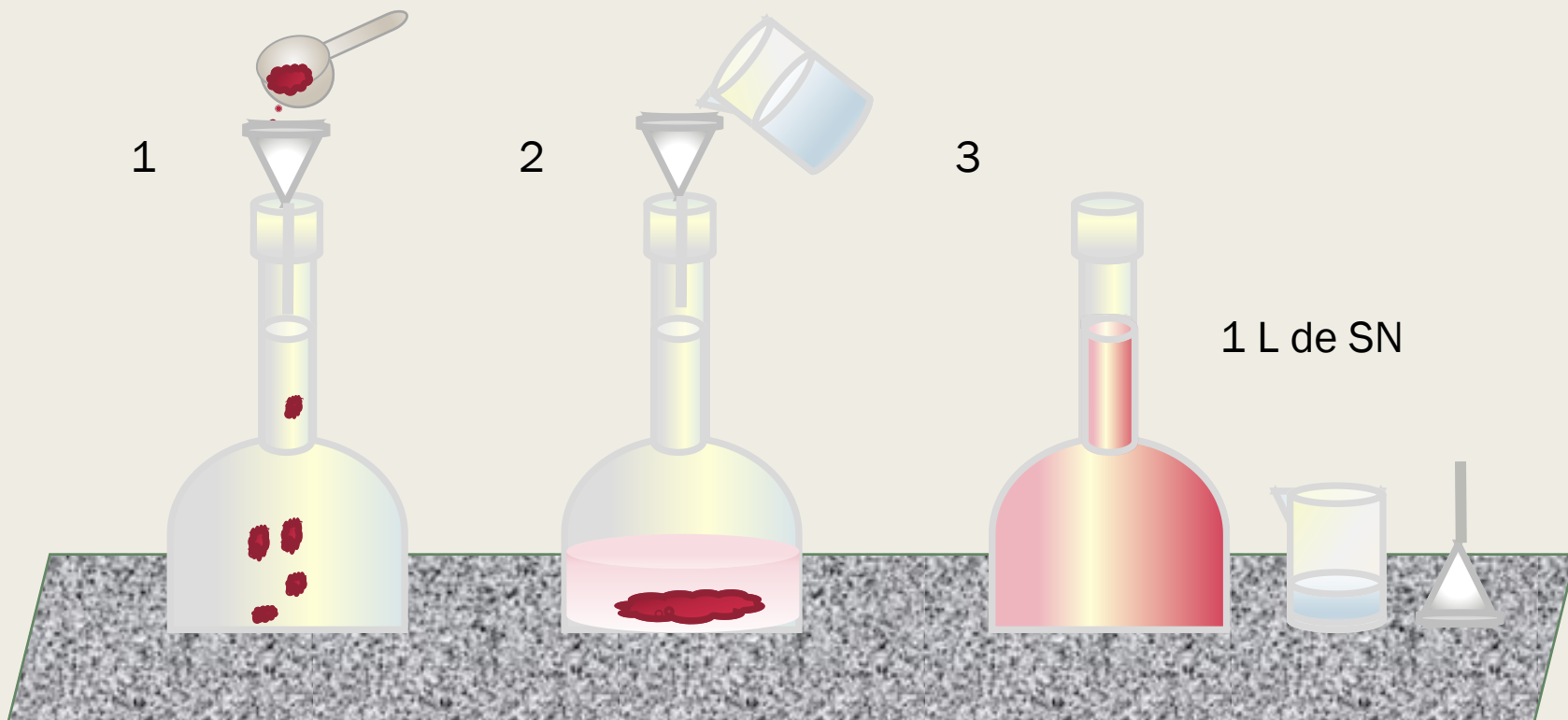
$$X_{\text{ST}} + X_{\text{SV}} = 1$$

MOLARIDAD

La **Molaridad (M)** o concentración molar es una unidad de uso frecuente para expresar la concentración de las soluciones. Se define como la cantidad **de soluto en moles** presentes en un **litro de solución**.

$$M = \frac{\text{cantidad de ST en moles}}{\text{Volumen de SN en litros}}$$

Para preparar un litro de solución uno molar se coloca un mol de soluto en un matraz de un litro (1), se agrega el solvente suficiente para disolver el soluto (2) y finalmente se completa el litro de solución agregando solvente hasta el enrase del matraz (3). El agua es el solvente más común. Cuando se utiliza otro solvente se indica explícitamente.



Por supuesto, es posible establecer relaciones entre una cantidad de moles con otras cantidades que se pueden medir directamente. Además, no es necesario trabajar con un litro de solución. A veces es suficiente un volumen pequeño y en otras oportunidades se necesitan volúmenes mayores.

EJEMPLO 4. Calcule la molaridad de una solución que contiene 3,65 g de HCl en 2 litros de solución.

Datos:

Masa de HCl: 3,65 g

Volumen de solución: 2 litros

$$M_{HCl} = \frac{3,65 \text{ g HCl}}{2 \text{ L SN}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}}$$

$$M_{HCl} = 0,05 \text{ mol/L}$$

EJEMPLO 5. Calcule la masa de $Ba(OH)_2$ que se necesita para preparar 2,5 L de solución de hidróxido de bario 0,06 M.

Datos:

M de $Ba(OH)_2$: 0,06 mol/L

Volumen de solución: 2,5 litros

$$\text{masa } Ba(OH)_2 = 2,5 \text{ L SN} \times \frac{0,06 \text{ mol } Ba(OH)_2}{1 \text{ L SN}} \times \frac{171 \text{ g } Ba(OH)_2}{1 \text{ mol } Ba(OH)_2}$$

$$\text{masa } Ba(OH)_2 = 25,65 \text{ g}$$

EJEMPLO 5. Una muestra de ácido sulfúrico comercial contiene 96% de H_2SO_4 en masa y tiene una densidad de 1,84 g/mL. Calcule la molaridad de la solución de ácido sulfúrico.

Datos:

Concentración en masa H_2SO_4 : 96%

Densidad de solución de H_2SO_4 : 1,84 g/mL

$$M_{H_2SO_4} = \frac{96 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g SN}} \times \frac{1,84 \text{ g SN}}{1 \text{ mL SN}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$M_{H_2SO_4} = 18 \text{ mol/L}$$

Dilución de soluciones

Cuando se diluye una solución mezclándola con más solvente, la cantidad de soluto no cambia, no obstante el volumen y la concentración sí lo hacen. La molaridad disminuye porque la misma cantidad de soluto se encuentra en un volumen mayor. Este proceso se denomina

Dilución. La expresión que representa este proceso se conoce como **Ley de Dilución**:

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

EJEMPLO 6. Determine cuántos mililitros de H_2SO_4 18 M se requieren para preparar 0,5 litros de H_2SO_4 0,9 M.

Datos:

M_1 de H_2SO_4 : 18 M

M_2 de H_2SO_4 : 0,9 M

Volumen 2 de H_2SO_4 : 0,5 L = 500 mL

$$18 \text{ M} \times V_1 = 0,9 \text{ M} \times 500 \text{ mL}$$

$$V_1 = 25 \text{ mL}$$

Estequiometría en solución

Una de las aplicaciones más importantes de la molaridad es relacionar el volumen de la solución de concentración conocida con la masa de otro reactivo.

EJEMPLO 7. Calcule el volumen en mililitros de una solución de ácido sulfúrico 0,34 M que se necesita para reaccionar con 2,8 gramos de carbonato de sodio.

