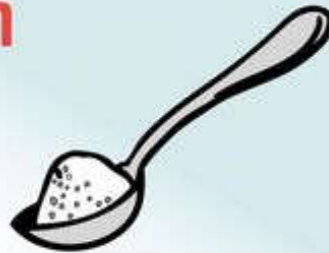


SOLUCIONES

Ejemplo de solución

Agua (solvente)

+



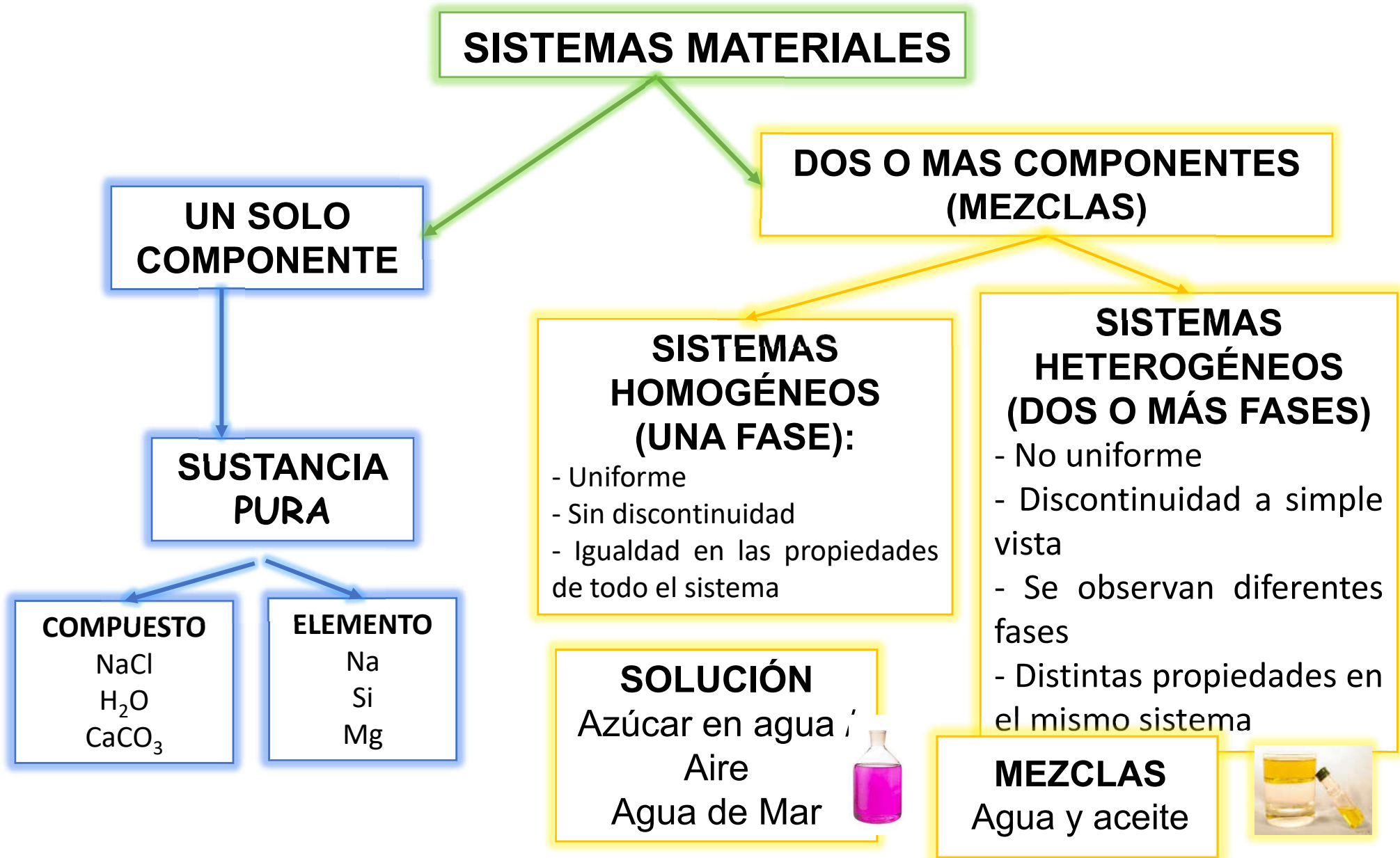
Sal (solute)

=



Agua salada
(solución)

MEZCLAS HOMOGENEAS y HETEROGENEAS



Propiedades de las disoluciones

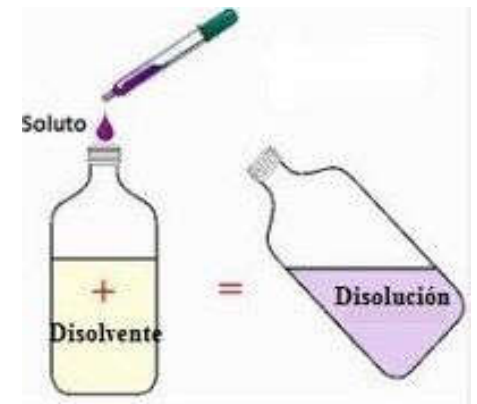
La mayoría de los procesos y reacciones químicas ocurren entre iones o moléculas disueltas en agua u otros solventes, es decir, ocurren en solución.

