

CIENCIAS BÁSICAS

Bloque Química

Máster en Prevención de Riesgos Laborales

Curso 2023-2024

Profesor : Dr. Daniel Gallart Mateu
Departamento de Química Analítica
Facultad de Química, Campus Burjassot-Paterna
C/ Doctor Moliner, 50. 46100 Burjassot (Valencia)
Daniel.gallart@uv.es

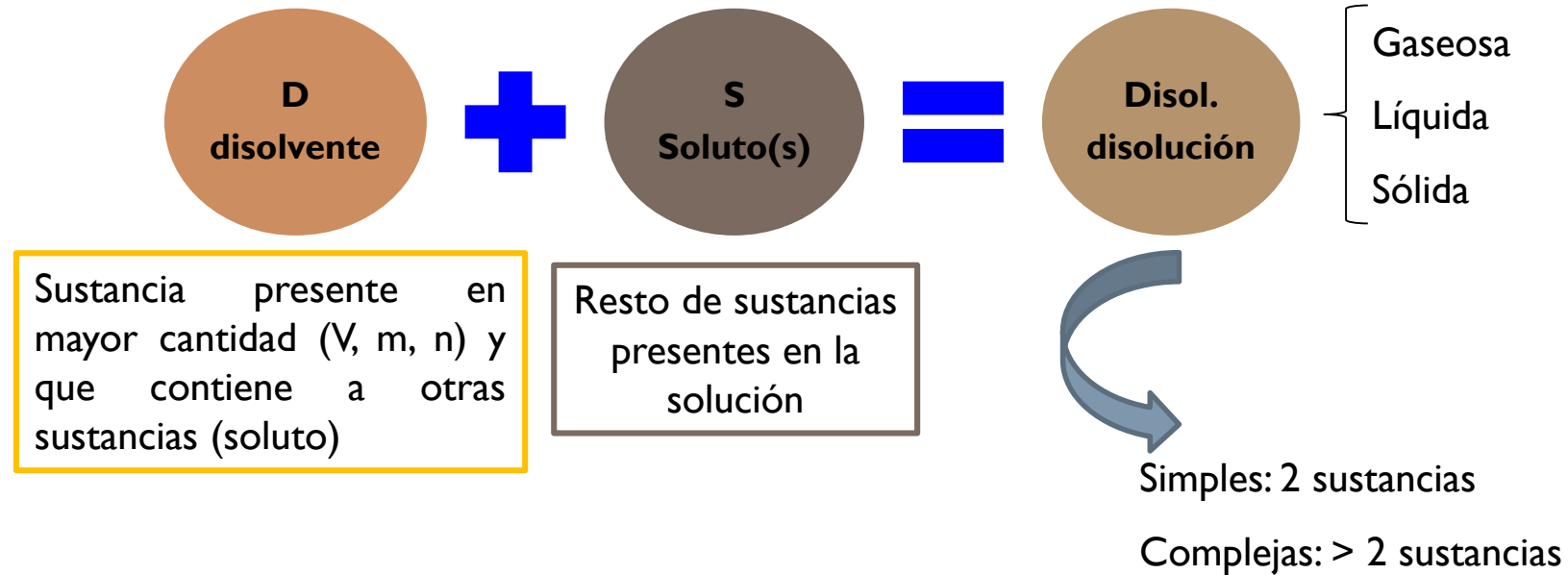
CONTENIDO

Tema 6 Disoluciones

- Disoluciones: disolvente y soluto
- Expresión de la concentración
- Ley de Raoult

❖ Disolvente y soluto

Una **disolución** es una mezcla homogénea, uniforme en aspecto, sabor, color, etc. en todos sus puntos.



Ejemplo de una disolución líquida con soluto sódico y disolvente acuoso

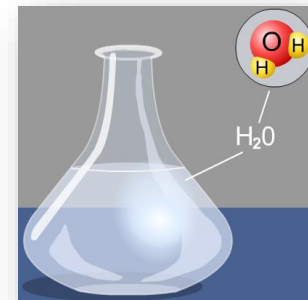
❖ Disolvente y soluto

El proceso de disolver un soluto en un disolvente **no** es una reacción química, aunque sí puede producirse un cambio de temperatura (procesos exotérmicos). Por tanto, el **soluto** y el **disolvente** pueden ser **separados** utilizando sólo **propiedades físicas**: punto de ebullición o punto de fusión.

