

UNIDAD III

Disoluciones



2024-2S

Ing. Diana Yáñez, Ph.D.

UNIDAD III: Disoluciones

CONTENIDOS

- Tipos de soluciones
- Disolución, Disociación y Cambios de energía (Exotérmico y Endotérmico).
- Unidades de Concentración y Cálculos.
- Solubilidad: Saturación v/s No-saturación.
- Factores que afectan la Solubilidad.

Contenido

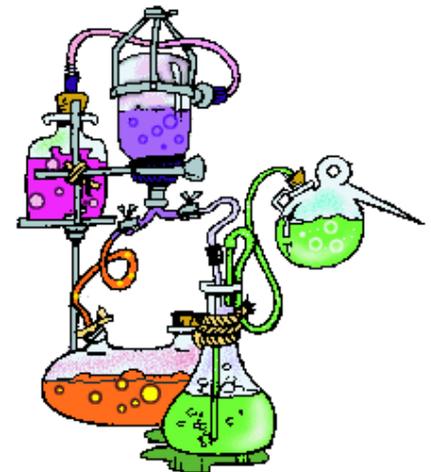
9) Soluciones:

- Tipos. [Brown Cap. 13]
- Solución, disociación y cambios de energía (exotérmico y endotérmico). [Chang, Sec. 12.1]
- Unidades de concentración y cálculos. [Chang, Sec. 12.2]
- Factores que afectan la solubilidad. [Chang, Sec. 12.3]
- Propiedades coligativas: Presión de vapor y ley de Raoult, punto de ebullición, punto de solidificación, presión osmótica. [Chang, Sec. 12.4 y 12.5]
- [Chang, Sec. 12.6]

Tipos de Soluciones

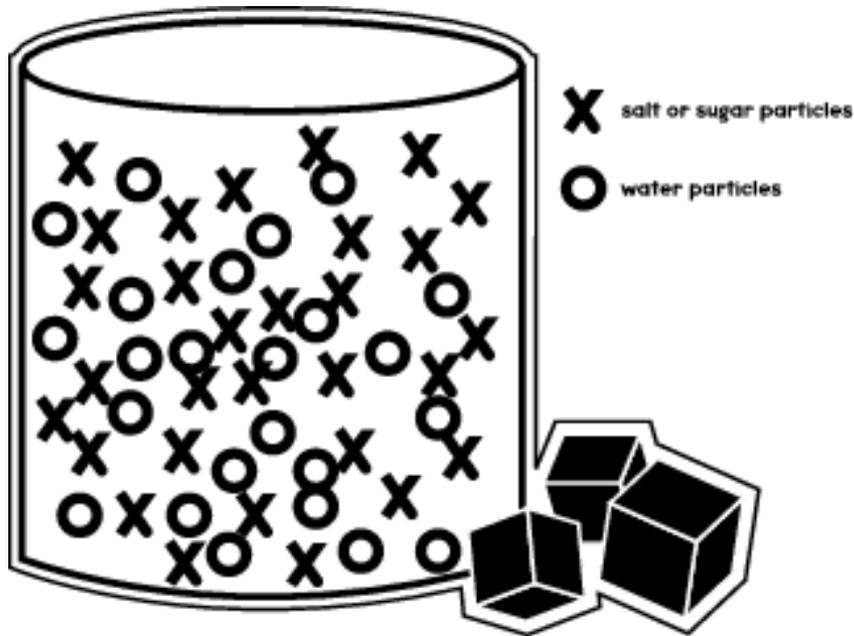
Introducción

- Las reacciones generalmente no ocurren entre sólidos, líquidos o gases puros, sino más bien entre mezclas de fases.
- ¿Cómo afectan las fuerzas intermoleculares en las disoluciones (solubilidad)?
- Propiedades físicas de las disoluciones.



Disoluciones

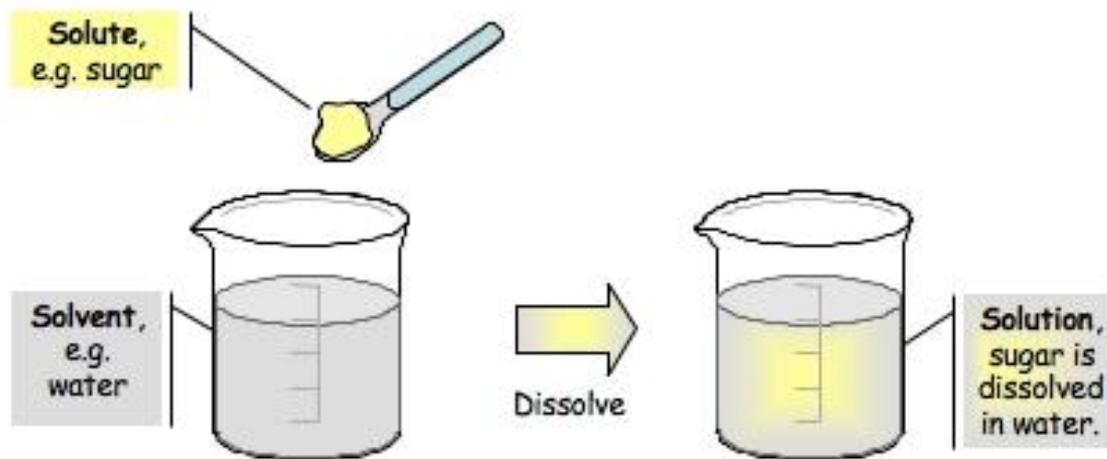
“ Disolución: Mezcla homogénea entre 2 o más sustancias a nivel atómico, molecular o iónico y que no reaccionan entre si.”



Disoluciones

Solvente: Aquella sustancia que permite la dispersión de otra en su seno. Es el medio dispersante de la disolución.

Soluto: sustancia presente en menor cantidad.