Solución: “mezcla **homogénea** formada por dos o más sustancias”.



Solvente: componente mayoritario, determina el estado de agregación de la solución

Soluto: Componente/s disuelto/s en la solución (el de menor proporción)



Tipos de soluciones

SOLUTO	SOLVENTE	ESTADO de Agregación de la SOLUCIÓN	EJEMPLO
GAS	GAS	<i>GAS</i>	Aire
GAS	LÍQUIDO	<i>LÍQUIDO</i>	Bebida gaseosa
GAS	SÓLIDO	<i>SÓLIDO</i>	H ₂ en Paladio
LÍQUIDO	LÍQUIDO	<i>LÍQUIDO</i>	Alcohol en agua
SÓLIDO	LÍQUIDO	<i>LÍQUIDO</i>	Solución salina
SÓLIDO	SÓLIDO	<i>SÓLIDO</i>	Aleaciones metálicas: acero

Como puede observarse, el componente mayoritario de la solución, es decir el solvente, es el que determina el estado de agregación de la solución.

Proceso de disolución – Enfoque molecular

Fuerzas intermoleculares

¿Cómo se forma una solución?

Nivel microscópico: Fuerzas de atracción intermoleculares mantienen juntas a las moléculas en líquidos y sólidos, también participan en la *formación de soluciones*.

Las partículas de soluto se dispersan entre las del disolvente ocupando posiciones que antes estaban ocupadas por partículas de solvente.

Depende de la fuerza relativa de:

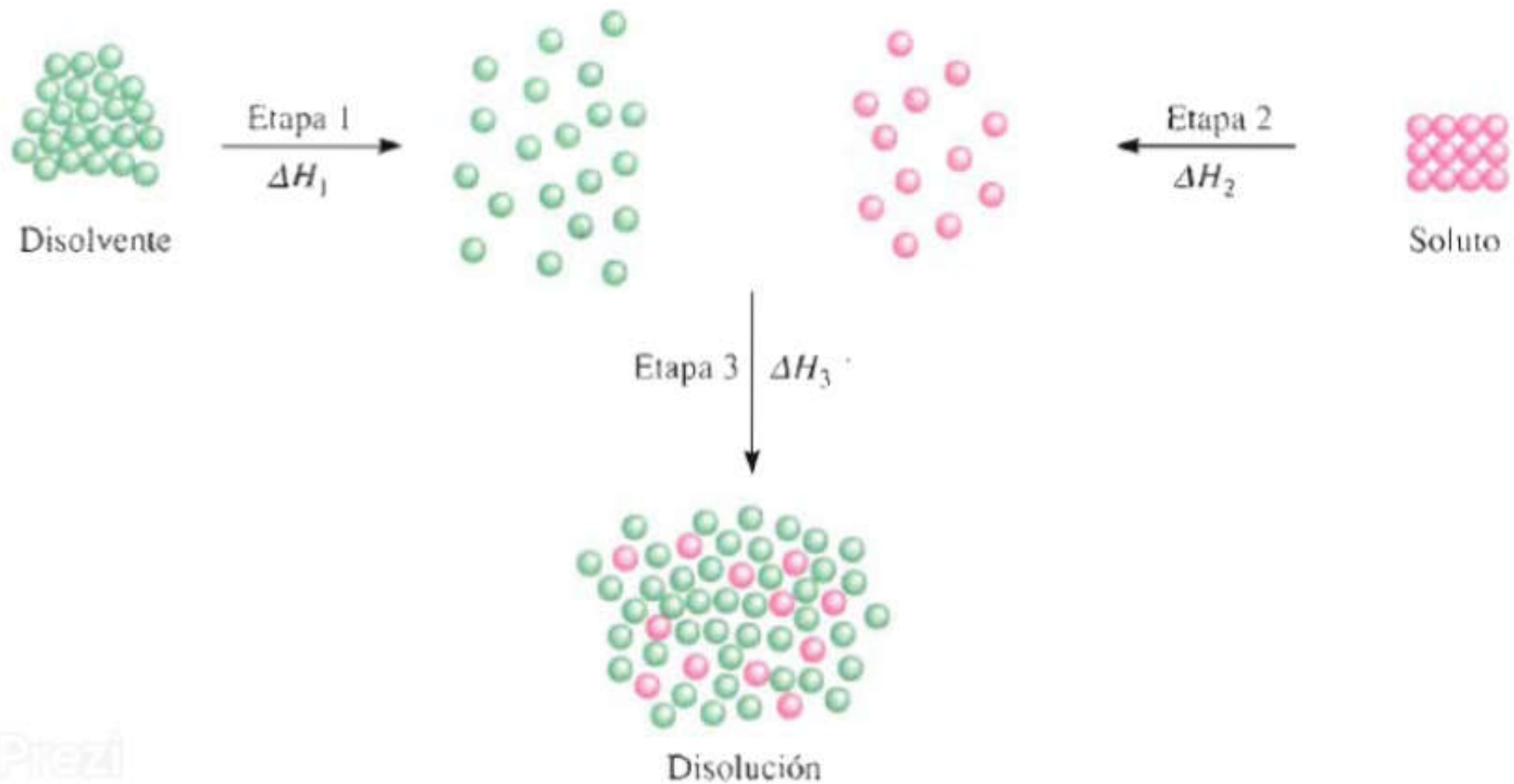
Interacción solvente-solvente
Interacción soluto-soluto
Interacción solvente-soluto