Las disoluciones más familiares son las **disoluciones líquidas**.

- ❑ **Líquidos miscibles**: líquidos que pueden combinarse en cualquier proporción. Cualquier líquido puede considerarse el disolvente. Ejemplo: el agua y el etanol.
- ❑ **Líquidos inmiscibles**: líquidos que no se disuelven en cualquier proporción los unos con los otros.

Disoluciones acuosas: el agua es el disolvente.



❖ Disolvente y soluto



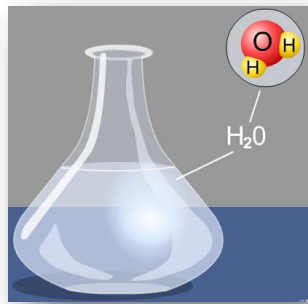
Las disoluciones tienen **composición variable**, es decir, son posibles diferentes proporciones de soluto:disolvente (S:D). Para una temperatura y presión dados:

- ✓ **Disolución insaturada:** disolución que tiene una cantidad menor de soluto que el máximo que pudiera contener.
- ✓ **Disolución saturada:** disolución que tiene la máxima cantidad de soluto que puede contener. Una vez que la disolución está saturada no disuelve más soluto (existe un equilibrio entre el soluto y el disolvente).
- ✓ **Disolución sobresaturada:** contiene un exceso de soluto, es decir, tiene más soluto que el máximo permitido en una disolución saturada. Es inestable y con cualquier perturbación el soluto en exceso precipitará y la disolución quedará saturada.



❖ Disolvente y soluto

Se denomina **solubilidad** a la máxima cantidad de soluto que, a una presión y temperatura dada, puede disolverse en una cantidad determinada de disolvente.



solubilidad

$$= \frac{\text{masa sólido (g)}}{100 \text{ mL } H_2O}$$

$$= \frac{\text{masa sólido (g)}}{100 \text{ g } H_2O}$$

○ Sal (cloruro de sodio, NaCl) en agua.

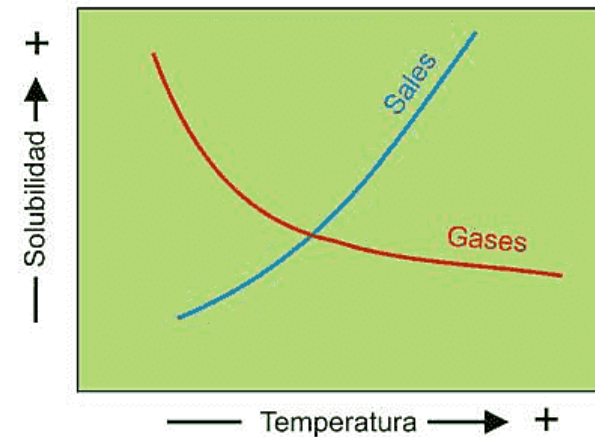
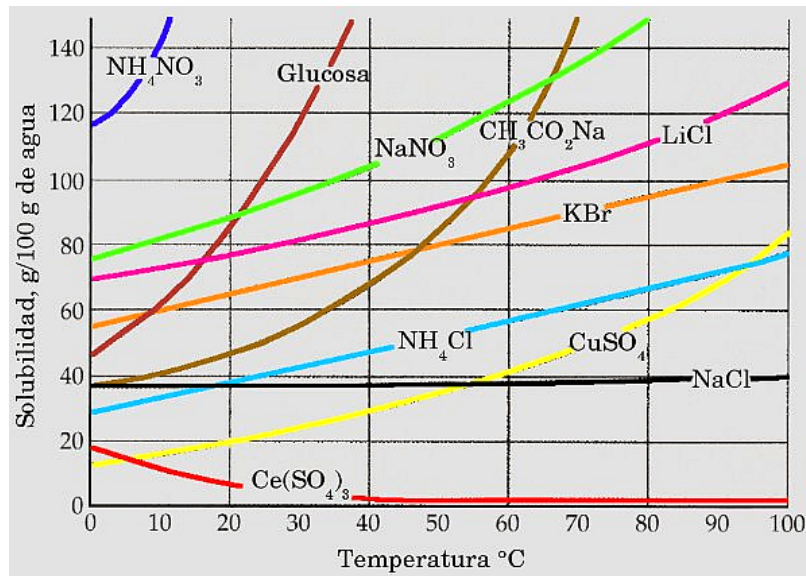
La sal común se disuelve ordinariamente en el agua, de acuerdo a una tasa de 360 g/l, siempre y cuando ésta se encuentre a 20 °C. Lo cual indica que en un litro de agua a dicha temperatura puede disolverse 360 gramos de sal. Si incrementamos la temperatura del agua, dicha cantidad de sal aumentará.

