

SOLUCIONES



Solución

- Mezcla homogénea de 2 o más sustancias puras
- En una solución, el **soluto** está dispersado uniformemente en todo el **solvente**
- $\text{masa solución} = \text{masa soluto} + \text{masa solvente}$

TABLE 13.1 Examples of Solutions

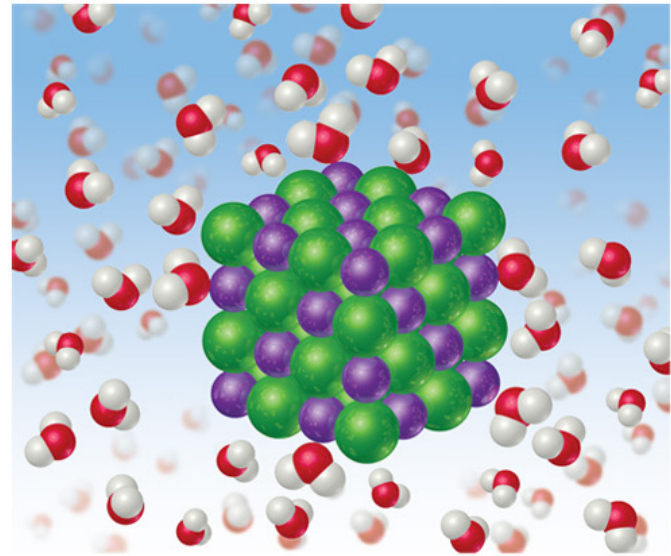
State of Solution	State of Solvent	State of Solute	Example
Gas	Gas	Gas	Air
Liquid	Liquid	Gas	Oxygen in water
Liquid	Liquid	Liquid	Alcohol in water
Liquid	Liquid	Solid	Salt in water
Solid	Solid	Gas	Hydrogen in palladium
Solid	Solid	Liquid	Mercury in silver
Solid	Solid	Solid	Silver in gold

Soluciones

Cómo se disuelve un sólido en un líquido?

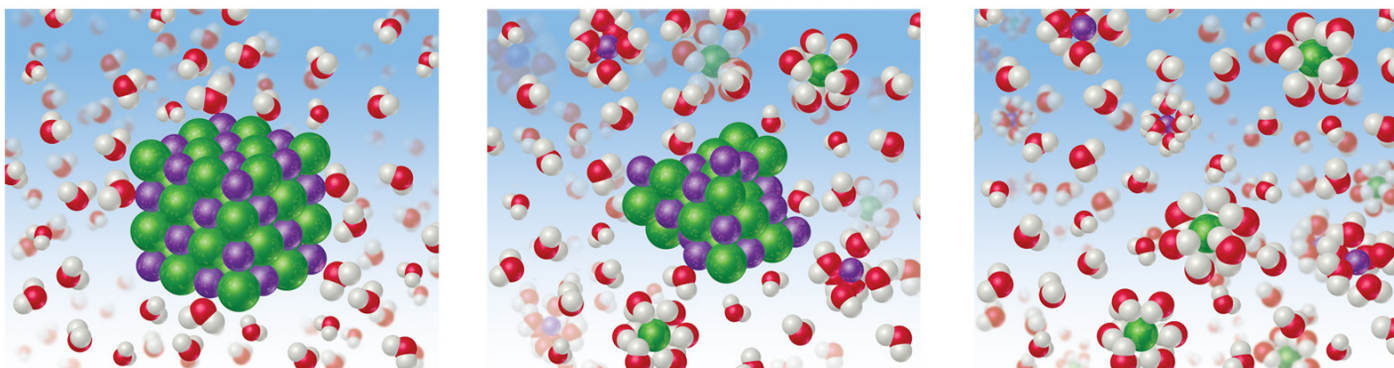
Cuál es la fuerza impulsora del proceso de "disolución"?

Cuál es la energía puesta en juego en la "disolución"?