Fuerzas intermoleculares: *disolución*

Proceso en tres etapas:

- 1. Separación de moléculas de solvente:**
requiere energía → absorbe calor (endotérmico).
- 2. Separación de moléculas de soluto:**
requiere energía → absorbe calor (endotérmico).
- 3. Mezcla de moléculas de soluto con moléculas de solvente:**
puede requerir o liberar energía → absorbe o libera calor
(endo/exotérmico).

Fuerzas intermoleculares: *disolución*



Predicción de solubilidades

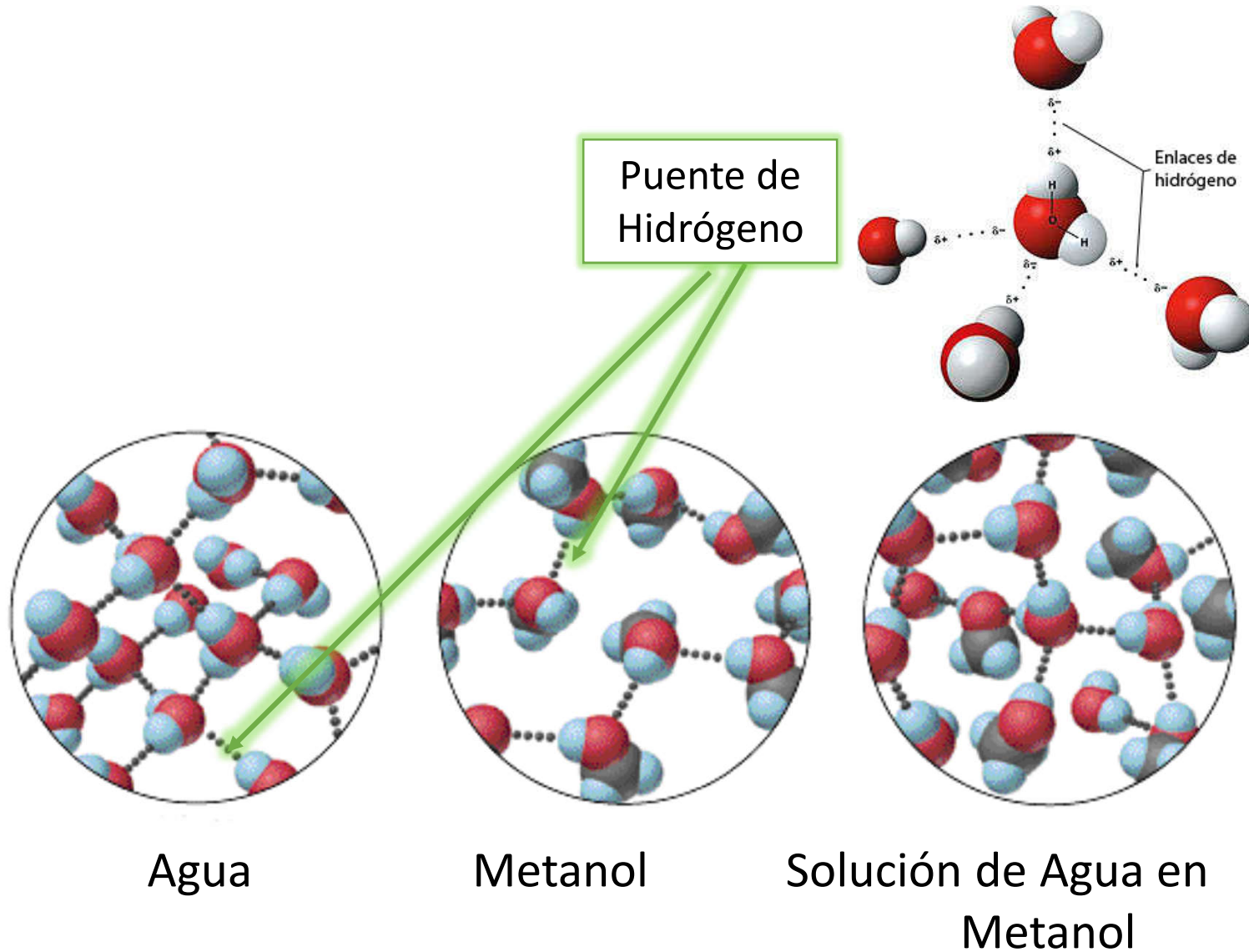
SOLUBILIDAD: Es una medida de la cantidad de soluto que se disolverá en cierto disolvente, a una cierta temperatura.