Tema 6. Disoluciones

❖ Efecto de la temperatura

La temperatura (T) de la solución afecta la solubilidad de la mayoría de las sustancias.

- **Sólidas:** la solubilidad se suele incrementar al incrementar la T
- **Gases:** la solubilidad en agua siempre disminuye al aumentar la T



❖ Aleaciones y amalgamas

A las disoluciones sólidas de metales se les llama **aleaciones**. Añadiendo incluso pequeñas cantidades de otro elemento a un metal se provocan cambios en las propiedades del metal mayoritario.



Cuando el metal que actúa como disolvente es el mercurio, estas aleaciones reciben el nombre de **amalgamas** (muy usadas hasta no hace mucho en **odontología**).

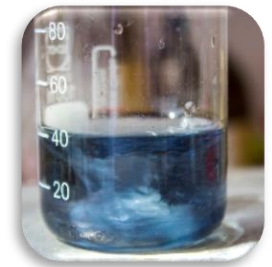
CONTENIDO

Tema 6 Disoluciones

- Disoluciones: disolvente y soluto
- **Expresión de la concentración**
- Ley de Raoult

❖ Expresión de la concentración

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}}$$



□ MOLARIDAD

$$\text{Molaridad} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen disolución (L)}} = \frac{\frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{Mr soluto} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}}{\text{Volumen disolución (L)}}$$

Ejemplo práctico. Se disuelven 20 g de cloruro de calcio, CaCl_2 , en agua hasta completar medio litro de disolución. Calcule su molaridad.

$$M_r(\text{CaCl}_2) = 110,98 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Molaridad (M)} &= \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen disol}} = \frac{20 \text{ g} / 110,98 \text{ g/mol}}{0,5 \text{ L}} \\ &= 0,36 \text{ mol/L} = 0,36 \text{ M} \end{aligned}$$

❖ Expresión de la concentración

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}}$$



❑ **FRACCIÓN MOLAR:** expresa la proporción de los moles de soluto (n_i) con respecto a los moles totales de solución (n_t).

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_t}$$

$$\% m = \frac{n_i}{n_t} \times 100$$

$$\sum_{i=1}^n \chi_i = \chi_1 + \chi_2 + \dots + \chi_n = 1$$



Gracias a que la fracción molar no es función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión.

Ejemplo práctico. Se mezclan 50 g de metanol, CH_3OH , y 50 g de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Calcule la fracción molar de cada uno de ellos.

❖ Expresión de la concentración

Ejemplo práctico. Se mezclan 50 g de metanol, CH_3OH , y 50 g de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Calcule la fracción molar de cada uno de ellos.

En el cálculo de las fracciones molares sólo intervienen los moles (es decir, las masas; si aparecen volúmenes, hay que conocer la densidad para transformarlo a masas).

M_r (metanol, CH_3OH) = 32 g/mol, M_r (etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) = 46 g/mol

$n(\text{metanol}) = 50 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 1,5625 \text{ moles}$

$n(\text{etanol}) = 50 \text{ g} / 46 \text{ g/mol} = 1,087 \text{ moles}$

$$\chi_{\text{metanol}} = 1,5625 \text{ moles} / (1,5625 \text{ moles} + 1,087 \text{ moles}) = 0,59$$

$$\chi_{\text{etanol}} = 1,087 \text{ moles} / (1,5625 \text{ moles} + 1,087 \text{ moles}) = 0,41$$

Como es una mezcla binaria, $\chi_{\text{metanol}} + \chi_{\text{etanol}} = 0,59 + 0,41 = 1$

❖ Expresión de la concentración

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}}$$

❑ **PORCENTAJES:** la composición en tanto por ciento indica cómo están los porcentajes de cada elemento en una cantidad dada de un compuesto.