Disoluciones

- Como existen 3 estados de la materia, entonces tenemos 6 tipos de disoluciones:

Componente 1	Componente 2	Estado de la disolución	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Gaseosas (con CO ₂)
Gas	Sólido	Sólido	H ₂ en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Bronce (Cu+Zn) Soldadura (Sn+Pb)



SOLUTO	SOLVENTE	EJEMPLO
Gas	Gas	Aire
Líquido	Gas	Niebla
Sólido	Gas	Humo
Gas	Líquido	CO ₂ en agua
Líquido	Líquido	Petróleo
Sólido	Líquido	Azúcar en agua
Gas	Sólido	H ₂ en platino
Líquido	Sólido	Hg en plata
Sólido	Sólido	Aleaciones



Proceso de Disolución

- Las partículas de soluto se dispersan uniformemente en el disolvente, ocupando posiciones de moléculas de disolvente.

- Este reemplazo depende de 3 interacciones:

a) Disolvente-Disolvente

b) Soluta-Soluta

c) Disolvente-Soluta

- La disolución comprende 3 etapas:

1º) Separación moléculas de disolvente.

2º) Separación moléculas de soluto.

3º) Todas las moléculas se mezclan.

} romper fuerzas intermoleculares

¿Siempre ocurre disolución?

“Parecido se disuelve en parecido: dos sustancias con fuerzas intermoleculares parecidas se disolverán entre ellas”

Tetracloruro de Carbono (CCl_4) es no polar
Benceno (C_6H_6) es no polar

Habrà disolución

NaCl (iónico)

Gasolina (no polar)

No habrá disolución

Agua (polar)

Octano (no polar)

No habrá disolución



CONCENTRACIONES

Concepto de concentración

Cantidad de soluto en una determinada cantidad (o volumen) de solvente



Cada ración de 30g contiene Cada porção de 30g contém

Calorías Calorias	Azúcares Açúcares	Grasas Gorduras	Grasas Saturadas Gorduras Saturadas Trazas Vestigios	Sal
111kcal	11g	0,2g	<1%	0,3g
6%	12%	<1%	<1%	6%

de la Cantidad Diaria Orientativa de un adulto**
do Valor Diário de Referência para um adulto**





FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

% masa/masa (%m/m)

% masa/volumen (%m/V)

% volumen/volumen (%V/V)

Partes por millón (ppm)

Gramos por litros (g/L)

Molaridad (M)

Molalidad (m)

Fracción molar (X)

Normalidad (N)





PORCENTAJE EN MASA, % m/m

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

% m/m = Masa de soluto (g) disueltos en 100 g de solución

Solución = Solute + solvente

Una muestra de 0.892 g de cloruro de potasio (KCl) se disuelve en 54.6 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de KCl en la disolución?

Solución Escribimos

$$\begin{aligned} \text{porcentaje en masa de KCl} &= \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\% \\ &= \frac{0.892 \text{ g}}{0.892 \text{ g} + 54.6 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 1.61\% \end{aligned}$$



EJERCICIOS

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

$$R = 15 \% \text{ m/m}$$

2. Calcular la masa de soluto que se necesita para preparar 310 g de solución al 13,0% en masa

$$R = 40,3 \text{ g}$$

3. Calcular la masa de solución que se obtiene de una solución 62% m/m que contiene 23 g de soluto

$$R = 37 \text{ g}$$

4. Calcular la cantidad de solvente que se tiene que agregar a 0,750 g de soluto para obtener una solución 25,0% en masa

$$R = 2,25 \text{ g}$$



PORCENTAJE MASA VOLUMEN, % m/V

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

% m/V = Masa de soluto (g) disueltos en 100 mL de solución

EJEMPLO: Determinar el %m/V de una solución constituida por 20,0 g de soluto en 250 mL de solución

Aplicando la fórmula:

$$\% \text{m/V} = \frac{20,0 \text{ g}}{250 \text{ mL}} \times 100$$

$$\% \text{m/V} = 8,00$$



¿Qué hacer si necesito el volumen de solución y me entregan la masa de esta?

Se utiliza el concepto de densidad “d”:

$$d = \frac{m}{V}$$

Donde: “m” es la masa en gramos (g)
“V” es el volumen en mililitros (mL)

EJEMPLO: Determinar el %m/V de una solución constituida por 20,0 g de soluto y 280 g de agua. Considere la densidad de la solución como 1,2 g/mL

De los datos se puede deducir que:

$$\begin{aligned}\text{Solución} &= \text{soluto} + \text{solvente} \\ &= 20,0 \text{ g} + 280 \text{ g} \\ &= 300 \text{ g}\end{aligned}$$



Entonces tengo 300 g de solución, pero necesito el volumen de solución para calcular el %m/V.....

Se aplica el concepto de densidad: $d = m / V$

El ejercicio dice que la “d” de la solución es 1,2 g/mL

$$d = \frac{m}{V} \quad 1,2 \text{ g/mL} = \frac{300 \text{ g}}{V \text{ (mL)}}$$

$$V = 250 \text{ mL de solución}$$

Aplicando la fórmula:

$$\%m/V = \frac{20,0 \text{ g}}{250 \text{ mL}} \times 100$$

$$\%m/V = 8,00$$



EJERCICIOS

1. Calcular el %m/V de soluto de una solución formada por 3,00 g de soluto y 270 mL de solución

$$R = 1,11 \% \text{ m/V}$$

2. Calcular la masa de soluto que se necesita para preparar 700 mL de solución al 25,0% m/V

$$R = 175 \text{ g}$$

3. Calcular el volumen de solución que se obtiene de una solución 6,65% m/V y que contiene 54,0 g de soluto

$$R = 812 \text{ mL}$$

4. Se tiene una solución acuosa de KCl al 45,5% en masa. Exprese esa concentración en %m/V, sabiendo que la densidad de la solución resultante es 0,87 g/mL

$$R = 39,6 \% \text{ m/V}$$



PARTES POR MILLON, ppm

$$1 \text{ ppm} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{Volumen solución (L)}} = \frac{\text{masa soluto } (\mu\text{g})}{\text{Volumen solución (mL)}}$$

EJEMPLO: Determinar las ppm de una solución constituida por 5,0 g de soluto disueltos en un total de 22000 mL de solución