“Lo semejante disuelve a lo semejante”.

Sustancias con fuerzas intermoleculares del mismo tipo y magnitud, tienden a disolverse entre sí.

- ✓ CCl_4 se *disuelve* en C_6H_6 (sustancias no polares).
- ✓ NaCl **NO** se disuelve en C_6H_6 , (polar – No polar).
- ✓ ¿alcohol etílico (etanol) y agua?

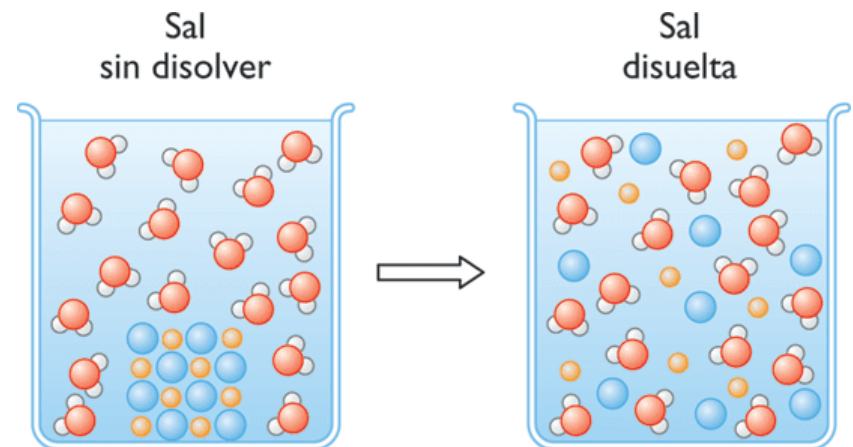
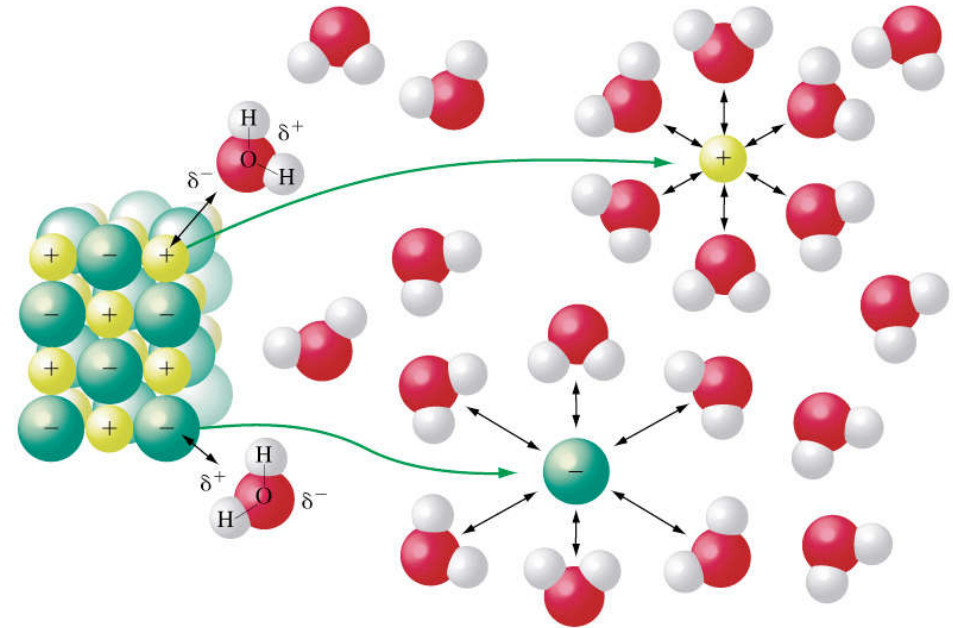
Disolución Metanol - Agua



Solvatación en sales

✓ **Solvatación:** un ion o una molécula se rodea por moléculas de solvente en un arreglo especial. **Hidratación** → el solvente es agua.