Datos:

Concentración de H_2SO_4 : 0,34 M

masa de Na_2CO_3 : 2,8 g

Reacción química: $H_2SO_4(ac) + Na_2CO_3(ac) \rightarrow Na_2SO_4(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$

Estrategia:

Gramos de
 Na_2CO_3
disponibles

Moles de
 Na_2CO_3
disponibles

Moles de
 H_2SO_4
necesarios

L de solución
de H_2SO_4
necesarios

mL de solución
de H_2SO_4
necesarios

$$V_{H_2SO_4} = 2,8 \text{ g } Na_2CO_3 \times \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{106 \text{ g } Na_2CO_3} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} \times \frac{1 \text{ L}}{0,34 \text{ mol } H_2SO_4} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$V_{H_2SO_4} = 77,7 \text{ mL}$$

Estequiometría en solución

En otras oportunidades se solicita calcular el volumen de una solución de molaridad conocida necesaria para reaccionar con cierto volumen especificado de otra solución.

EJEMPLO 8. Encuentre el volumen en litros de una solución de hidróxido de sodio 0,5 M que se necesita para reaccionar con 40 mL de solución de ácido sulfúrico 0,5 M.

Datos:

Concentración de NaOH: 0,5 M

Concentración de H₂SO₄: 0,5 M

Volumen de H₂SO₄: 40 mL = 0,04 L

Reacción química: $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2 \text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Estrategia:

Litros de solución de
H₂SO₄ disponibles

Moles de H₂SO₄
disponibles

Moles de NaOH
necesarios

L de solución de
NaOH necesarios

$$V \text{ NaOH} = 0,04 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \times \frac{0,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ L}}{0,5 \text{ mol NaOH}}$$

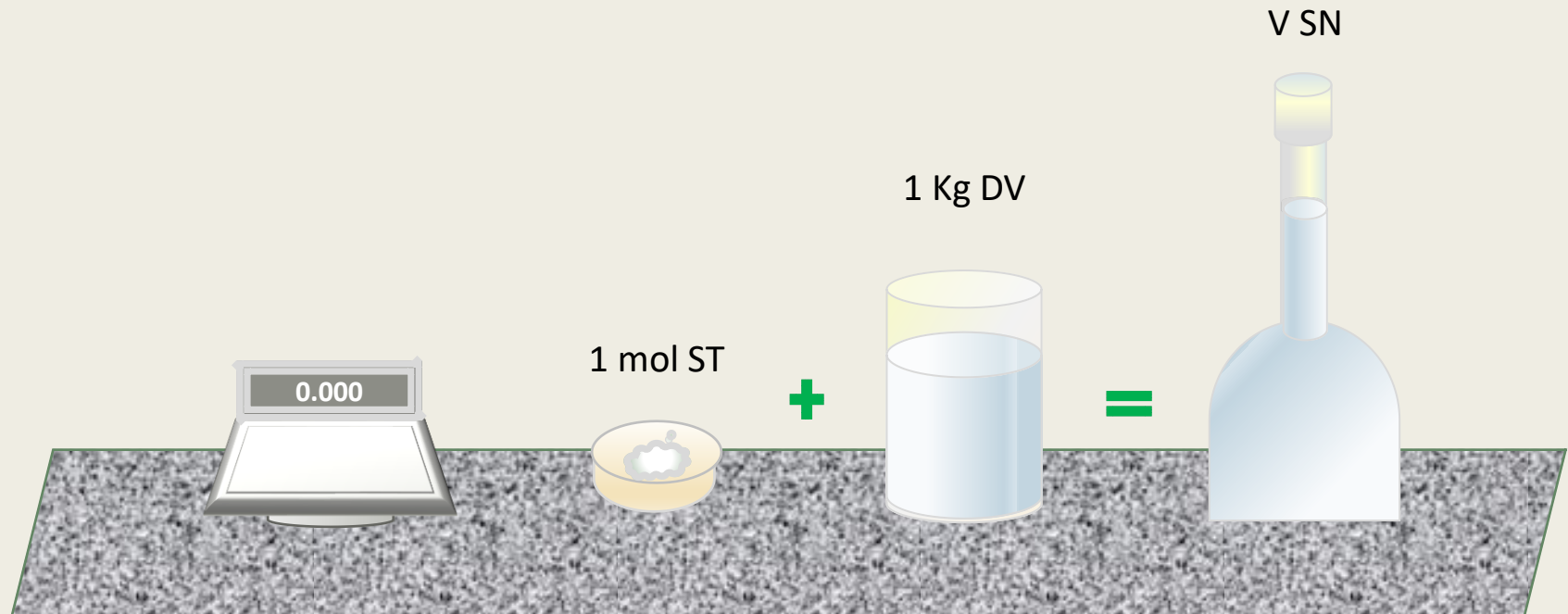
$$V \text{ NaOH} = 0,08 \text{ L}$$

MOLALIDAD

Supongamos que se prepara una disolución a 20 °C utilizando un matraz aforado calibrado a esa temperatura. A continuación, la disolución se calienta a 25 °C. Al aumentar la temperatura, la cantidad de soluto permanece constante, pero el volumen de la solución ha aumentado ligeramente, por lo tanto, la molaridad disminuye. La dependencia de la molaridad con la temperatura suele ser un problema en experiencias que exigen una precisión elevada. Una unidad que es independiente de la temperatura es la **Molalidad (m)**.

La molalidad o concentración molal se define como la cantidad de **soluto en moles** presentes en un **kilogramo de disolvente**.

$$m = \frac{\textit{cantidad de ST en moles}}{\textit{masa de DV en kilogramos}}$$



EJEMPLO 9. Calcule la molalidad de clorato de potasio en una solución preparada con 7,36 g de $KClO_3$ y 200 g de H_2O .

Datos:

Masa de $KClO_3$: 7,36 g

Masa de H_2O : 200 g = 0,2 Kg

$$n KClO_3 = 7,36 g KClO_3 \times \frac{1 mol KClO_3}{122,5 g KClO_3}$$

$$n KClO_3 = 0,06 moles$$

$$m KClO_3 = \frac{0,06 mol KClO_3}{0,2 Kg H_2O}$$

$$m KClO_3 = 0,3 molal$$

EJEMPLO 10. Determine la masa de H_2O necesaria para disolver 50,0 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y obtener una solución 1,25 m.

Datos:

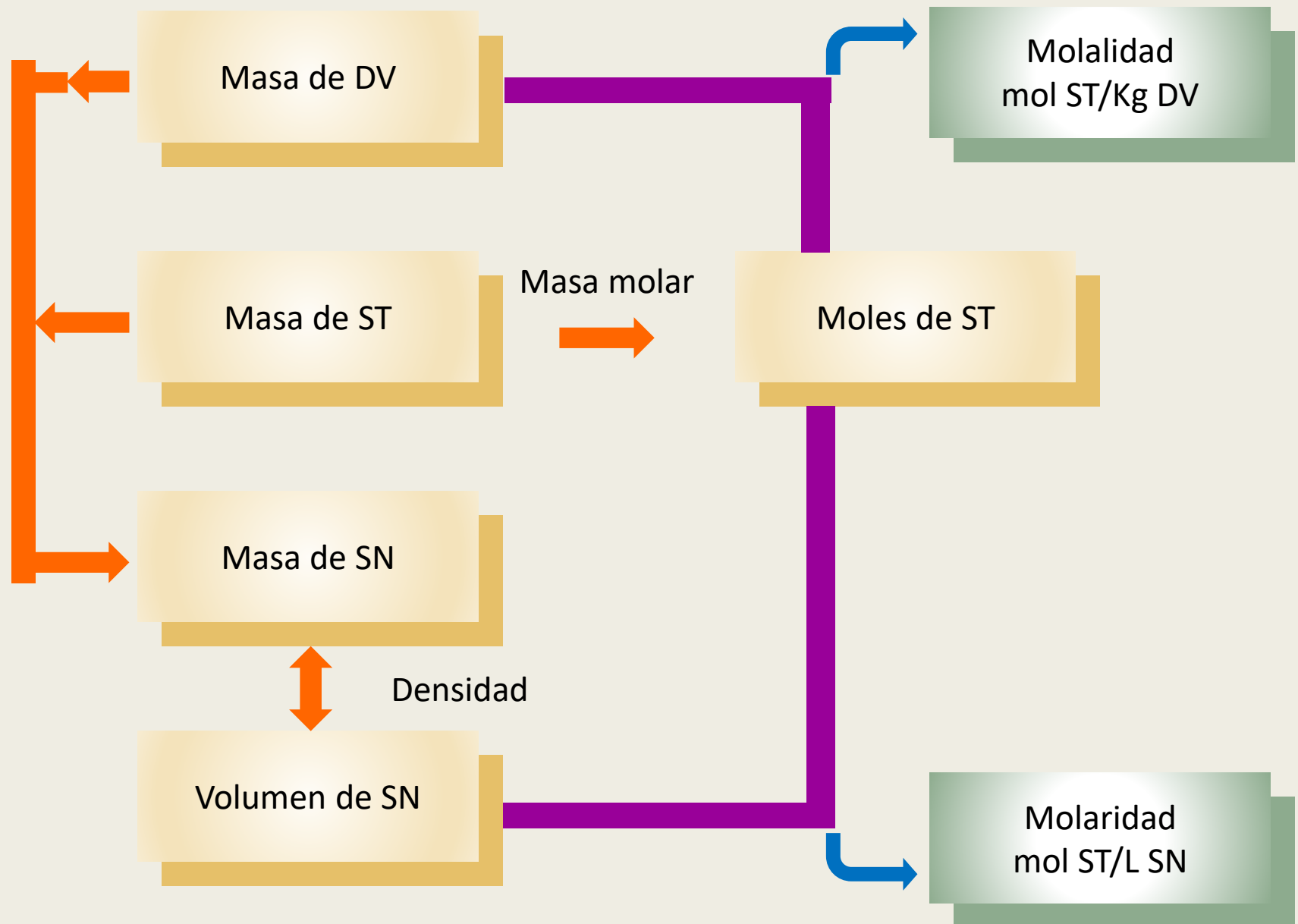
Masa de $C_{12}H_{22}O_{11}$: 50 g

Molalidad de la solución = 1,25 mol/Kg

$$masa H_2O = 50 g C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 mol C_{12}H_{22}O_{11}}{342 g C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{1 Kg H_2O}{1,25 mol C_{12}H_{22}O_{11}}$$

$$masa H_2O = 0,117 Kg = 117 g$$

INTERCONVERSIONES EMPLEADAS EN CÁLCULOS DE MOLARIDAD Y MOLALIDAD



Expresión de la concentración en diferentes unidades

EJEMPLO 11. Se ha preparado una disolución de etanol-agua disolviendo 10 mL de etanol, C_2H_5OH (densidad = 0,789 g/mL) en un volumen suficiente de H_2O para obtener 100 mL de una disolución con densidad 0,982 g/mL. Determine la concentración de etanol en esta disolución expresada como:

- Porcentaje en volumen
- Porcentaje en masa
- Porcentaje masa/volumen
- Fracción molar
- Porcentaje molar
- Molaridad
- Molalidad

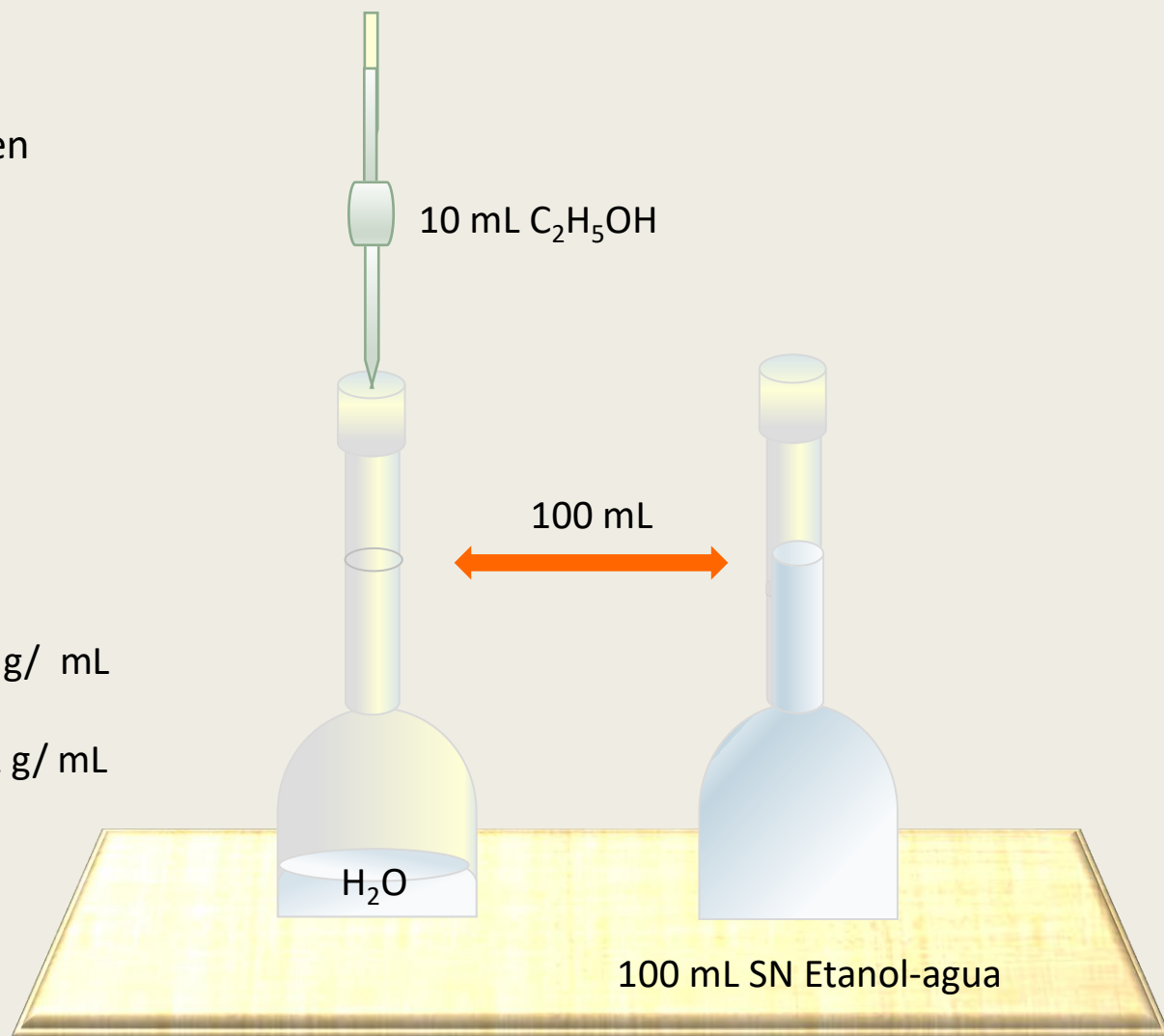
Datos:

Volumen de C_2H_5OH : 10 mL

Densidad de C_2H_5OH : 0,789 g/ mL

Volumen de solución: 100 mL

Densidad de la solución: 0,982 g/ mL



Resolución

a. Porcentaje en volumen de etanol

$$\% \frac{v}{v} = \frac{10 \text{ mL } C_2H_5OH}{100 \text{ mL SN}} \times 100\%$$

$$\% \frac{v}{v} = 10\%$$

b. Porcentaje en masa de etanol

$$\text{masa } C_2H_5OH = 10 \text{ mL } C_2H_5OH \times \frac{0,789 \text{ g } C_2H_5OH}{1 \text{ mL } C_2H_5OH}$$

$$\text{masa } C_2H_5OH = 7,89 \text{ g } C_2H_5OH$$

$$\text{masa SN} = 100 \text{ mL SN} \times \frac{0,982 \text{ g SN}}{1 \text{ mL SN}}$$

$$\text{masa SN} = 98,2 \text{ g SN}$$

$$\% \frac{m}{m} = \frac{7,89 \text{ g } C_2H_5OH}{98,2 \text{ g SN}} \times 100\%$$

$$\% \frac{m}{m} = 8,03\%$$

c. Porcentaje en masa/volumen de etanol

$$\% \frac{m}{v} = \frac{7,89 \text{ g } C_2H_5OH}{100 \text{ mL SN}} \times 100\%$$

$$\% \frac{m}{v} = 7,89\%$$

d. Fracción molar de etanol

$$\text{mol } C_2H_5OH = \cancel{7,89 \text{ g } C_2H_5OH} \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{\cancel{46 \text{ g } C_2H_5OH}}$$

$$\text{mol } C_2H_5OH = \mathbf{0,17 \text{ mol } C_2H_5OH}$$

$$\text{masa } H_2O = 98,2 \text{ g SN} - 7,89 \text{ g } C_2H_5OH$$

$$\text{masa } H_2O = \mathbf{90,3 \text{ g } H_2O}$$

$$\text{mol } H_2O = \cancel{90,3 \text{ g } H_2O} \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{\cancel{18 \text{ g } H_2O}}$$

$$\text{mol } H_2O = 5,02 \text{ mol } H_2O$$

$$\text{moles Totales} = \mathbf{5,19 \text{ mol SN}}$$

$$X_{C_2H_5OH} = \frac{0,17 \text{ mol } C_2H_5OH}{5,19 \text{ mol SN}}$$

$$X_{C_2H_5OH} = 0,033$$

e. Porcentaje molar de etanol

$$\% \text{ molar} = X_{C_2H_5OH} \times 100\%$$

$$\% \text{ molar} = 0,033 \times 100\%$$

$$\% \text{ molar} = 3,30\%$$

f. Molaridad

$$M = \frac{\text{mol } C_2H_5OH}{V \text{ SN(L)}}$$

$$M = \frac{0,17 \text{ mol } C_2H_5OH}{0,1 \text{ L SN}}$$

$$M = 1,7 \text{ mol/L}$$

f. Molalidad

$$m = \frac{\text{mol } C_2H_5OH}{\text{masa DV(Kg)}}$$

$$\text{masa } H_2O = 90,3 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ Kg } H_2O}{1000 \text{ g } H_2O}$$

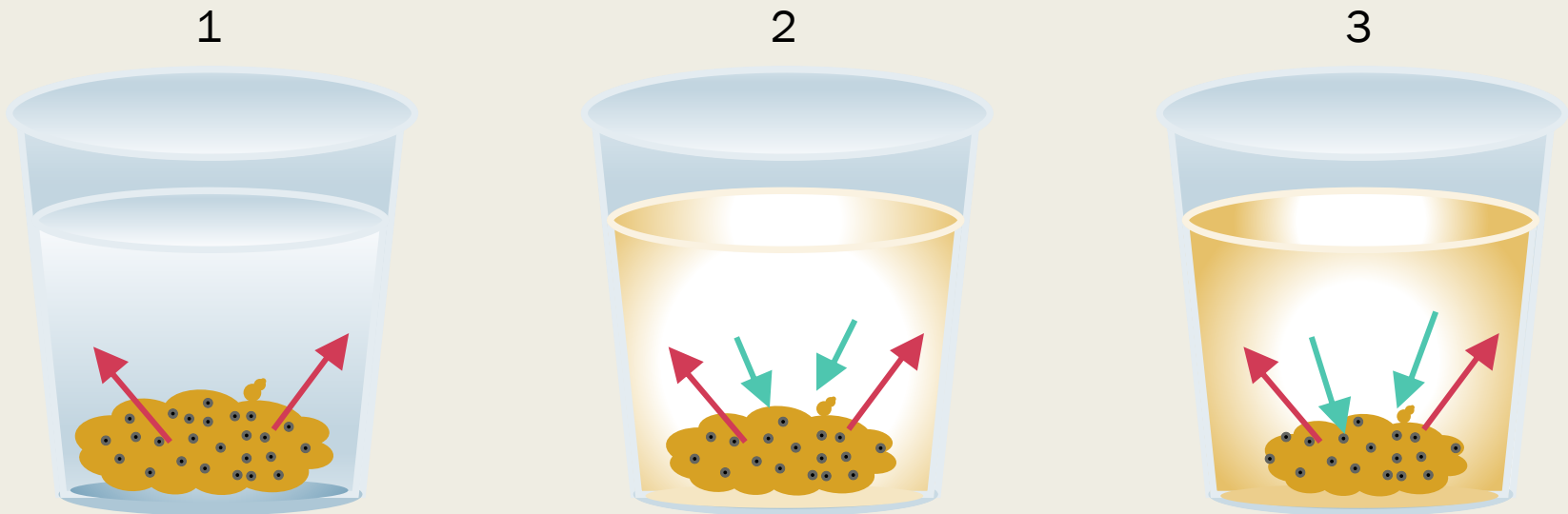
$$m = \frac{0,17 \text{ mol } C_2H_5OH}{0,0903 \text{ Kg } H_2O}$$

$$m = 1,88 \text{ mol/Kg}$$

SOLUCIONES SATURADAS Y SOLUBILIDAD

Formación de la disolución y equilibrio

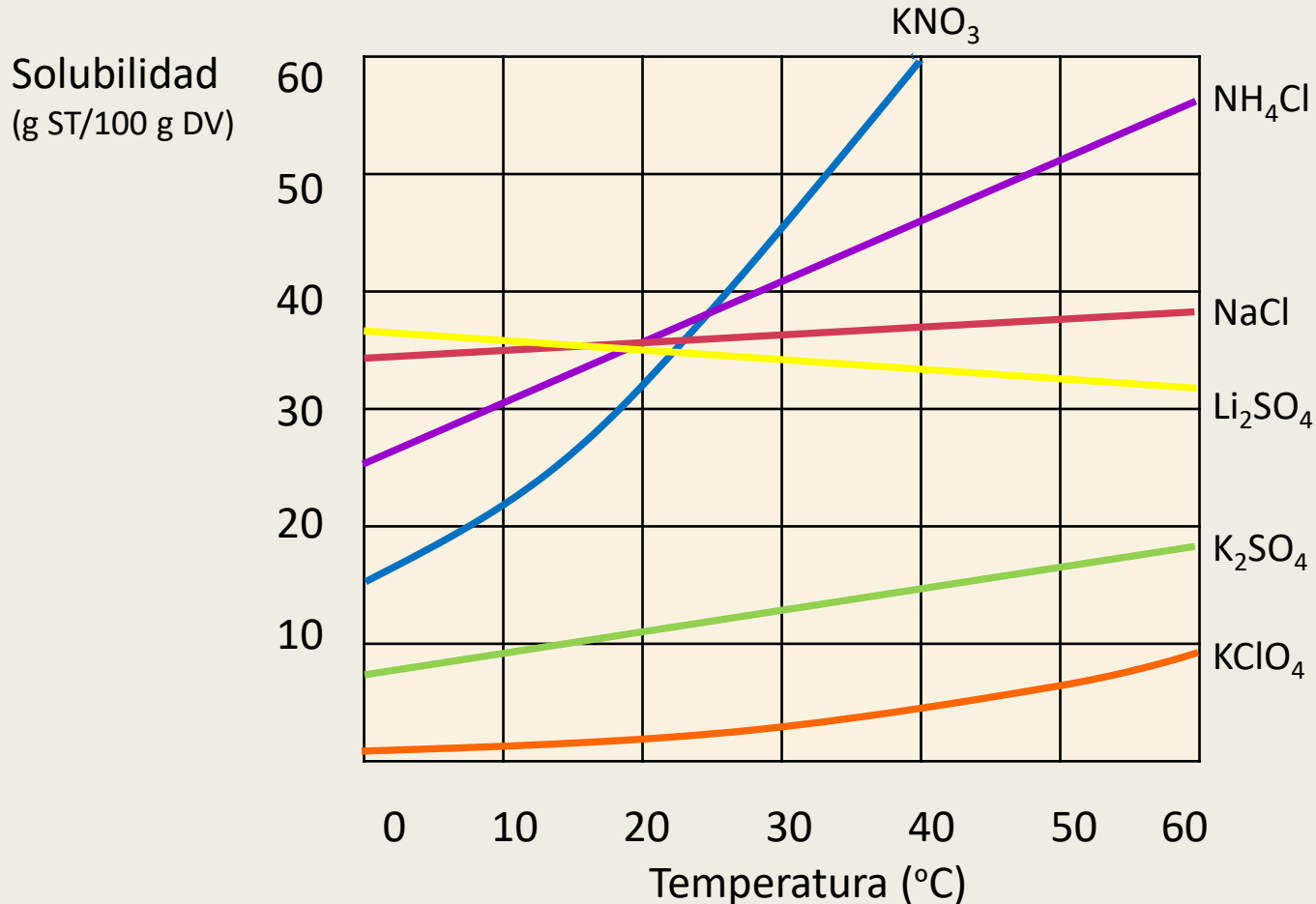
A medida que un soluto sólido comienza a disolverse en un disolvente, aumenta la concentración de partículas de soluto en la solución, y por lo tanto, se incrementa la probabilidad de que tales partículas choquen con la superficie del sólido, lo que provocaría que quedara nuevamente unida al sólido.