✓ Porcentaje peso/peso (% p/p)

$$\% \text{ p/p} = \frac{\text{masa soluto en la disolución}}{\text{masa total disolución}} \times 100$$

✓ Porcentaje volumen/volumen (% v/v)

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen soluto en la disolución}}{\text{volumen total disolución}} \times 100$$

✓ Porcentaje peso/volumen (% p/v)

$$\% \text{ p/v} = \frac{\text{masa soluto en la disolución (g)}}{\text{volumen total disolución (mL)}} \times 100$$

❖ Expresión de la concentración

Ejemplo práctico. En un vaso se ponen 2 g de yodo y 250 g de alcohol. Tras agitar, el yodo se disuelve completamente. Calcule la concentración de yodo en la disolución en % peso/peso.

masa de soluto = 2 g (de yodo)

masa de disolución = 2 g (de yodo) + 250 g (de alcohol) = 252 g

$$\% p/p = \frac{2 \text{ g}}{252 \text{ g}} \cdot 100 = 0,79 \%$$

❖ Expresión de la concentración

Ejemplo práctico. Calcule el % en volumen de una disolución preparada mezclando 250 mL de alcohol etílico con agua hasta completar dos litros de disolución.

volumen de etanol (solute) = 250 mL

volumen de disolución = 2 L = 2000 mL

$$\% v/v = \frac{250 \text{ mL}}{2000 \text{ mL}} \cdot 100 = 12,5 \%$$

❖ Expresión de la concentración

Ejemplo práctico. ¿Qué cantidad de hidróxido sódico, NaOH, contiene 1 L de disolución al 30% p/v?

Este tipo de problemas se resuelve dándole la vuelta a la fórmula. Despejando la masa, obtenemos que:

$$\text{Masa soluto (g)} = \frac{\text{Volumen disolución (mL)} \cdot \% \text{ p/v}}{100 \%}$$

$$\text{Masa soluto (g)} = \frac{1000 \text{ mL} \cdot 30\% \text{ (g/mL)}}{100 \%} = 300 \text{ g}$$

❖ Expresión de la concentración

Ejemplo práctico. La disolución de hidróxido sódico, NaOH, al 30% p/v anterior tiene una densidad de 1,2 g/mL. ¿Cuál es su concentración en peso/peso?

En este caso ya sabemos que 1 L de disolución contiene 300 g de NaOH. Pero, ¿cuánto pesa ese litro de disolución?

Como $d = m/V$, se tiene que:

$$m = d \cdot V = 1,2 \frac{g}{mL} \cdot 1000 mL = 1200 g$$

Y aplicando la fórmula de porcentaje (p/p):

$$\% \frac{p}{p} = \frac{300 g NaOH}{1200 g disolución} \cdot 100 = \mathbf{25 \%}$$

❖ Expresión de la concentración

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad total sólido}}$$



❑ **PORCENTAJES:** la composición en tanto por ciento indica cómo están los porcentajes de cada elemento en una cantidad dada de **sólido**.

✓ **Porcentaje peso/peso (% p/p)**

$$\% \frac{p}{p} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa total}} \cdot 100 \qquad \% \frac{p}{p} = \frac{0,005 \text{ g}}{25 \text{ g}} \cdot 100 = 0,02 \%$$

Cuando la cantidad de componente es **muy pequeña** se utilizan las **partes por millón (ppm)**:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{masa total (kg)}} \qquad \text{Concentración} = \frac{5 \text{ mg}}{0,025 \text{ kg}} = 200 \text{ ppm}$$

❖ Expresión de la concentración

Obsérvese que el porcentaje (p/p) y (p/v) no coinciden para una misma disolución. Y eso es un problema a la hora de saber que se tiene entre manos, si no se especifica de manera adecuada:

NOMBRE DEL PRODUCTO: LEJIA CASABLANCA



REFERENCIA: FDSL.C.005

3.- COMPOSICIÓN / INFORMACIÓN SOBRE LOS COMPONENTES

Nombre del componente	Identificador del producto		%
(Hipoclorito de sodio, solución de 50 g. de cloro activo por litro)			
Hipoclorito sódico, solución de 4,6% Cl activo	Nº CAS	7681-52-9	4,6 %
	Nº CE	31-668-3	

El porcentaje peso/volumen es, con los datos que aparecen:

$$\% p/v = \frac{50 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} \cdot 100 = 5 \%$$