✓ **Sales, bases y ácidos**, se disolverán más fácilmente en solventes polares, que en solventes no polares ya que los últimos no pueden solvatar los iones como el Cl^- y el Na^+ .



Unidades de concentración

¿Que se pretende?

Estudiar cuantitativamente una solución es conocer la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solución → **concentración de soluto**.

Se emplean varias unidades de concentración que se clasifican en *físicas y químicas*.



FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN

QUALITATIVAMENTE

Concentrada

Diluida

CUANTITATIVAMENTE

Unidades Físicas

- % m/m “masa en masa”
- % m/V “masa en volumen”
- % V/V “volumen en volumen”
- ppm “parte por millón”

*No se necesita conocer la
identidad del soluto*

Unidades Químicas

- Molaridad (M)
- Molalidad (m)
- Fracción Molar (x_i)

*Es necesario saber cual es la
identidad del soluto que estamos
disolviendo*

Unidades físicas de concentración

Porcentaje masa en masa = % m/m

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa en gr de soluto}}{\text{masa en gr de solución}} \cdot 100$$

masa de solución = masa de soluto + masa de solvente

**g de soluto
disueltos en 100g
de la solución**

Porcentaje masa en volumen = % m/v

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa en gr de soluto}}{\text{volumen en ml de solución}} \cdot 100$$

**g de soluto
disueltos en 100ml
de la solución**

Porcentaje volumen en volumen = % v/v

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen en ml de soluto}}{\text{volumen en ml de solución}} \cdot 100$$

**ml de soluto
disueltos en 100 ml
de la solución**

El resultado va sin unidades. Relación entre cantidades semejantes.

Unidades físicas de concentración

Partes por millón (ppm)

$$\begin{aligned}\text{ppm} &= \frac{\mu\text{g de soluto}}{\text{g de solución}} \\ &= \frac{\text{mg de soluto}}{\text{litro de solución}}\end{aligned}$$

- **1 ppm:** 1 parte de soluto en 1 millón de partes de solución

1 mg en 1000000 de mg; 1 mg en 1000 g; 1 mg en 1L

EJEMPLOS: % m/m

Se disuelven 28,5 g de NaOH en 156,5 g de agua, ¿Cual será el % m/m?

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto} \times 100}{\text{masa de solución}} = \frac{28,5 \text{ g de NaOH} \times 100}{185 \text{ g de solución}} = \mathbf{15,4\% \text{ m/m}}$$

185 g de solución	_____	28,5 g de NaOH
100 g de solución	_____	x = 15,4% m/m

EJEMPLOS: % m/V

Se disuelven 35 g de NaCl hasta completar 380 ml de solución
¿Cuál será el % m/V?

$$\% \text{ m/V} = \frac{\text{masa de soluto} \times 100}{\text{Volumen de solución}} = \frac{35 \text{ g de NaCl} \times 100}{380 \text{ ml de solución}} = \mathbf{9,21 \% \text{ m/V}}$$

$$\begin{array}{l} 380 \text{ ml de solución} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 35 \text{ g de NaCl} \\ 100 \text{ ml de solución} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad \times = \mathbf{9,21\% \text{ m/V}} \end{array}$$

Densidad de una solución

La densidad (δ) es una propiedad intensiva de sólidos, líquidos y gases y se define como el cociente entre la masa de la solución y el volumen de esa masa de solución (m/v).

No es una unidad de concentración

En general, se va a usar agua como solvente y, a los efectos prácticos, se va a considerar que la densidad del agua es:

$$\delta(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/ml o } 1 \text{ g/cm}^3$$

Cuando se disuelve un soluto en agua, en la gran mayoría de los casos, el efecto del agregado del soluto es un incremento de la densidad (δ). Es decir, hay una relación proporcional entre densidad y cantidad de soluto agregado.

Podemos usar la relación:

$$\delta \text{ solución} = m_{\text{solución}}/V_{\text{solución}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{solvente}}/V_{\text{solución}}$$

para, a través de la densidad, vincular la masa y el volumen de una solución.