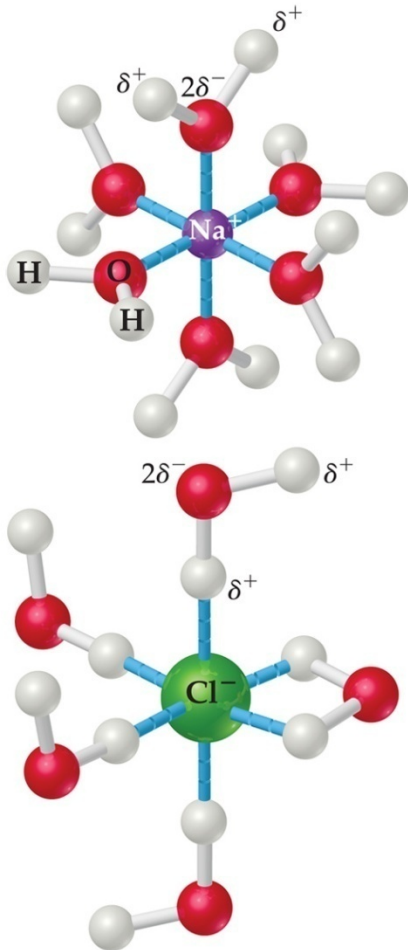
Cómo se forma una solución?

1. Las moléculas de solvente son atraídas por los iones superficiales del soluto
2. Cada ión es rodeado por moléculas de solvente
3. La entalpía (ΔH) cambia con la ruptura o formación de cada enlace



Sólido iónico disolviéndose en agua

Cómo se forma una solución?



Los iones se **solvatan** (son rodeados por moléculas de solvente)

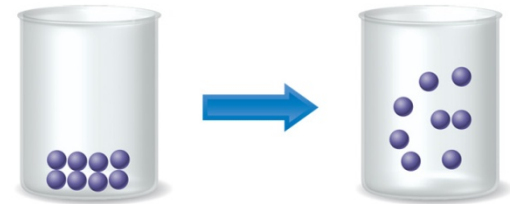
Si el solvente es agua, los iones son **hidratados**

La fuerza intermolecular, en este caso, es la ión-dipolo

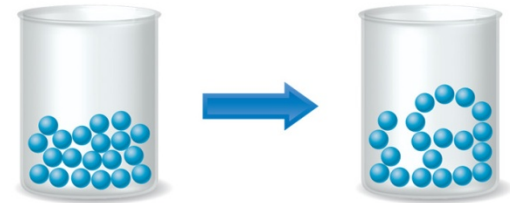
Cambios de Energía en Solución

Para analizar los cambios de entalpía dividiremos el proceso en 3 etapas:

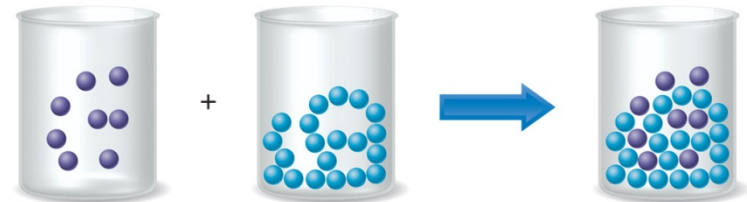
1. Separación de las partículas de soluto
2. Separación de las partículas de solvente
3. Formación de nuevas interacciones soluto-solvente