Inicialmente solo tiene lugar la disolución (1), enseguida llega el proceso inverso denominado cristalización (2), donde algunos iones, átomos o moléculas disueltas vuelven al estado no disuelto. Finalmente, cuando la disolución y la cristalización tienen lugar a la misma velocidad, se ha alcanzado una situación de equilibrio dinámico (3), la cantidad de soluto disuelto permanece constante en el tiempo y la disolución se dice que está saturada. La concentración de la **solución saturada** se denomina **solubilidad**.

Curvas de solubilidad

La solubilidad representa a la concentración de las soluciones saturadas y es una propiedad que depende de la temperatura. Esta relación se representa a través de las curvas de solubilidad.



La solubilidad de la mayoría de las sustancias iónicas crece al aumentar la temperatura, en esos casos el proceso es endotérmico. Existen algunas excepciones, como en el caso del sulfato de litio, en donde la solubilidad decrece con el aumento de la temperatura, estos procesos son exotérmicos.

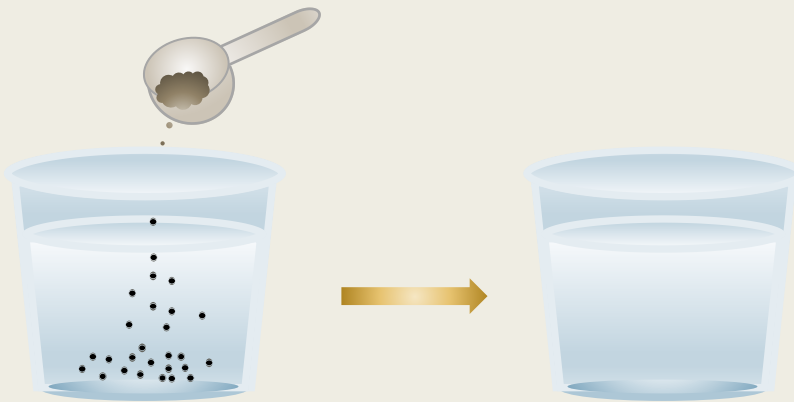


Una solución que está en equilibrio con un soluto no disuelto se describe como saturada. No se disolverá soluto adicional si se agrega a una solución **saturada**.

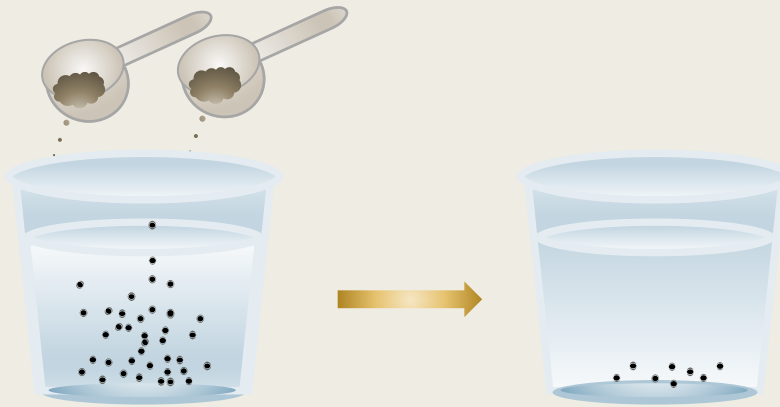
Si se disuelve menos soluto que el necesario para formar una solución saturada, se indica que la solución está **insaturada**.

En condiciones apropiadas se pueden preparar soluciones que contienen mayor cantidad de soluto que el necesario para formar una solución saturada. Estas soluciones se designan como **sobresaturadas**.

Estas soluciones pueden prepararse saturando una solución a alta temperatura para luego enfriarla cuidadosamente hasta una temperatura en donde el soluto es menos soluble. Son soluciones metaestables, es decir que ante cualquier perturbación externa, se formarán cristales precipitando todo el soluto en exceso, obteniendo una solución saturada.



SOLUCIÓN INSATURADA



SOLUCIÓN SATURADA



Factores que afectan a la solubilidad

La capacidad que tiene una sustancia de disolverse en otra depende de la naturaleza del soluto y del disolvente, de la temperatura y, en el caso de los gases, de la presión.

Interacciones soluto - disolvente

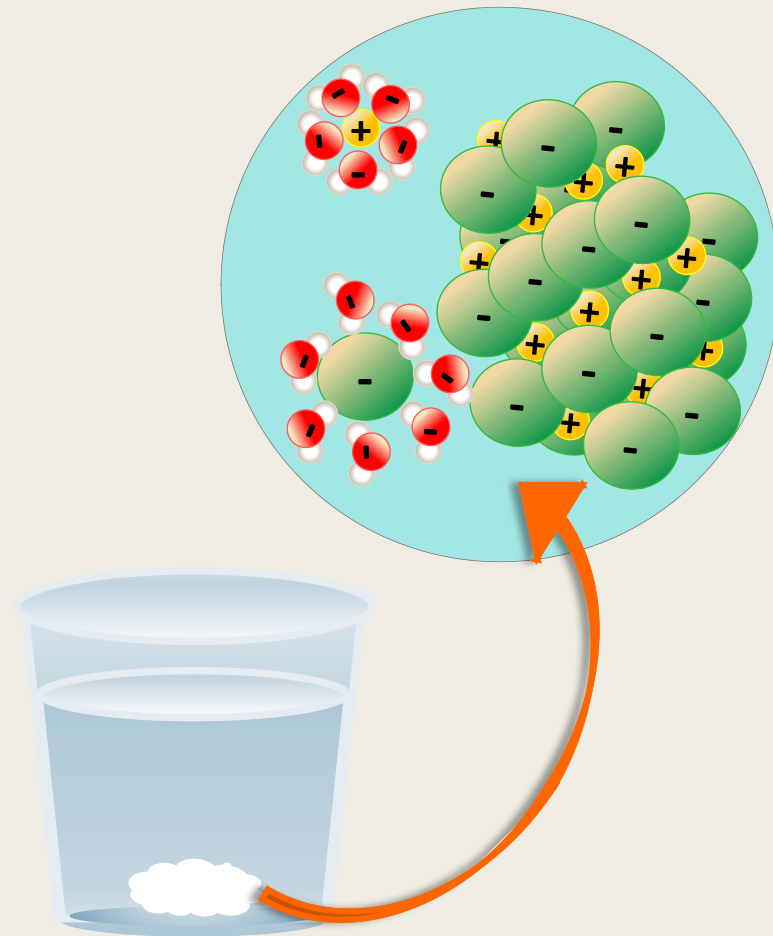
La interacción que toma lugar cuando un soluto se disuelve en un disolvente, puede explicarse en términos de “lo similar disuelve a lo similar”. Cuando un soluto se disuelve, las atracciones ST-ST son reemplazadas por las atracciones ST-DV y la disolución se produce cuando las nuevas interacciones son similares a las originales.