Aplicando la fórmula:

$$\text{ppm} = \frac{5000 \text{ mg}}{22,00 \text{ L}}$$

$$\text{ppm} = 227,3$$



GRAMOS POR LITRO, g/L

$$\text{g/L} = \frac{\text{Masa de soluto (g)}}{\text{Volumen solución (L)}}$$

EJEMPLO: Determinar los g/L de una solución constituida por 5,00 g de soluto disueltos en un total de 22000 mL de solución

Aplicando la fórmula:

$$\text{g/L} = \frac{5,00 \text{ g}}{22,0 \text{ L}}$$

$$\text{g/L} = 0,227$$



MOLARIDAD, M

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

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\mathcal{M} \text{ (g/mol)}}$$

[M] = Moles de soluto disueltos en 1 L de solución

EJEMPLO: Se disuelven 30 g de NaCl ($\mathcal{M} = 58 \text{ g/mol}$) en agua hasta completar 500 mL de solución. Calcule la concentración molar:

Primero, calcular los moles de soluto: $n = \frac{30 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}}$

$n = 0,52 \text{ moles de NaCl}$

Aplicando la formula:

$$M = \frac{0,52 \text{ moles}}{0,50 \text{ L}}$$
$$M = 1,04 \text{ moles/L}$$



EJERCICIOS

1. Una disolución acuosa fue preparada disolviendo 24,00 g de glucosa ($\mathcal{M} = 180,0$ g/mol) en agua, hasta completar 2000 mL de solución. Calcule la concentración molar

$$R = 0.06667 \text{ moles/L}$$

2. Calcule la cantidad de cloruro de magnesio ($\mathcal{M} = 95,3$ g/mol) que se necesita para preparar 3,50 L de solución 0,900 M

$$R = 300 \text{ g}$$

3. Se disponen de 15,0 g de sulfito de calcio ($\mathcal{M} = 120$ g/mol), diga en cuanto volumen se tiene que disolver esta cantidad para lograr una concentración 0,250 M

$$R = 0,500 \text{ L}$$

4. Se tiene una solución 30% m/V de ácido bromhídrico, exprese esa concentración en moles/L

$$R = 3,7 \text{ moles/L}$$



MOLALIDAD, m

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Masa de solvente (Kg)}}$$

[m] = Moles de soluto disueltos en 1 Kg de solvente

EJEMPLO: Se disuelven 20,0 g de KI ($\mathcal{M} = 166 \text{ g/mol}$) en 500 g de agua. Calcule la concentración molar:

Primero, calcular los moles de soluto: $n = \frac{20,0 \text{ g}}{166 \text{ g/mol}}$

$$n = 0,121 \text{ moles de KI}$$

Aplicando la formula:

$$m = \frac{0,121 \text{ moles}}{0,500 \text{ Kg}}$$
$$m = 0,242 \text{ moles/Kg}$$



EJERCICIOS

1. Una disolución fue preparada disolviendo 35,0 g de nitrato de potasio ($\mathcal{M} = 101$ g/mol) en 350 g de agua. Calcule la concentración molar

$$R = 0.990 \text{ moles/Kg}$$

2. Se disponen de 34,2 g de yoduro de sodio ($\mathcal{M} = 150$ g/mol), diga en cuanto "volumen" de agua (en mL) se tiene que agregar esta cantidad para lograr una concentración 1,34 molal (la densidad del agua es 1 g/mL)

$$R = 0.170 \text{ L} = 170 \text{ mL}$$

3. Se tiene una solución 10,5 %m/m de cloruro de bario, exprese esa concentración en moles/Kg.

$$R = 0,564 \text{ moles/Kg}$$



NORMALIDAD, N

$$N = \frac{\text{Número de equivalentes-gramo soluto}}{\text{Volumen solución (L)}}$$

$$[\text{Número de Eq-g del soluto}] = \frac{\text{Peso (masa) de soluto}}{\text{Eq - g de soluto}}$$

El PESO EQUIVALENTE, se determina de la siguiente manera:

$$\text{a) eq - g ELEMENTO} = \frac{\text{Peso Atómico}}{\text{Estado de Oxidación}}$$

$$\text{b) eq - g ACIDO} = \frac{\text{Peso Molecular del Acido}}{\text{Número de Hidrógenos Sustituibles o Sustituidos}}$$

$$\text{c) eq - g HIDROXIDO} = \frac{\text{Peso Molecular del Hidróxido}}{\text{Número de grupos OH}}$$

$$\text{d) eq - g SAL} = \frac{\text{Peso Molecular de la sal}}{\text{Carga total de uno de los iones}}$$

$$\text{e) eq - g OXIDANTE O REDUCTOR} = \frac{\text{Peso Molecular de la Sustancia}}{\text{Electrones Totales Ganados o Perdidos}}$$



EJEMPLO: Calcular la normalidad y molaridad de 50 g de Na_2CO_3 en 100 ml de disolución:

Para el cálculo de la Normalidad:

1. Peso molecular del $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106$
2. Equivalente del $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{peso molecular} / \text{n}^\circ \text{ de carga del catión de la sal} = 106 / 2 = 53$
3. n° de Equivalentes en 50 g de $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 50 / 53 = 0,94$
4. **N** = n° de Equivalentes / litros de disolución = $0,94 / 0,1 = \mathbf{9,4 N}$

Para el cálculo de la Molaridad:

1. Moles de soluto = masa soluto / peso molecular = $50 / 106 = 0,47$ moles
2. **M** = moles soluto / litros disolución = $0,47 / 0,1 = \mathbf{4,7 M}$ ($M = N/2$ en este caso)