ΔH_1 : separación de moléculas de soluto

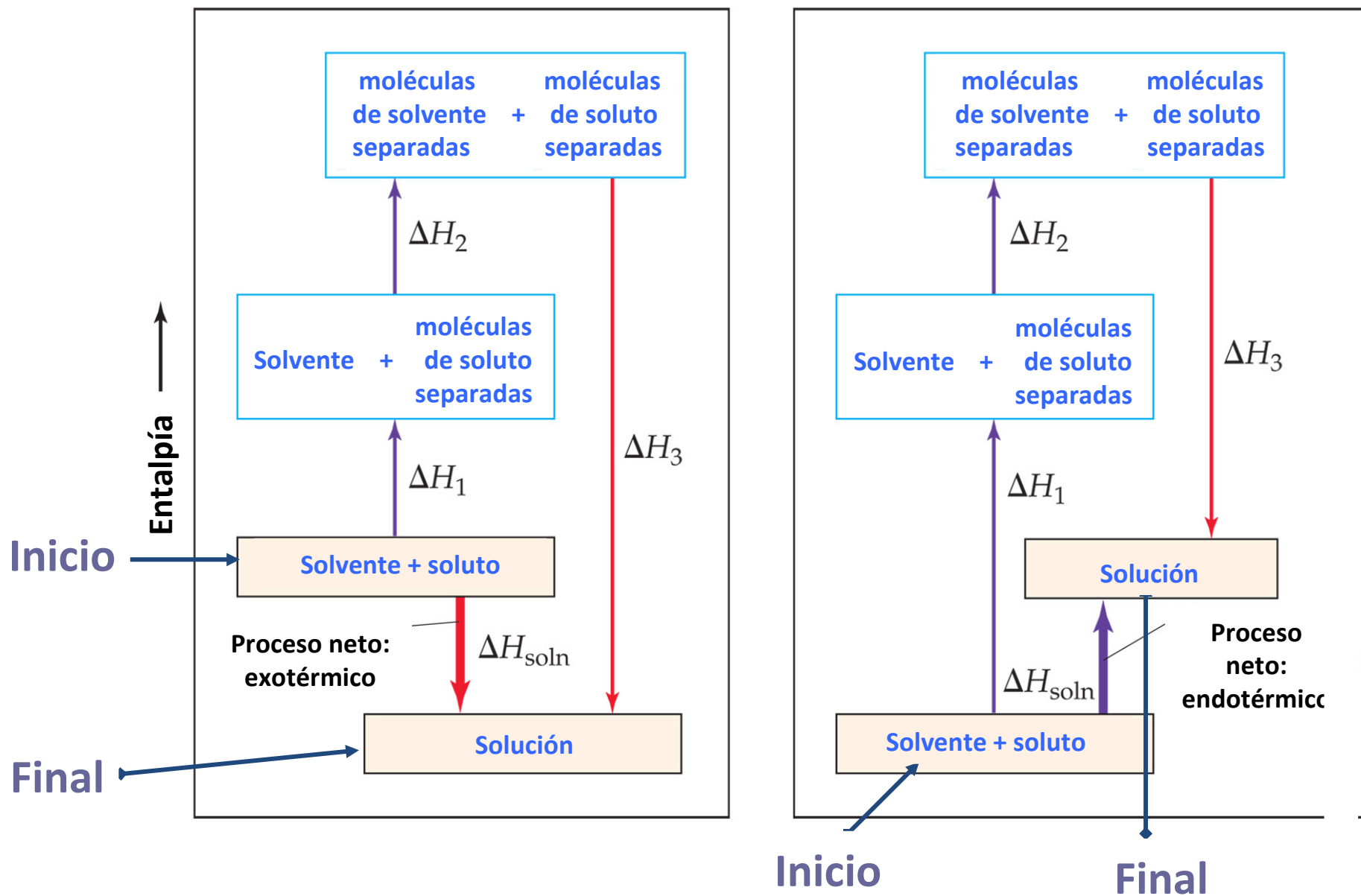


ΔH_2 : separación de moléculas de solvente



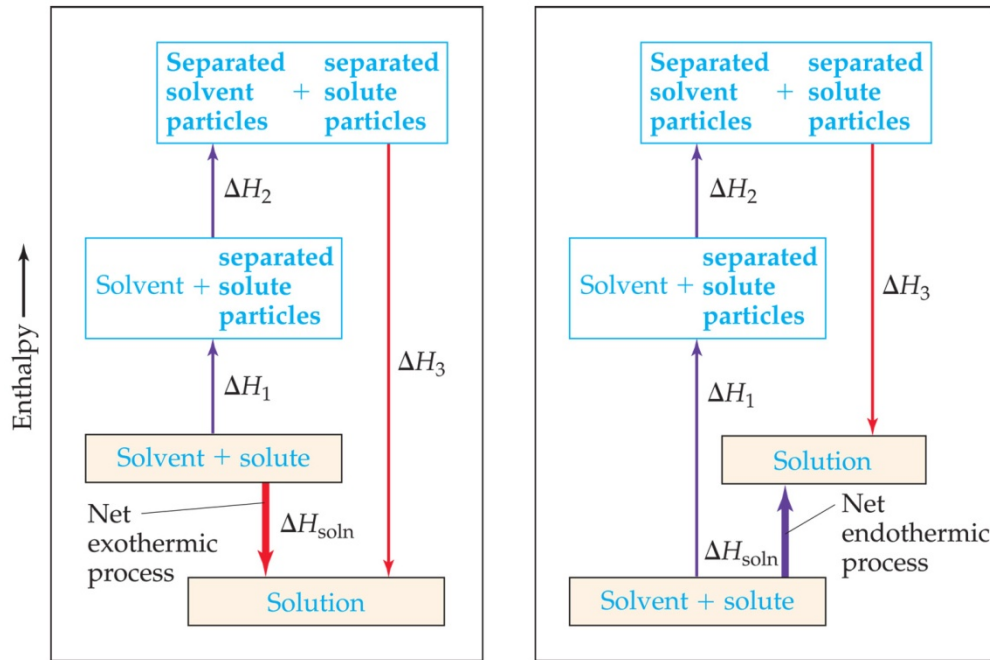
ΔH_3 : formación de interacciones entre soluto y solvente

Cambios de Entalpía en Solución



Cambios de Entalpía durante la Disolución