Si las principales fuerzas de interacción entre partículas de un soluto son puente de hidrógeno, lo más probable es que se disuelva en un solvente que contenga este tipo de interacción tal como el agua.

Si las principales interacciones entre las moléculas de soluto son del tipo London, el mejor solvente será aquel que pueda imitar este tipo de fuerzas.

Los solutos líquidos polares se disuelven en solventes polares, constituyendo un par líquido **miscible**. Los líquidos que no se mezclan entre sí son **inmiscibles**.

En resumen, las sustancias no polares son solubles en disolventes no polares. Los solutos iónicos y polares se disuelven en disolventes polares. Los sólidos de red como el diamante, son insolubles tanto en solventes polares como no polares.

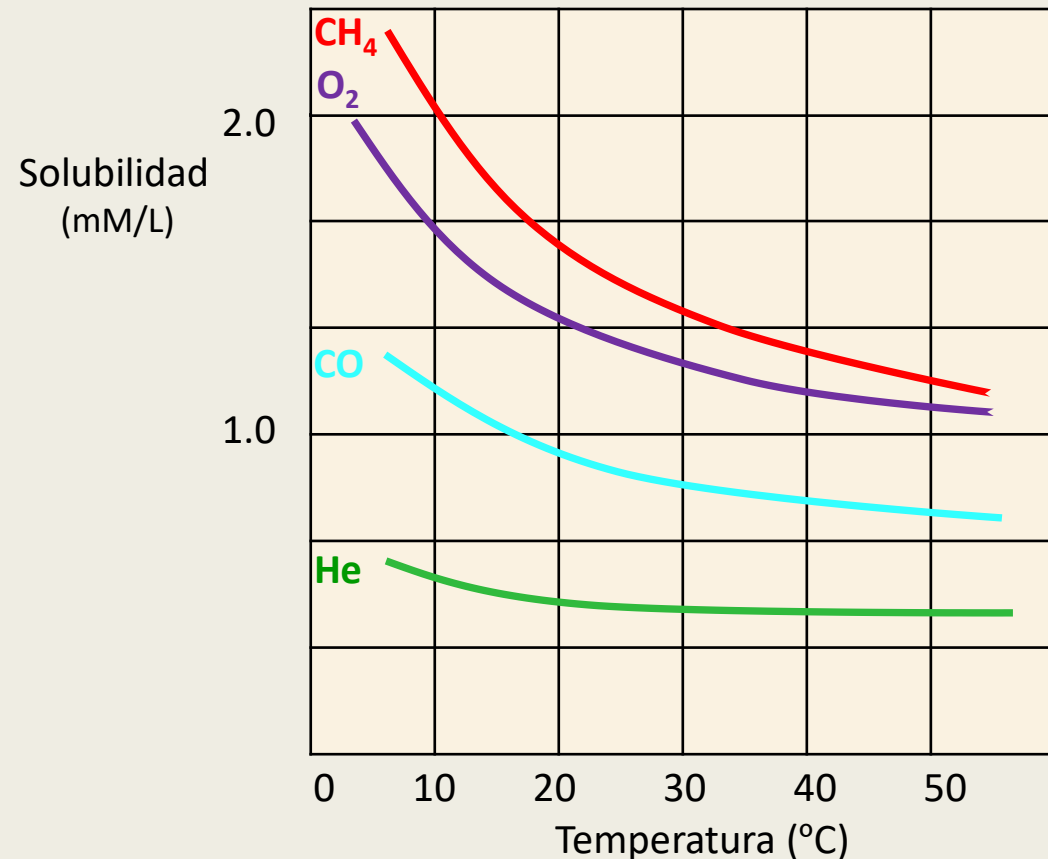


Hidrólisis de NaCl

Temperatura y solubilidad

La mayoría de los sólidos iónicos y moleculares se disuelven a través de procesos endotérmicos, es decir su solubilidad aumenta con el incremento de la temperatura. Sin embargo, en algunos sólidos como Li_2SO_4 ; $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$; Li_2CO_3 , disminuye la solubilidad al aumentar la temperatura. (Ver Curvas de solubilidad).

A diferencia de los solutos sólidos, la solubilidad de la mayoría de los gases disminuye con el aumento de la temperatura. Si se calienta un vaso con agua fría, se observará la aparición de burbujas en el interior del vaso. De manera similar, las bebidas carbonatadas frías pierden CO_2 si se permite que se calienten, esto es, al aumentar la temperatura la solubilidad del CO_2 disminuye y las burbujas escapan. La menor solubilidad de O_2 en agua al aumentar la temperatura de ríos y lagos es uno de los efectos de la contaminación térmica.