EJERCICIOS

1. Calcular la normalidad de 20 g de hidróxido de berilio $\text{Be}(\text{OH})_2$ en 700 ml de disolución

$$R = 1,33 \text{ N}$$

2. Calcular la normalidad de una disolución de HCl que contiene 100 gramos de soluto en 3 L de disolución.

$$R = 0,9 \text{ N}$$

2. Calcular la normalidad de 3,5 gramos de NaCl en 600 gramos de disolvente, sabiendo que la densidad de la disolución es 0,997 g/ml

$$R = 0,099 \text{ N}$$



FRACCIÓN MOLAR, χ

$$\chi_a = \frac{\text{Moles de soluto "a"}}{\text{Moles totales}}$$

Moles totales = Moles de la solución = Moles soluto + Moles solvente

EJEMPLO: Se disuelven 20,0 g de KI ($\mathcal{M} = 166 \text{ g/mol}$) en 200 g de agua ($\mathcal{M} = 18,0 \text{ g/mol}$) . Calcule la fracción molar de soluto y solvente:

$$\text{Moles soluto: } n = \frac{20,0 \text{ g}}{166 \text{ g/mol}}$$

$$n = 0,121 \text{ moles de KI}$$

$$\text{Moles solvente: } n = \frac{200 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$

$$n = 11,1 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

$$\chi_{\text{KI}} = \frac{0,121}{(0,121 + 11,1)}$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{11,1}{(0,121 + 11,1)}$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = 0,989$$



La suma de las fracciones molares de todos los componentes de la solución debe ser igual a 1

EJERCICIOS

1. Calcular la fracción molar de CH_4 y de C_2H_6 en una mezcla de 4,0 g de CH_4 y de 6,0 g de C_2H_6 y comprobar que la suma de las fracciones molares es igual a la unidad.

$$R = \text{CH}_4 \text{ 0,56 y } \text{C}_2\text{H}_6 \text{ 0,44}$$

2. Se tiene una mezcla de 5,50 g de HCl , 7,30 g de H_2SO_4 y 2,50 g de HNO_3 disueltos en 250 g de agua. Determine la fracción molar de cada componente de la solución.

$$R = 0,170 \text{ L} = 170 \text{ mL}$$



PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

A partir de un soluto sólido

Por dilución





DILUCIONES

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



Moles antes de la dilución = moles después de la dilución

$$C_{inicial} \times V_{inicial} = C_{final} \times V_{final}$$



EJEMPLO: A 300 mL de solución 0,5 M en NaOH se le adicionan 100 mL de agua.
Determinar la concentración final de la solución.

Identificamos:

$$C_i = 0,5 \text{ M}$$

$$C_f = \text{¿?}$$

$$V_i = 300 \text{ mL}$$

$$V_f = 300 \text{ mL} + 100 \text{ mL} = 400 \text{ mL}$$

Aplicando la formula:

$$0,5 \text{ M} \times 300 \text{ mL} = C_f \times 400 \text{ mL}$$

$$C_f = 0,375 \text{ M}$$

En una dilución, la concentración final siempre es menor que la concentración inicial





Describe cómo prepararías 5.00×10^2 mL de una disolución de H_2SO_4 1.75 M, a partir de una disolución concentrada de H_2SO_4 8.61 M.

Solución Preparamos el cálculo mediante la tabulación de los datos:

$$M_i = 8.61 M \quad M_f = 1.75 M$$

$$V_i = ? \quad V_f = 5.00 \times 10^2 \text{ mL}$$

$$(8.61 M)(V_i) = (1.75 M)(5.00 \times 10^2 \text{ mL})$$

$$V_i = \frac{(1.75 M)(5.00 \times 10^2 \text{ mL})}{8.61 M}$$

$$= 102 \text{ mL}$$

Por tanto, para obtener la concentración deseada debemos diluir 102 mL de la disolución de H_2SO_4 8.61 M con suficiente agua para obtener un volumen final de 5.00×10^2 mL en un matraz volumétrico de 500 mL.



EJERCICIOS

1. ¿Cómo prepararía 60 mL de HNO_3 0.2 M a partir de una solución HNO_3 4.0 M?

R = 3,0 mL

2. Calcular la molaridad de una solución de NaOH que se ha preparado mezclando 100 mL de una solución de NaOH 0.200 M con agua hasta un volumen final de 250 mL.

R = 0.0800 M

3. El ácido sulfúrico comercial, es una solución al 96,0% en masa y de densidad 1,83 g/mL. A partir de estos datos, calcule:

- a) La molaridad
- b) La molalidad
- c) Si 50,0 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 = 17,9 M; 245 m; 3,59 M



Una **SOLUCIÓN INSATURADA** es la que contiene menor cantidad de soluto del que puede ser disuelto en el solvente a una T específica.

Una **SOLUCIÓN SATURADA** es la que contiene la máxima cantidad de soluto que puede ser disuelta en el solvente a una T específica.

Una **SOLUCIÓN SOBRESATURADA** es la que contiene una cantidad mayor de soluto del que puede ser disuelta a esa temperatura