$$\Delta H_{\text{soln}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$



- El ΔH del proceso completo depende del ΔH de cada etapa
- La entalpía de la solución, ΔH_{soln} , puede ser positiva o negativa

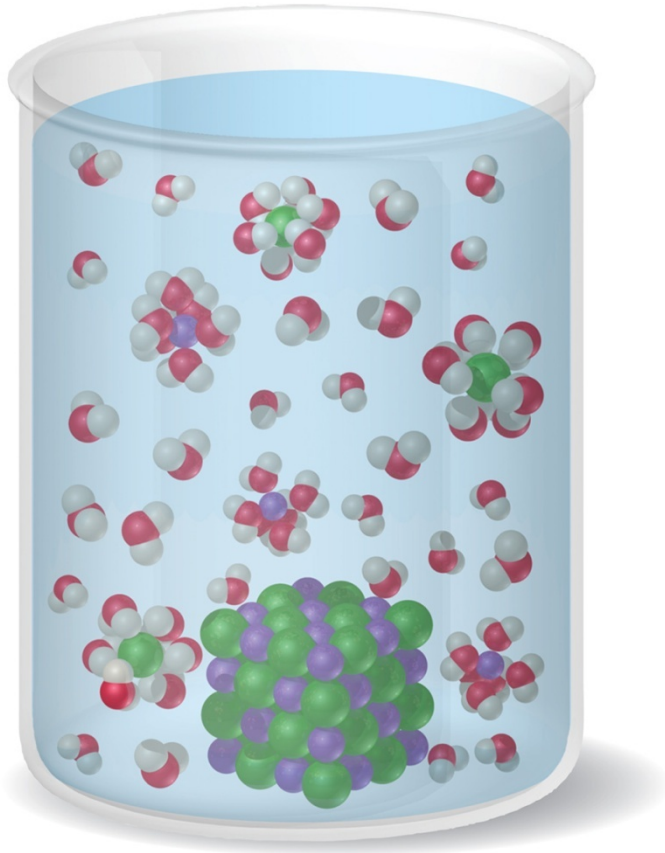
$\Delta H_{\text{soln}} (\text{MgSO}_4) = -91.2 \text{ kJ/mol} \rightarrow \text{exotérmica}$