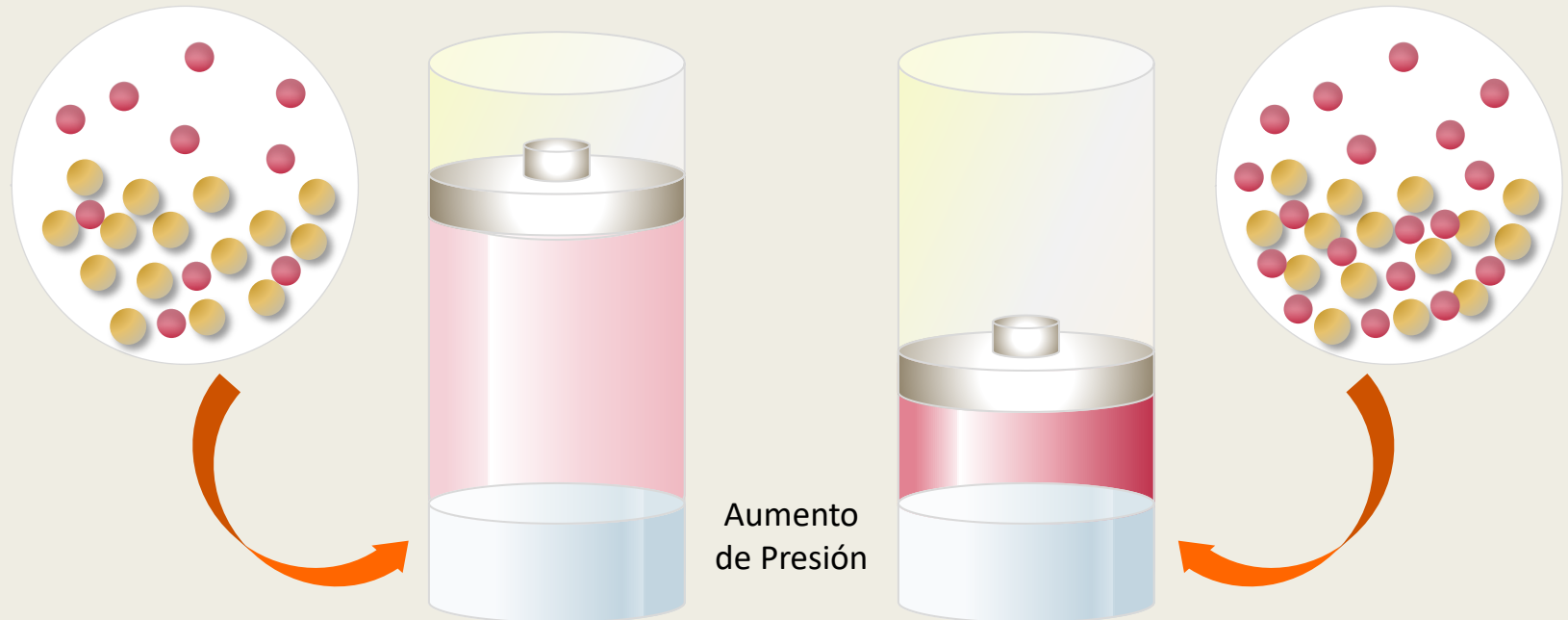
Presión y solubilidad

Un cambio en la presión no afecta en forma apreciable la solubilidad de sólidos o líquidos en líquidos. Sin embargo, la solubilidad de los gases en todos los solventes aumenta cuando se incrementa la presión de los gases.

A cualquier temperatura, la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión total del gas sobre la disolución. La expresión matemática que representa a esta relación se conoce como Ley de Henry:

$$C = k \cdot P_{\text{gas}}$$

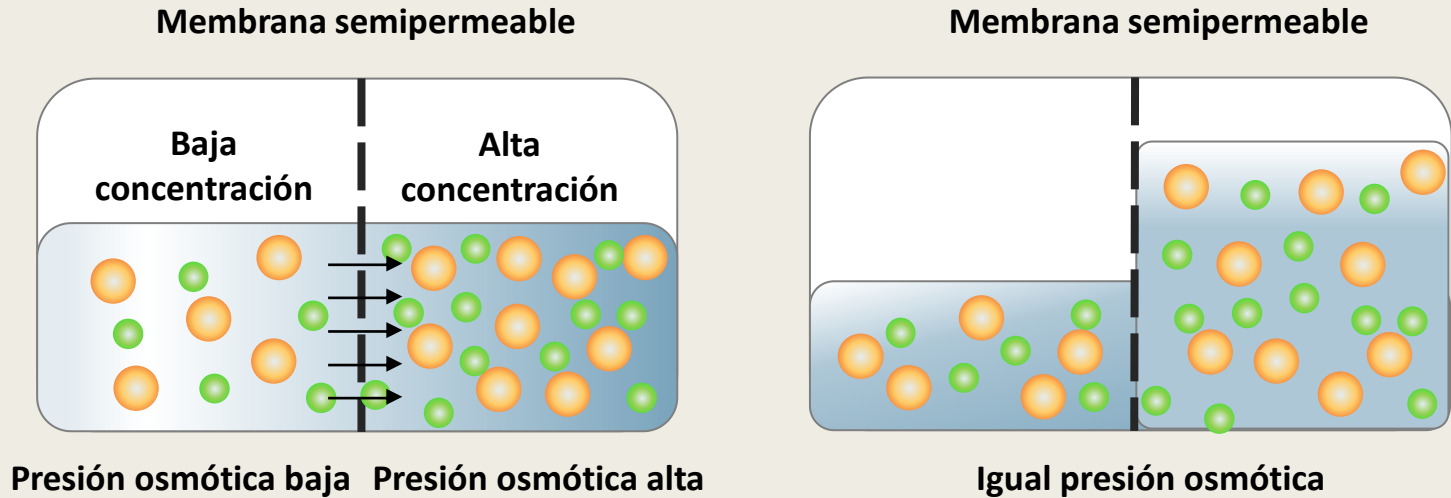
En esta ecuación C representa la solubilidad de un gas en un disolvente determinado, P_{gas} es la presión parcial del gas y k es una constante de proporcionalidad.



Una aplicación práctica de la ley de Henry se observa en las bebidas gasificadas. El gas disuelto es CO_2 y cuanto mayor es la presión más gas se disuelve. Cuando se abre la botella se desprende algo de gas y a medida que disminuye la presión, las burbujas de CO_2 son expulsadas de la disolución.

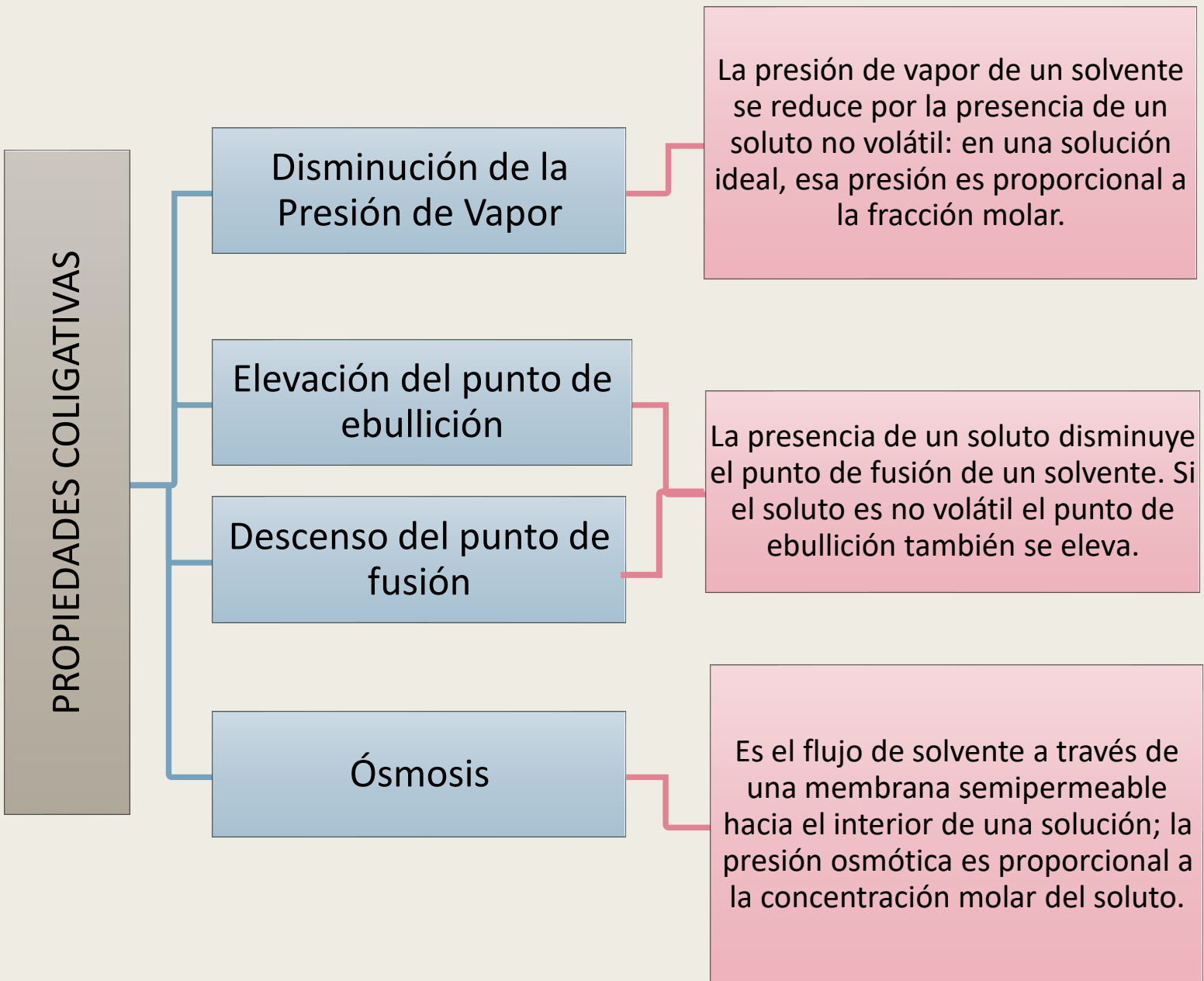
PROPIEDADES COLIGATIVAS

Algunas propiedades físicas de las soluciones son esenciales para la vida. Por ejemplo el proceso de ósmosis, la tendencia de un solvente a fluir a través de una membrana hacia el interior de una solución, estimula el flujo de nutrientes a través de las paredes celulares biológicas.