La unidad % m/m se puede convertir en % m/V

conociendo una propiedad de la solución: la **Densidad**

$$\delta = \text{masa de solución} / \text{volumen de solución}$$

Ej.: Calcular el % m/V sabiendo que la solución tiene una concentración 6% m/m de CaCl_2 y su $\delta = 1,5 \text{ g/ml}$

1 ml de solución = 1,5 g de solución



1,5 g solución ----- 1 ml de solución
100 g solución ----- x = 66,67 ml

66,67 ml solución ----- 6 g de CaCl_2
100 ml solución ----- x = **9% m/V**

Unidades químicas de concentración

Fracción molar X (para un sistema formado por dos componentes A y B)

$$X_A = \frac{\text{moles de A } (n_A)}{\text{moles de A } (n_A) + \text{moles de B } (n_B)} = \frac{n_A}{n_T}$$

X no tiene unidades (relación entre cantidades semejantes)

Unidades químicas de concentración

Concentración Molar o Molaridad (M): es la concentración de una solución que indica los moles de soluto presentes en un litro (o 1000ml) de solución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

Unidades? $\frac{\text{moles}}{\text{litro}}$

Ejemplo: Tenemos 20 gramos de NaOH disueltos en 500 ml de solución (soluto mas solvente), ¿cual es su concentración molar? Rta: 1M

EJEMPLO: Molaridad (M)

¿Qué concentración molar tiene una solución que se prepara disolviendo 5 g de NaCl en agua hasta llegar a un volumen de 350 ml?

$$\begin{array}{l} 350 \text{ ml sc } \underline{\hspace{2cm}} 5 \text{ g NaCl} \\ 1000 \text{ ml sc } \underline{\hspace{2cm}} x = 14,29 \text{ g NaCl} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 58,5 \text{ g } \underline{\hspace{2cm}} 1 \text{ mol de NaCl} \\ 14,29 \text{ g } \underline{\hspace{2cm}} x = 0,24 \text{ moles} = \mathbf{0,24 \text{ M}} \end{array}$$

Unidades químicas de concentración

Concentración molar o molalidad (m): es la concentración de una solución que indica los moles de soluto presentes en un kilogramo de **solvente**.

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

$$\text{Unidades? } \frac{\text{moles}}{\text{kilo}}$$

Esta unidad de concentración no se ve afectada por el cambio de temperatura. Veremos mas adelante su utilidad para medir ciertas propiedades.

¿Cómo preparar un litro de una solución de KOH 0,5 m?

No es tan simple, debo conocer la densidad de la solución resultante ($\delta = 1,055 \text{ g/ml}$ a 25°C).

EJEMPLO: Molalidad (m)

Calcular la concentración **molal** de una solución que contiene 18 g de NaOH en 100 g de agua.

100 g de agua _____ 18 g de NaOH
1000 g de agua _____ x = 180 g de NaOH

40 g de NaOH _____ 1 mol de NaOH
180 g de NaOH _____ x = **4,5 m**

Preferencia en el uso de unidades de concentración

- Todas las unidades expresan la cantidad de soluto por cantidad de solvente o solución.
- En mezclas gaseosas se emplea la fracción molar (X) (presión parcial, fácil de medir).
- Con soluciones acuosas se prefiere la concentración molar (M). Uso de matraces, medida mucho mas precisa y sencilla que pesar líquidos.
- **Inconveniente:** M depende de T . Un incremento de T aumenta el volumen y disminuye la concentración.
- Los porcentajes en masa y en volumen se emplean para determinaciones no muy precisas.

Tipo de soluciones líquidas

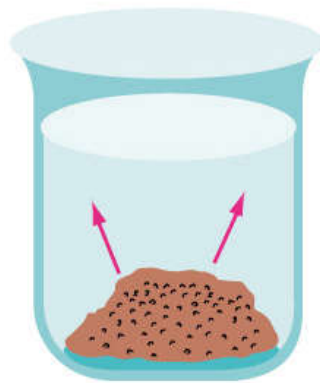
Concentradas



Diluidas

Concepto relativo “concentrado respecto de...”; “más diluido que..”

Soluciones:



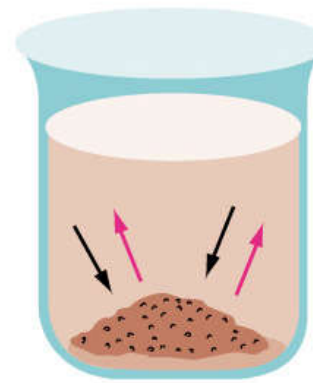
(a)

No saturada



(b)

no saturada



(c)

saturada (en equilibrio)

Solución sobresaturada: Mayor cantidad de soluto que la admitida en el equilibrio a una temperatura dada.