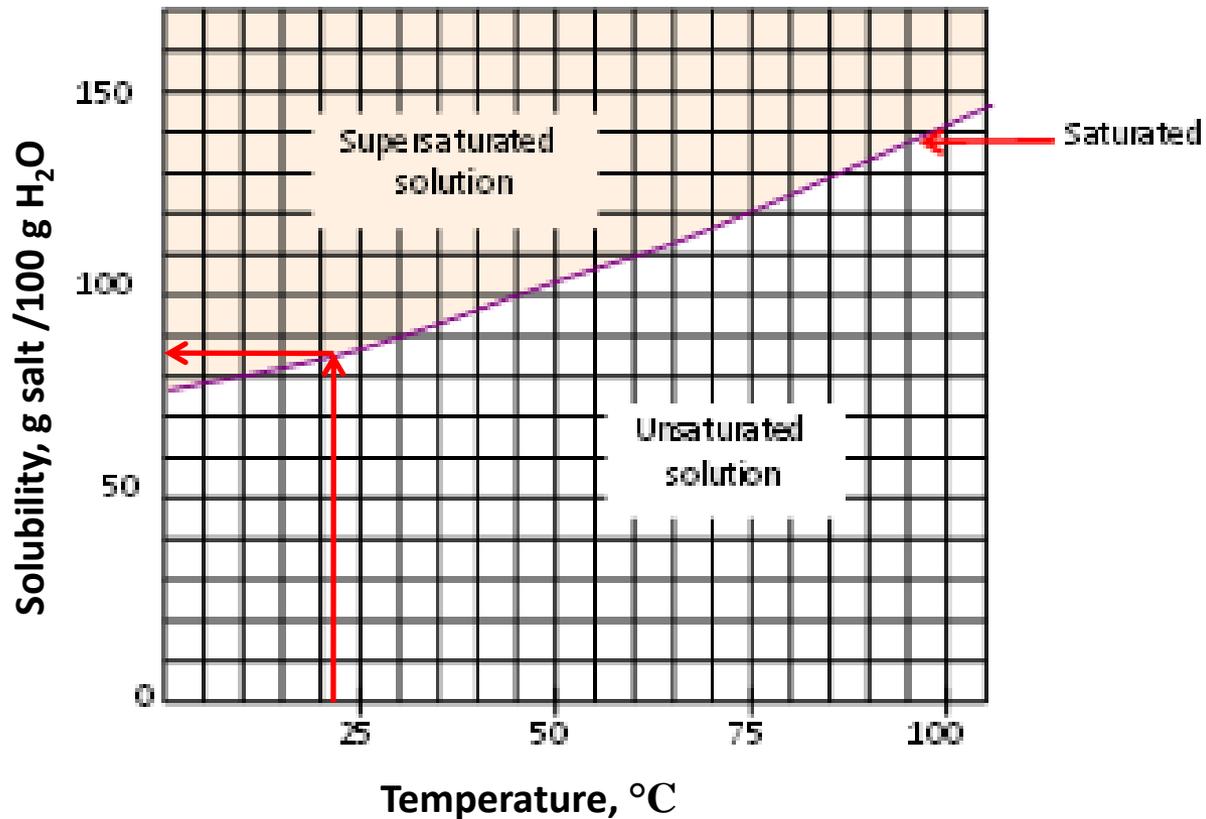


Cuando se agregan unos cristales de acetato de sodio a una solución sobresaturada: **crystaliza**

Solubilidad

¿Cuál es el máximo de acetato de sodio que se puede disolver en agua a 25°C?

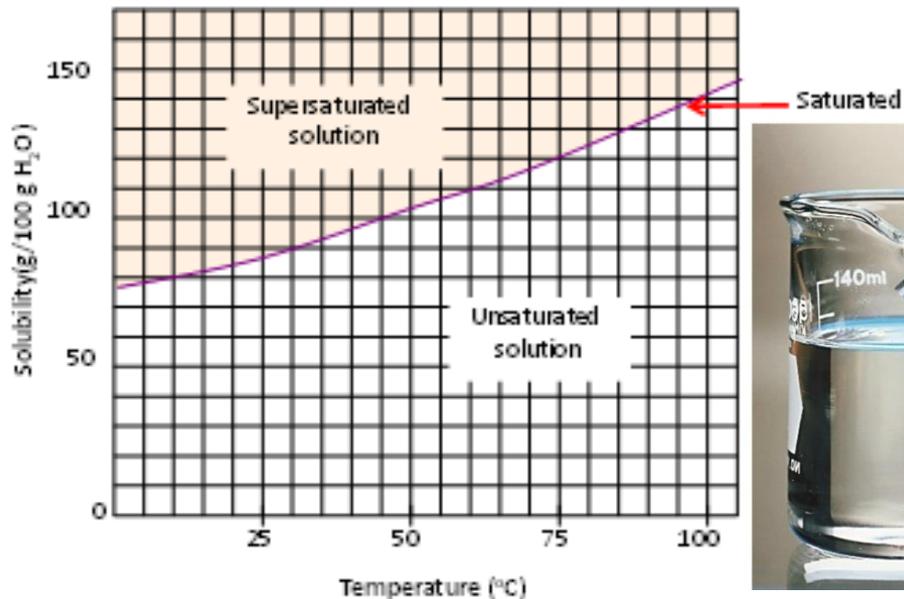
Solubility of Sodium Acetate



Disolución Supersaturada o Sobresaturada

- La solubilidad puede incrementarse cuando se aumenta la temperatura.
- Si se tiene una disolución a una mayor temperatura, podrá disolver mayor cantidad de soluto que a menor temperatura.
- Si se hace esto, y se enfría lentamente, se mantendrá disuelto el soluto, pero será muy inestable: supersaturado.

Solubility of Sodium Acetate





Factores que afectan la Solubilidad.

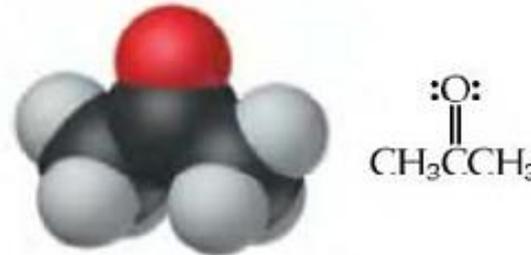
Interacciones Soluto-Disolvente

- En general:

“Mayor atracción soluto-disolvente \Rightarrow mayor solubilidad”

- “Líquidos polares son solubles en disolventes polares” (especialmente, solutos que puedan formar puentes de H con el agua).

- Ejemplo: Acetona en agua...