Otro ejemplo, el punto de congelamiento del agua es 0°C , pero las soluciones acuosas se congelan a temperaturas más bajas, por ello es que se le agrega etilenglicol al agua de los radiadores de los automóviles como anticongelante, para disminuir el punto de congelación de la solución. Esto también hace que se eleve el punto de ebullición de la solución por encima de la temperatura de ebullición del agua pura, por lo que permite el funcionamiento del motor a temperaturas elevadas.

Estos ejemplos demuestran que existen propiedades físicas de las soluciones que dependen de la cantidad (concentración) y no del tipo de partículas del soluto en una cantidad dada de disolvente. Tales propiedades se denominan **propiedades coligativas**.

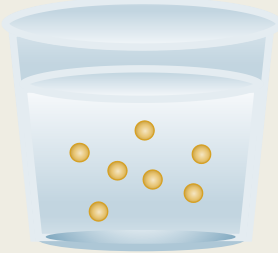


PROPIEDADES COLIGATIVAS

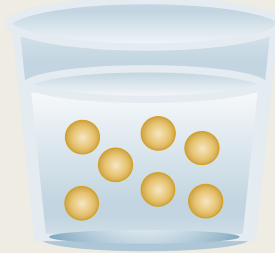
- En las propiedades coligativas se analiza como se modifican las propiedades de un solvente por un pequeño agregado de un soluto no volátil, por ende solo aplica a soluciones diluidas. Como el soluto es no volátil sirve de "anclaje" a las partículas de solvente, reteniendo a las que se encuentran cerca, por lo que escapan menos a la fase vapor y por ende **disminuye la presión de vapor**.
- El punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido iguala a la presión atmosférica, al haber disminuido la presión de vapor en la solución diluida, se necesitará más temperatura para que ambas presiones se igualen y por ende el **punto de ebullición será mayor**.
- El punto de congelación (fusión) de una sustancia es la temperatura a la cual las fases sólidas y líquidas se encuentran en equilibrio. Cuando una solución diluida se congela, las partículas del solvente comienzan a interactuar entre sí formando estructuras sólidas, en el caso del agua formando "enlaces puente de hidrógeno" y por lo tanto es el solvente el que comienza a solidificarse mientras que el soluto queda en una solución cada vez más concentrada. En esta solución, la presencia de las moléculas de soluto hace que las de solvente se encuentran más separadas entre sí perdiendo la capacidad de interactuar y, en consecuencia, **disminuyendo la temperatura de congelación de la solución con respecto a la del solvente puro**.

COLOIDES

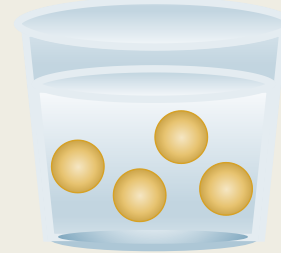
Un coloide es una dispersión de partículas grandes (de 1 nm a 1000 nm de diámetro) en un solvente. Son partículas más grandes que las moléculas pero muy pequeñas para ser vistas con un microscopio óptico.



Solución



Dispersión coloidal

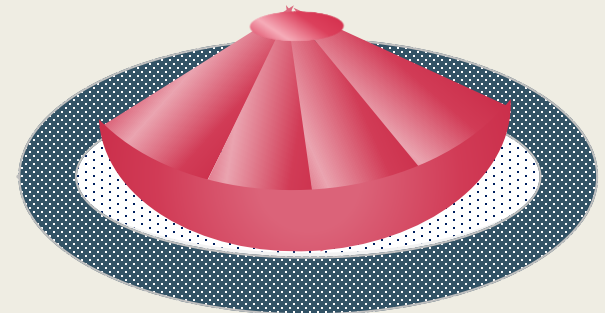


Suspensión

Tienen propiedades entre una solución y una mezcla heterogénea. Si bien tienen la apariencia de una solución homogénea tienen la propiedad de dispersar la luz, esto se conoce como **efecto Tyndall**. Muchos alimentos son coloides, al igual que la arcilla, el humo, la niebla, las espumas y los fluidos en las células vivas.

Un coloide formado por la suspensión de sólidos en un líquido se denomina **sol** y la suspensión de un líquido en otro se llama **emulsión**.

La **emulsión sólida** es la suspensión de la fase líquida o sólida en un sólido, por ejemplo, los ópalos. La gelatina es un tipo de emulsión sólida denominada **gel**.



Los grupos de átomos metálicos pueden formar suspensiones coloidales, por ejemplo de cobre, plata y oro en el vidrio, siendo los responsables de los colores de los vidrios de las catedrales medievales.

Los átomos de una partícula coloidal sólo están unidos a los demás átomos de la partícula que se encuentra encima o debajo de la superficie. Por lo general, las partículas adsorben iones u otras partículas con carga, así como gases y líquidos. Las partículas adquieren carga de igual signo y por lo tanto se repelen entre sí. Estas repulsiones mutuas vencen la fuerza de la gravedad y las partículas permanecen en suspensión.

Los coloides acuosos pueden clasificarse como hidrófilos o hidrófobos, dependiendo de la fuerza de las interacciones moleculares entre la sustancia suspendida y el agua. Las suspensiones de grasa en agua (leche) y agua en grasa (mayonesa y crema para manos) son coloides hidrófobos porque la grasa tiene escasa atracción por el agua. Las gelatinas y los budines son hidrófilos, las macromoléculas de las proteínas en la gelatina y en el almidón de los budines tienen muchos grupos hidrófilos que atraen al agua.

Los coloides se clasifican de acuerdo con las fases de sus componentes.

Fase dispersa	Medio de dispersión	Nombre técnico	Ejemplos
Sólido	Gas	Aerosol	Humo
Líquido	Gas	Aerosol	Spray para cabello, niebla
Sólido	Líquido	Sol o gel	Tinta de impresión
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche, mayonesa
Gas	Líquido	Espuma	Espuma extintora
Sólido	Sólido	Dispersión sólida	Vidrio rubí
Líquido	Sólido	Emulsión sólida	Helados
Gas	Sólido	Espuma sólida	Espuma aislante

BIBLIOGRAFÍA

1. P. Atkins y L. Jones. Principios de Química. Editorial Médica Panamericana. 5^{ta} Edición
2. T. Brown, E. Lemay y B. Bursten. Química la Ciencia Central. Prentice Hall. 7^{ma} Edición
3. R. Chang. Química. Mc Graw Hill. 6^{ta} Edición
4. R. Petrucci, W. Harwood y G. Herring. Química General. Enlace y Estructura de la Materia. Prentice Hall. 8^{va} Edición
5. K. Whitten, R. Davis, L. Peck y G. Stanley. Química General. Cengage Learning. 8^{va} Edición
6. Guías de Trabajos Prácticos Química General.