Tipo de soluciones líquidas

Dependiendo de la cantidad de soluto presente en la disolución se clasifican en:

- **No saturadas:** Contienen una cantidad de soluto menor a la máxima que se puede disolver
- **Saturadas:** Cuando la solución contiene la máxima cantidad de soluto que puede tener a esa temperatura
- **Sobresaturadas:** Contienen mayor cantidad de soluto que la admitida en el equilibrio a una temperatura dada

Solubilidad

Solubilidad: es la máxima **cantidad de soluto** que es posible disolver en una **determinada cantidad de solvente** y a una dada **temperatura**.

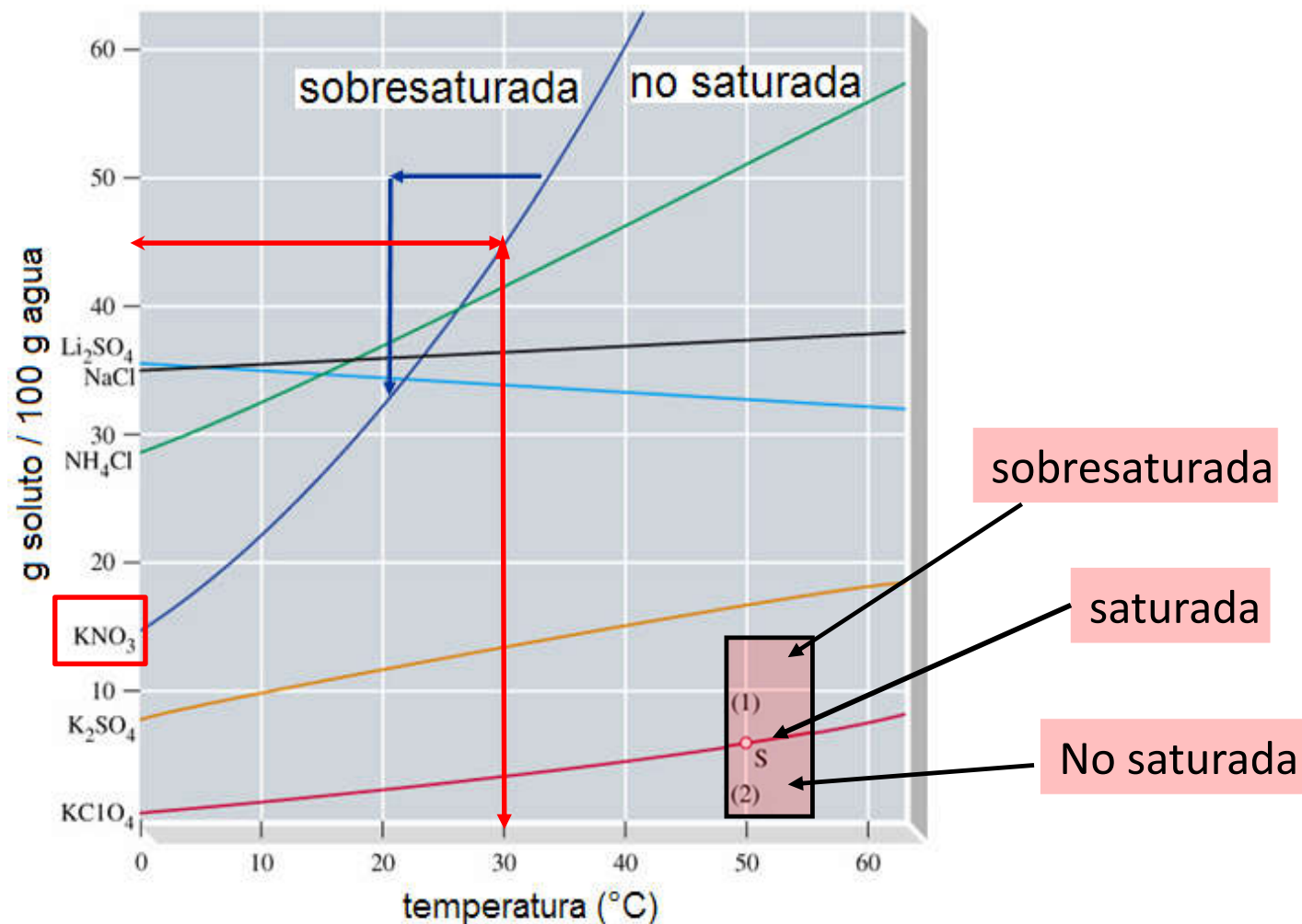
La solubilidad de cada sustancia que depende de su naturaleza, del solvente y de la temperatura.