$\Delta H_{\text{soln}} (\text{NH}_4\text{NO}_3) = +26.4 \text{ kJ/mol} \rightarrow \text{endotérmica}$

SOLUBILIDAD

“MÁXIMA cantidad de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de solvente (100 g) a una determinada TEMPERATURA”

Grado de Saturación

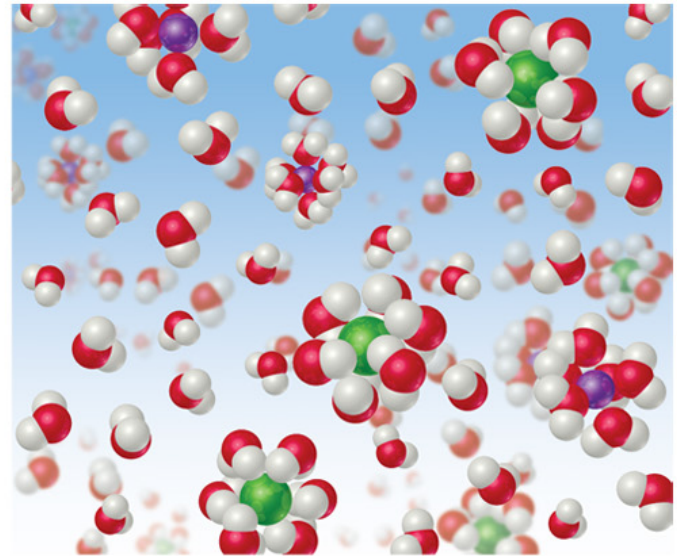


- **Solución Saturada**

- El solvente disuelve la mayor cantidad de soluto posible, a dicha temperatura
- El sólido no disuelto permanece como tal en el recipiente, separado de la solución.
- El soluto disuelto está en equilibrio termodinámico con las partículas sólidas de soluto.

Grado de Saturación

- **Solución No-Saturada**
 - Tiene menos que la máxima cantidad de soluto que se puede disolver el solvente a dicha temperatura
 - No hay sólido remanente



Grado de Saturación



- **Solución Sobresaturada**
 - El solvente tiene *más* soluto disuelto que el que normalmente es posible retener a dicha temperatura
 - Estas soluciones **son inestables**. Se puede estimular la *recristalización* por adición de un “cristal germen” o rascando las paredes del recipiente con una varilla de vidrio

SOLUBILIDAD

Factores que afectan la Solubilidad

Tipo de Solute y Solvente

- Los químicos usan el axioma “lo similar disuelve lo similar”:

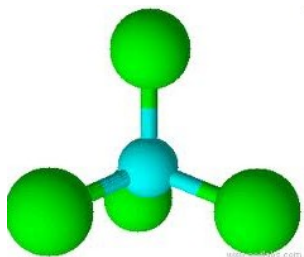
- Las sustancias polares tienden a disolverse en solventes polares
- Las sustancias no-polares tienden a disolverse en solventes no-polares

TABLE 13.3 Solubilities of Some Alcohols in Water and in Hexane*

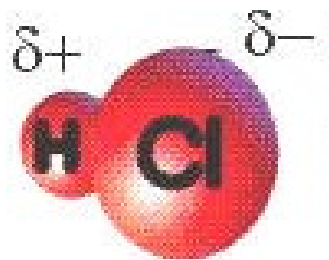
Alcohol	Solubility in H ₂ O	Solubility in C ₆ H ₁₄
CH ₃ OH (methanol)	∞	0.12
CH ₃ CH ₂ OH (ethanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH (propanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (butanol)	0.11	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (pentanol)	0.030	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (hexanol)	0.0058	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (heptanol)	0.0008	∞

* Expressed in mol alcohol/100 g solvent at 20°C. The infinity symbol indicates that the alcohol is completely miscible with the solvent.