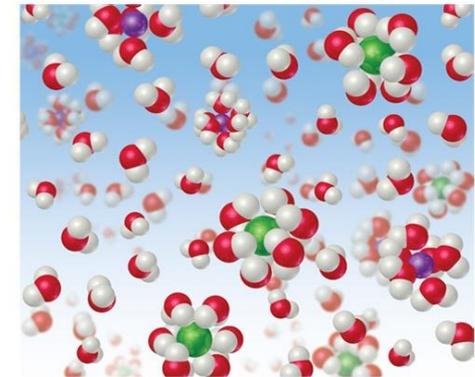
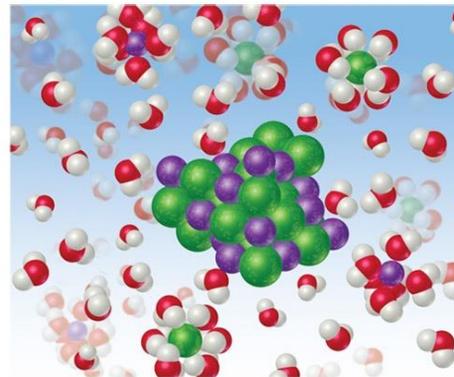
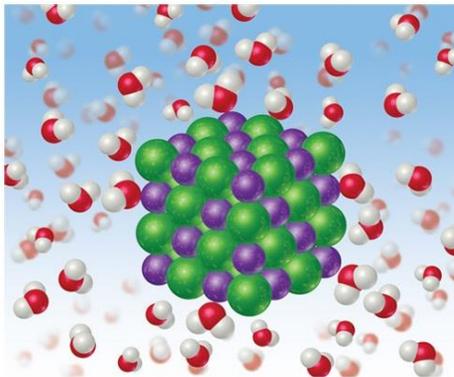
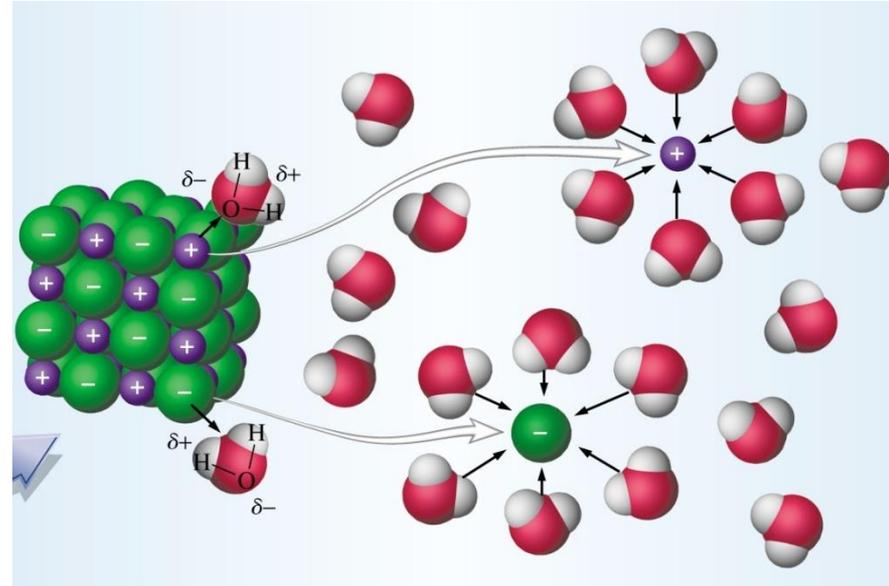
- La solubilidad de los gases en agua aumenta con el peso molecular o la polaridad.

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

Gas	Solubility (M)
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}

Interacciones Solutio-Disolvente

- Las fuerzas que causan que un sólido iónico se disuelva en agua son fuerzas ion-dipolo: la fuerza de atracción de los dipolos del agua por los cationes y aniones es mas fuerte que la energía de red del solido.
- La atracción de los dipolos del agua hace que se “jalen” iones hacia afuera de la red cristalina y hacia la solución acuosa.



Interacciones Soluto-Disolvente

- Líquidos solubles entre ellos se dice que son miscibles.
- Los hidrocarburos (gasolina) son no polares \Rightarrow no se disuelven (mezclan) en agua: son inmiscibles.
- “Líquidos no polares son insolubles en líquidos polares”

Alcohol	Solubility in H ₂ O ^a	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	∞

Aumento parecido con HC

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

Interacciones Solutio-Disolvente

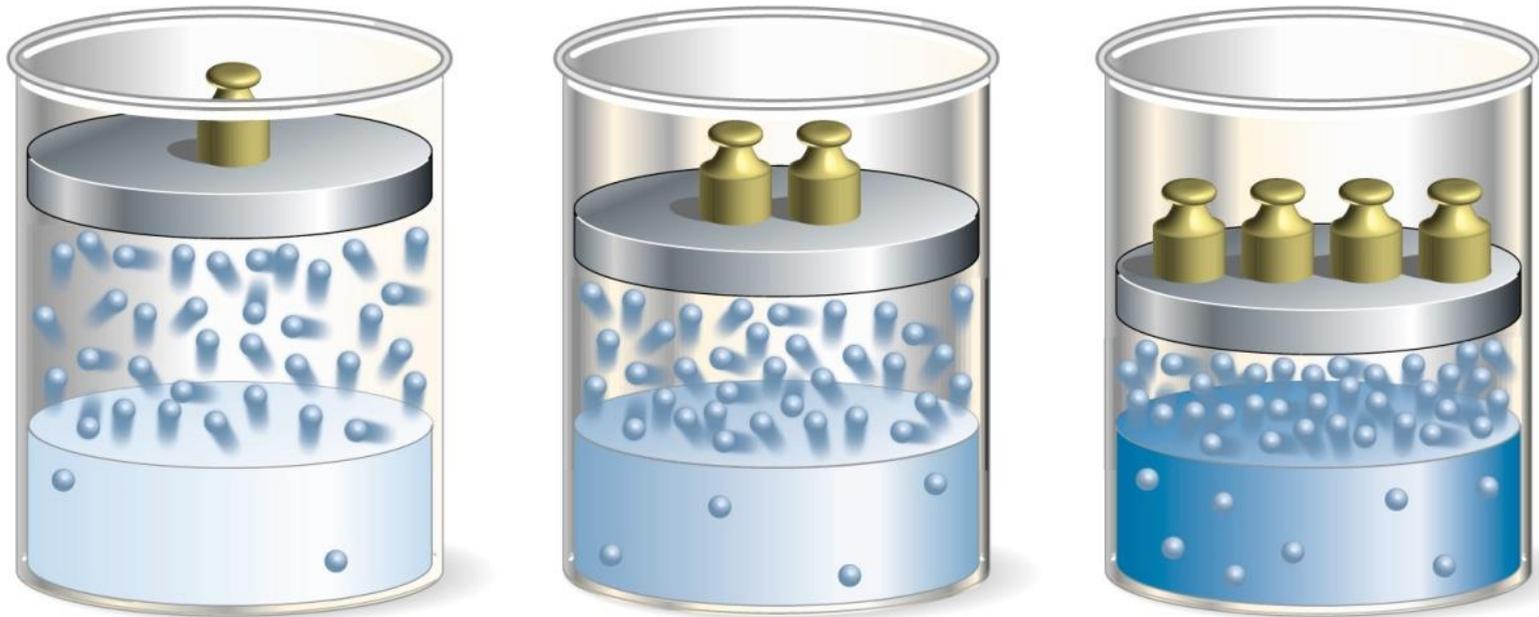
*Etanol y agua tienen una fuerte atracción entre si. Al mezclar un volumen de 50 mL H_2O y 50 mL etanol el volumen resultante es **menor** a 100 mL (solución no ideal)*