Efecto de la temperatura sobre la solubilidad

- ❖ La temperatura afecta la solubilidad del soluto. Veremos el efecto sobre los solutos sólidos y gaseosos.
- ❖ La mayoría de los sólidos aumentan su solubilidad con la temperatura → curvas de solubilidad con pendientes positivas.

Dependencia de la solubilidad de los sólidos con la temperatura

La solubilidad de un compuesto se grafica en **gramos de soluto en 100 g de agua versus (vs) la temperatura ($^{\circ}\text{C}$)**, como se observa en la figura. Las curvas corresponden a soluciones **saturadas** e indican los puntos de equilibrio entre la solución **sobresaturada** (región por encima de la curva) y la **insaturada** (región por debajo de la curva de solubilidad). Para la lectura de cada uno de los puntos en la **curva de solubilidad** se procede de la siguiente manera:



considerando la línea roja sobre la curva de solubilidad del KNO_3 , a 30°C (en la absisa) la máxima cantidad del soluto que se disolverá en los 100 g de agua es de 44 g (en la ordenada).

Resolución Problema 10 de la Guía de Soluciones

<https://youtu.be/UonDICo0TCk>

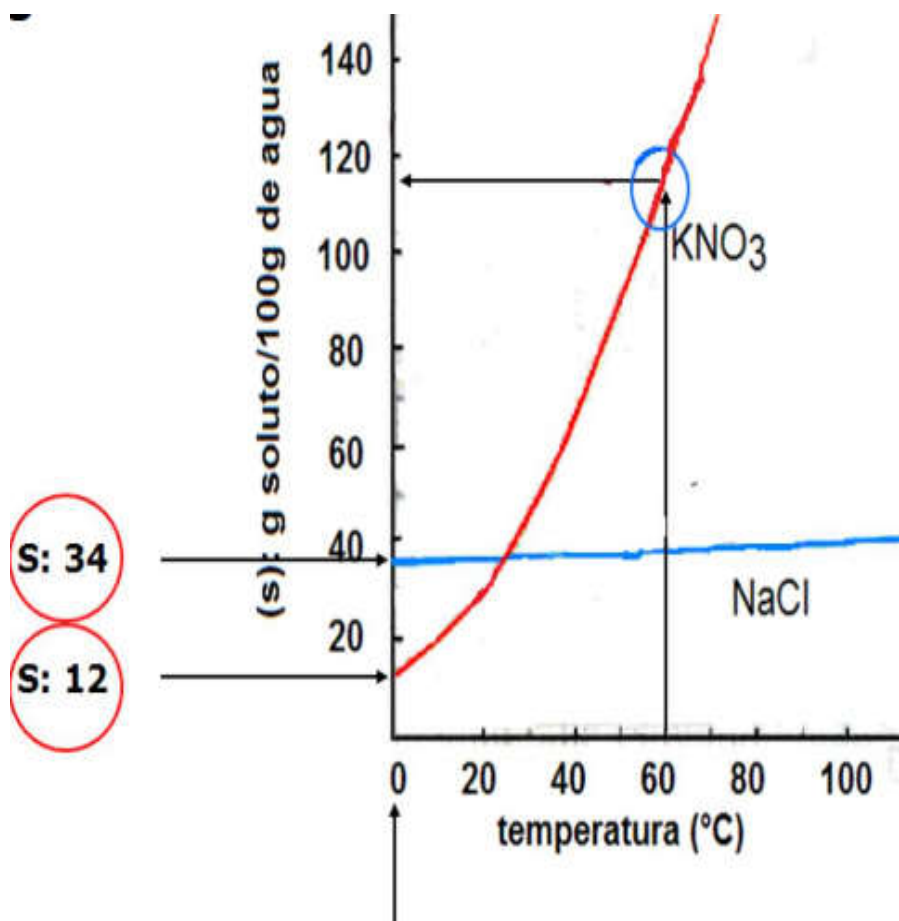
Purificación por cristalización

Separación de una mezcla de sustancias en sus componentes puros basándose en sus diferentes solubilidades.

Problema: Purificar 100 g de una muestra de KNO_3 que contiene 10 % m/m de NaCl (90 g de KNO_3 y 10 g de NaCl).

Procedimiento:

- * disolvemos completamente la muestra en 100 ml de agua a 60 °C.
- * Luego enfriamos a 0 °C. ¿Qué ocurre? A esta temperatura las solubilidades de KNO_3 y NaCl son 12 y 34 g cada 100 de agua, respectivamente.
- * ¿Qué sucede con el KNO_3 ? ($90 - 12 = 78$) gramos quedan como un sólido en el fondo; ¿Y con el NaCl? Permanece en solución.
- * El sólido puro se puede separar por filtración.



<https://youtu.be/OEn5eCw5CCE>