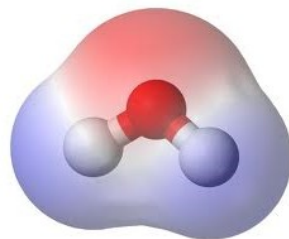
SOLUBILIDAD



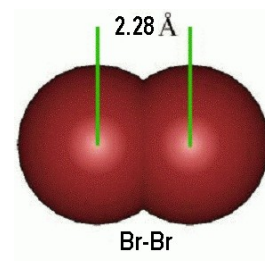
CCl₄



HCl



H₂O



Br₂

Soluto

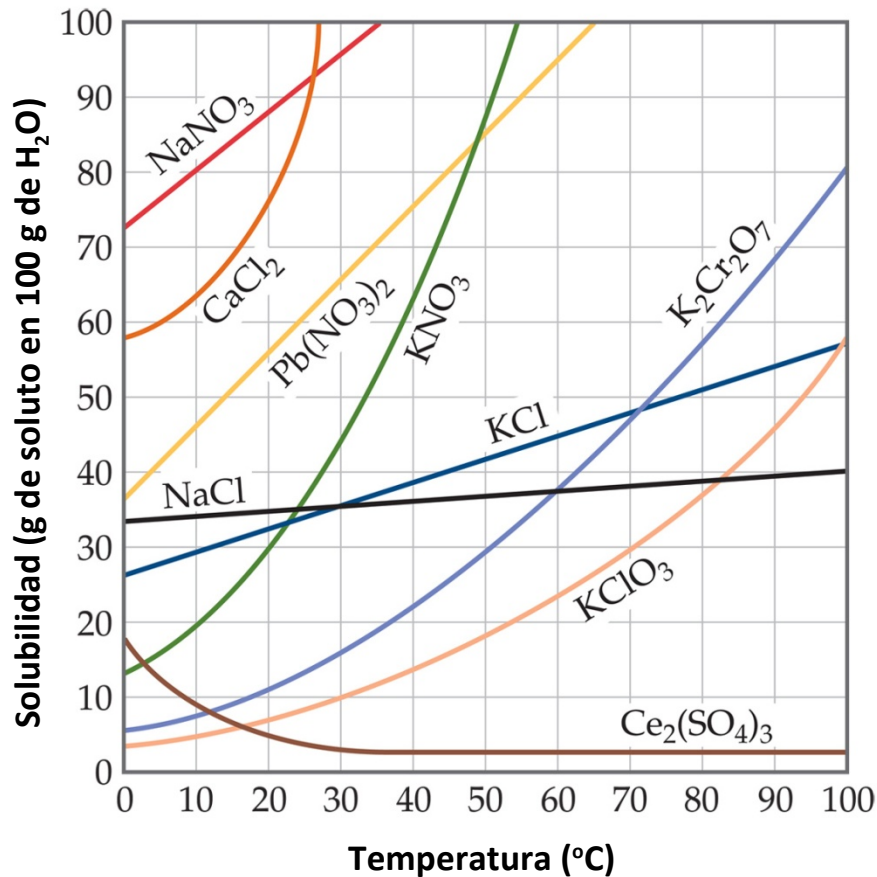
Solvente

solubilidad	HCl	Br ₂
H ₂ O		
CCl ₄		

Factores que afectan la Solubilidad

Temperatura

Generalmente, la solubilidad de un **solute sólido** en un solvente líquido, aumenta al aumentar la temperatura



Gases en Solución

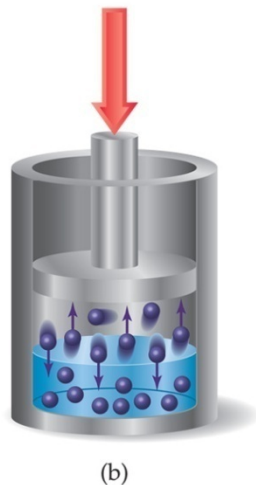
- En general, la solubilidad de los gases en agua aumenta con el peso molecular, debido a que las moléculas voluminosas tienen fuerzas de dispersión más fuertes