Disolución exotérmica

Efecto de la Presión

- Al aumentar la presión, se incrementa la velocidad con que ingresan las moléculas gaseosas al disolvente \Rightarrow Nuevo equilibrio dinámico \Rightarrow Aumento de la solubilidad, y proporcional con la presión parcial.

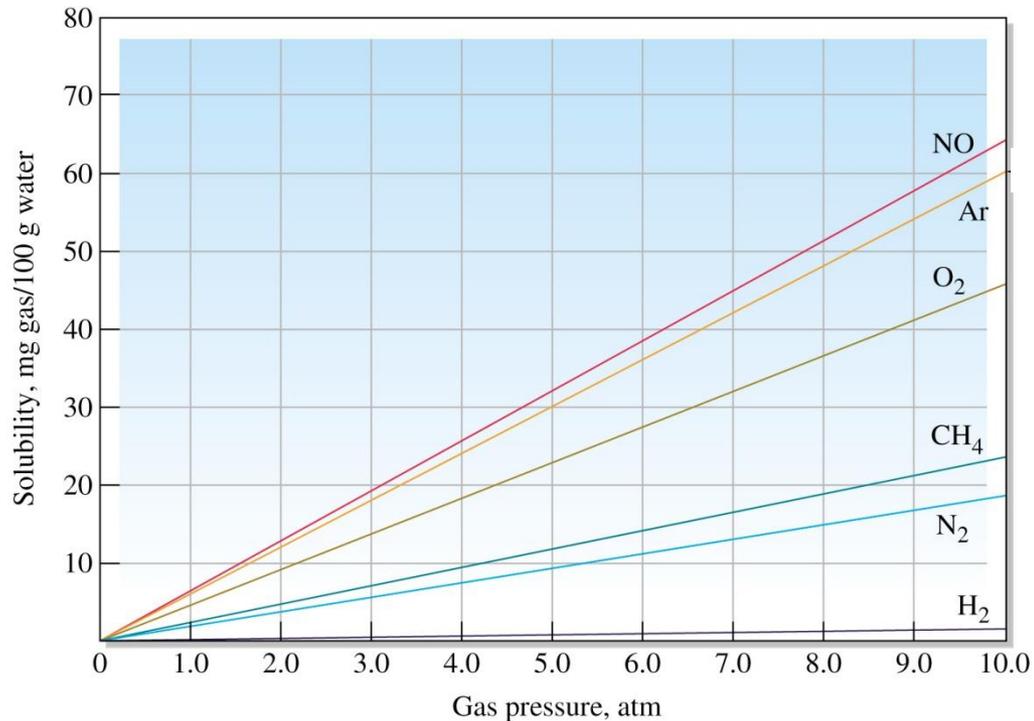


Efecto de la Presión

- Ley de Henry: Relaciona la presión y la solubilidad de un gas

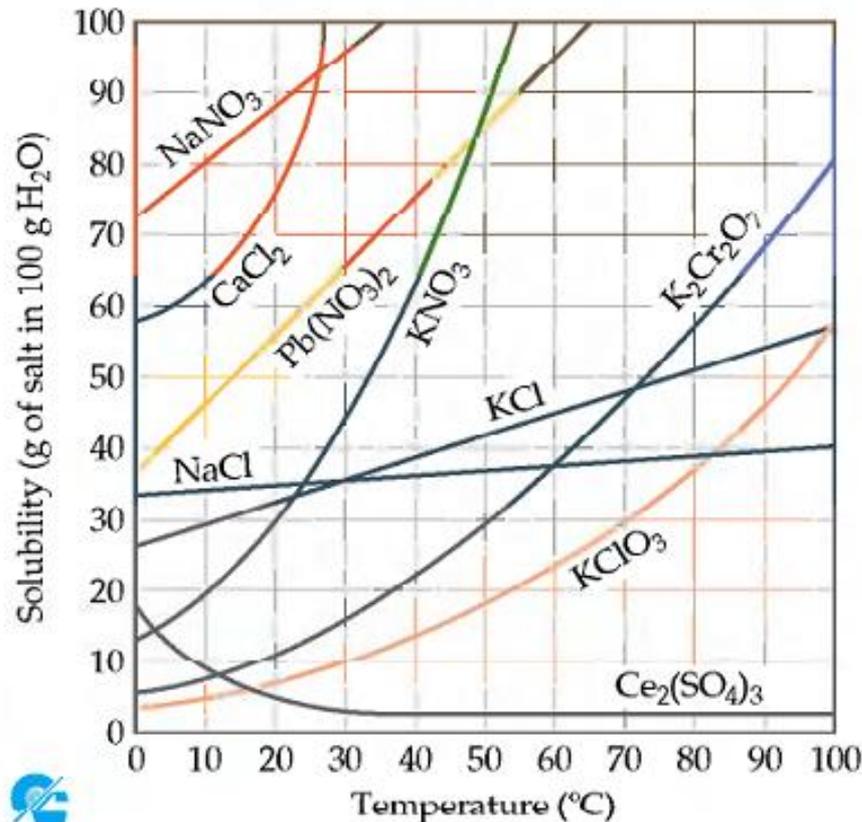
$$S_g = k \cdot P_g$$

donde S_g es la solubilidad (en molaridad), P_g es la presión parcial del gas sobre el disolución y k es la constante de Henry.