Sin embargo, no coincide con el que aparece en la misma información, que es de un 4.6%, *¿por qué?*

❖ Expresión de la concentración

En agua, y para disoluciones diluidas, como $1 \text{ L} \approx 1 \text{ kg}$, se tiene la siguiente equivalencia (en este caso, y solo en éste, el porcentaje peso/peso y peso/volumen coinciden):

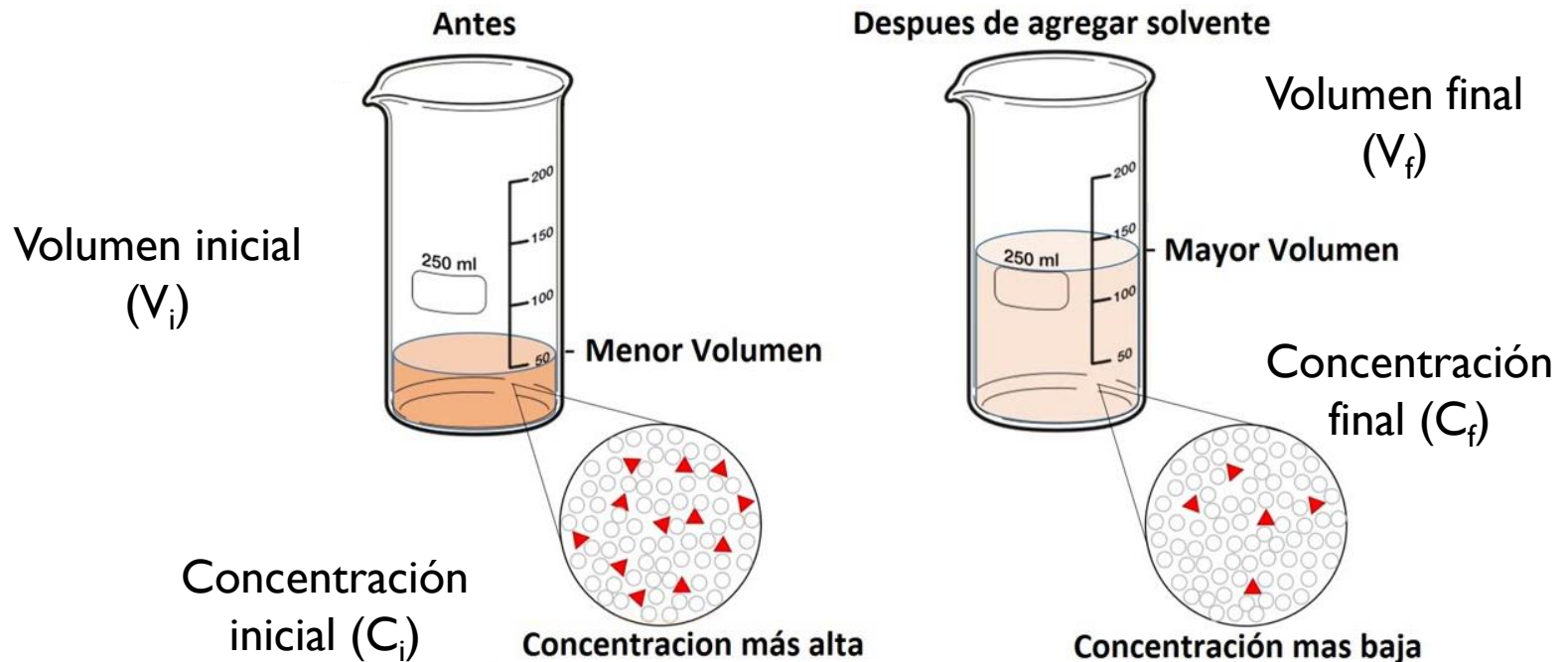
$$ppm = \frac{\text{masa del soluto (mg)}}{\text{masa total (kg)}}$$

siendo ppm las partes por millón (utilizado para concentraciones muy pequeñas).

❖ Expresión de la concentración

Diluciones

Muchas veces las disoluciones se preparan no por disolución de un sólido en el disolvente, sino por dilución de una disolución más concentrada con más disolvente.