TABLE 13.2 Solubilities of Gases in Water at 20°C, with 1 atm Gas Pressure

Gas	Solubility (<i>M</i>)
N ₂	0.69×10^{-3}
CO	1.04×10^{-3}
O ₂	1.38×10^{-3}
Ar	1.50×10^{-3}
Kr	2.79×10^{-3}

Gases en Solución

Aumentar la presión sobre la solución, induce a que se disuelva más gas



- La solubilidad de **líquidos y sólidos** no cambia apreciablemente con la presión
- La solubilidad de un **gas** en un líquido es directamente proporcional a su presión

Ley de Henry

$$S_g = kP_g$$

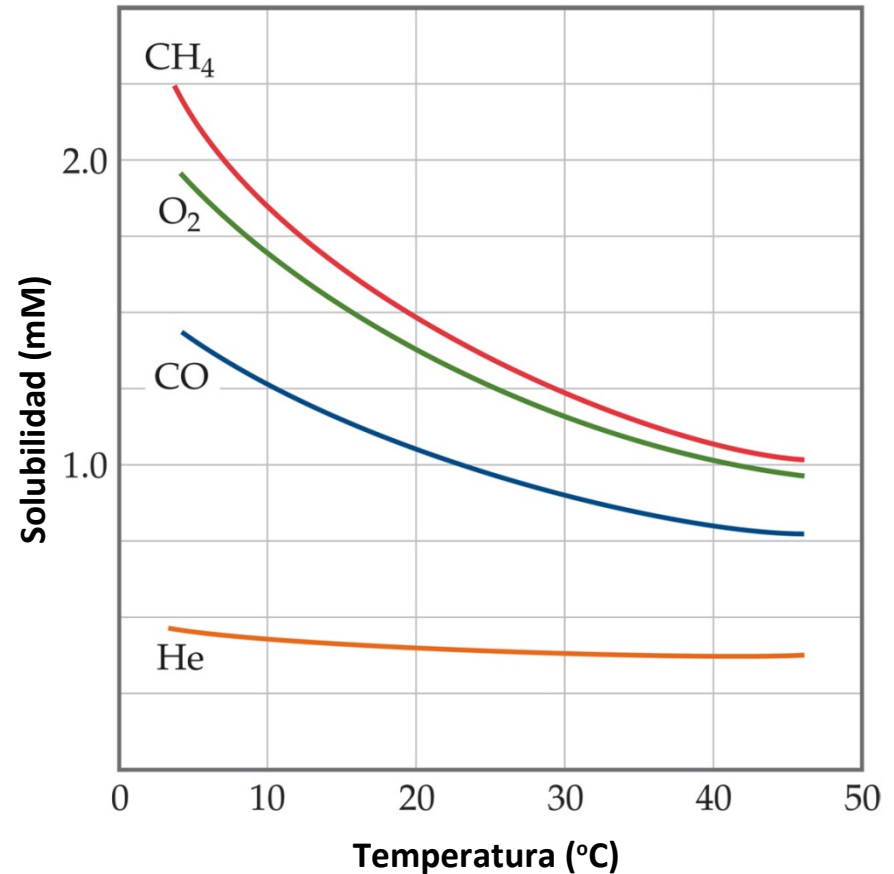
donde

- S_g : solubilidad del gas
- k : constante de Henry
- P_g : presión parcial del gas ejercida encima del líquido



Efecto de la Temperatura

- La solubilidad de los gases disminuye con el aumento de la temperatura
 - Las bebidas carbonatadas tienen más gas si se guardan en la heladera
 - Los lagos más cálidos tienen menor cantidad de O_2 disuelto que los lagos fríos



“CONCENTRACIÓN” de una Solución



“Relación entre cantidad de SOLUTO y
cantidad de SOLVENTE o SOLUCIÓN”

Formas de expresar la “CONCENTRACIÓN” de las Soluciones

Unidades Físicas de Concentración

Porcentaje peso en peso (% p/p)

Indica los **g de soluto** contenidos en **100 g de solución**

Ej.: urea 4 % p/p

Significa que tendremos 4 gramos de urea (soluto)
cada 100 gramos de solución

¿Cómo prepararía 200 g de una solución de urea 4 %p/p?