Efecto de la Temperatura: Sólidos

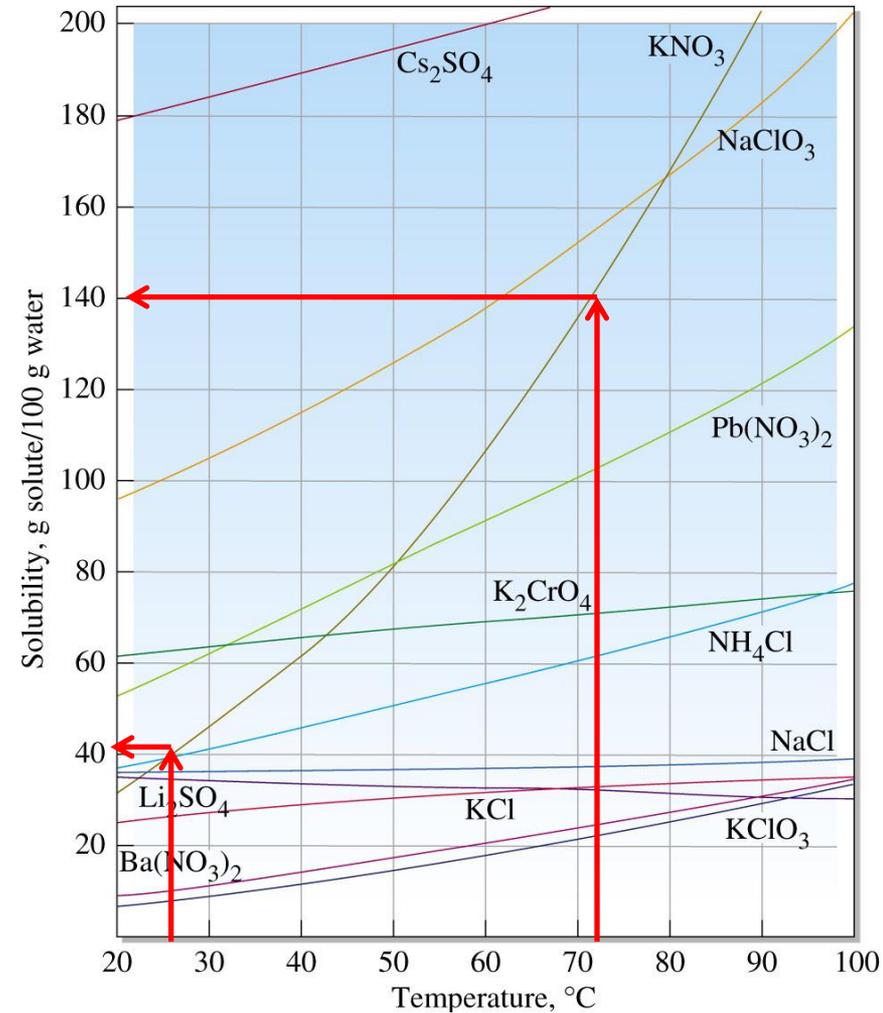
“En la mayoría de los sólidos, la solubilidad aumenta con la temperatura”



Cristalización Fraccionada

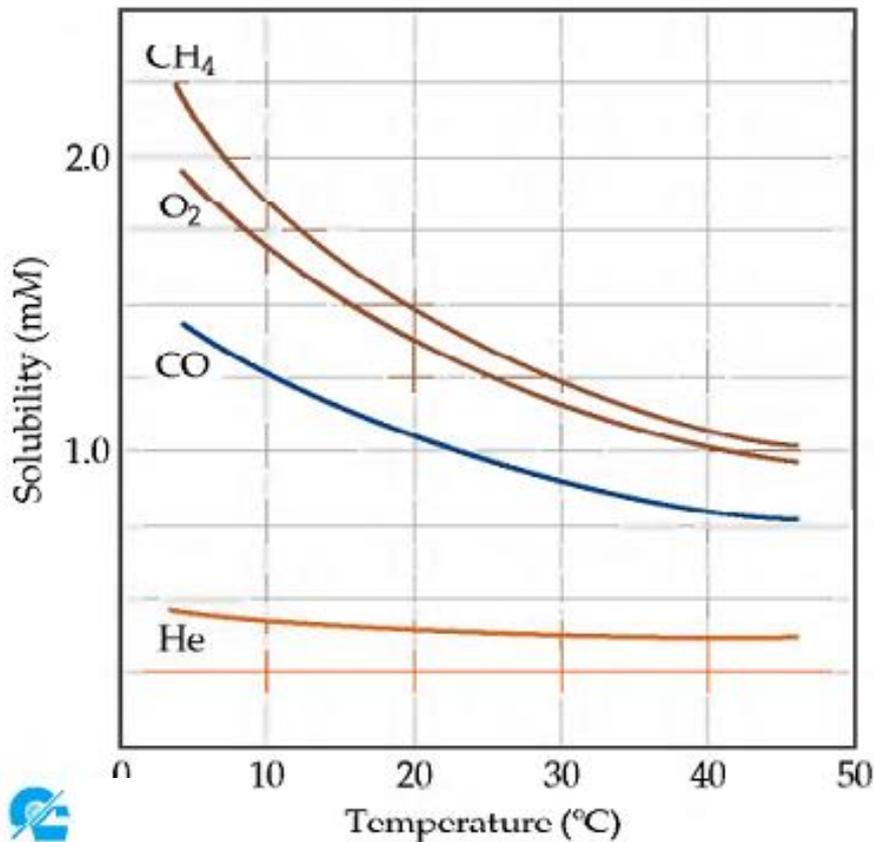
¿Cuánto $\text{KNO}_3(\text{s})$ se recupera al enfriar hasta 25°C ?

Solución de $\text{CuSO}_4 + \text{KNO}_3$ a 72°C
(azul)



Efecto de la Temperatura: Gases

“La solubilidad de los gases disminuye cuando se aumenta la temperatura”



- Presión constante = 1 atm
- Observación en el O₂: contaminación térmica en lagos y ríos (afectando la vida acuática) por aguas industriales calientes vertidas.