Unidades Físicas de Concentración

Porcentaje peso en volumen (% p/v)

Indica los **g de soluto** contenidos en **100 mL de solución**

Ej.: glutamato de sodio 2 % p/v

Significa que tendremos 2 gramos de glutamato de sodio (soluto) cada 100 mL de solución

Unidades Físicas de Concentración

¿Cómo prepararía 500 ml de una solución glutamato de sodio 2 % p/v?



Unidades Físicas de Concentración

Porcentaje volumen en volumen (% v/v)

Indica los **mL de soluto** contenidos en **100 mL de solución**

Ej.: etanol 70 % v/v

Significa que tendremos 70 mL de etanol (soluto)
cada 100 ml de solución

Unidades Físicas de Concentración

Partes por millón (ppm)

Indica los **mg de soluto** contenidos en **1000 g de solución**

Ej.: 54 ppm de Pb^{+2}

Significa que tendremos 54 mg de Pb^{+2} (soluto) cada 1000 g de solución

Unidades Químicas de Concentración

Molaridad (M)

Indica los moles de soluto contenidos en 1000 mL de solución

Ej.: K_3PO_4 0,15 M “0,15 molar”

Significa que tendremos 0,15 moles de K_3PO_4 cada 1000 ml de solución

- Como el volumen depende de la temperatura, la molaridad puede cambiar con la temperatura

Unidades Químicas de Concentración

Molalidad (m)

Indica los **moles de soluto** contenidos en **1000 g de solvente**

Ej.: CaCl_2 0,36 m “0,36 molal”

Significa que tendremos 0,36 moles de CaCl_2 cada 1000 g de solvente

- Como ni los moles ni la masa cambian con la temperatura, la molalidad no es una variable temperatura-dependiente

Unidades Químicas de Concentración

Fracción molar (X)

Indica los **moles de soluto o solvente** respecto del **número total de moles**

$$X_{\text{sto}} = \frac{\text{Nro. de moles de soluto}}{\text{Nro. de moles de sto.} + \text{Nro. de moles de solv.}}$$

$$X_{\text{solv}} = \frac{\text{Nro. de moles de solv.}}{\text{Nro. de moles de sto.} + \text{Nro. de moles de solv.}}$$

$$X_{\text{sto}} + X_{\text{solv}} = 1$$

Unidades Químicas de Concentración

Normalidad (N)

Indica el número de **equivalentes de soluto** contenidos en **1000 mL de solución**

Ej.: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 0,30 N “0,30 normal”

Significa que tendremos 0,30 equivalentes de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ cada 1000 ml de solución

- Como el volumen depende de la temperatura, la normalidad puede cambiar con la temperatura

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

- 1) a) Se prepara una solución disolviendo 13,5 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en 0.100 kg de agua. Cual es el % p/p, m de la solución y la X_{sto} .
b) Sabiendo que la densidad de la solución es 1,20 g/ml, calcular su % p/v y M.
- 2) Se tiene una muestra de 2,5 g agua superficial que contiene 5,4 μg de Zn^{2+} .
Cuál es la concentración de ión Zn^{2+} en ppm?
- 3) Una solución comercial blanqueadora contiene 5 % p/p de hipoclorito de sodio, NaClO en agua:
 - a) ¿Cuál es la masa de NaClO de una botella que contiene 2500 g de solución?
 - b) Calcular la molalidad de la solución
 - c) Calcular la fracción molar de NaOCl en la solución