❖ Expresión de la concentración

Diluciones

Si tomamos un volumen V_0 de disolución de concentración C_0 y diluimos hasta un volumen final V_f , la concentración en el V_f de dicha disolución será:

masa inicial soluto = masa final soluto

$$V_0 \cdot C_0 = V_f \cdot C_f$$

Aplicando el sentido común, siempre nos debe dar un resultado en el que $C_0 > C_f$ (de lo contrario nos hemos equivocado, bien al aplicar la fórmula, bien en las unidades empleadas).

❖ Expresión de la concentración

Diluciones

Ejemplo práctico. Tenemos 20 mL de una disolución de alcohol en agua al 40 % (v/v). Diluimos añadiendo 60 mL de agua pura. ¿cuál será ahora la concentración de la nueva disolución?

masa inicial soluto = masa final soluto

$$V_0 \cdot C_0 = V_f \cdot C_f$$

$$20 \text{ mL} \cdot 40 \% \text{ (v/v)} = 80 \text{ mL} \cdot C \% \text{ (v/v)}$$

$$C \% \text{ (v/v)} = \frac{20 \text{ mL} \cdot 40 \% \text{ (v/v)}}{80 \text{ mL}} = \mathbf{10 \%}$$

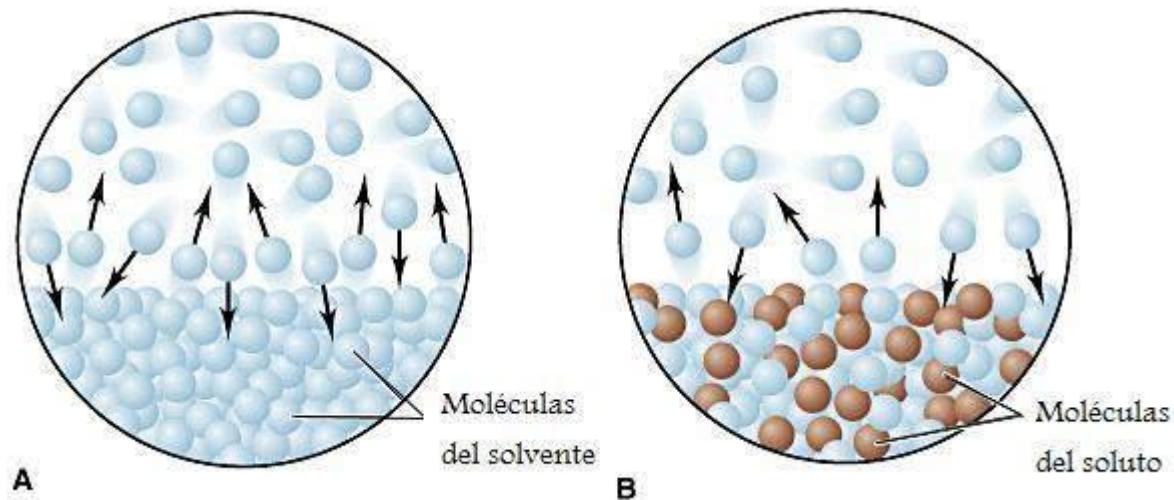
CONTENIDO

Tema 6 Disoluciones

- Disoluciones: disolvente y soluto
- Expresión de la concentración
- Ley de Raoult

❖ Ley de Raoult

Se denominan propiedades coligativas a aquellas propiedades de las disoluciones cuyo valor es independiente de la naturaleza del soluto y sólo depende de su concentración (número de partículas disueltas). Entre las más conocidas se encuentran la elevación del punto de ebullición o la disminución del punto de congelación del disolvente. Otra es la disminución de la presión de vapor que ocurre cuando se agrega soluto a un solvente puro.



❖ Ley de Raoult

Esta ley establece que la presión de vapor de cada componente en una disolución ideal (soluto o disolvente) depende de la presión de vapor de cada componente individual en estado puro y de la fracción molar (concentración) de cada componente en la disolución, según la expresión:

$$P_i = \chi_i \cdot P_i^0$$

donde χ_i es la fracción molar del compuesto i y P_i^0 es la presión de vapor del compuesto puro (es decir, que la presión de vapor crece linealmente con su fracción molar).

Si un soluto tiene una presión de vapor medible, la presión de vapor de dicho soluto en disolución siempre es menor que en estado puro.

❖ Ley de Raoult

Ejemplo práctico. La presión de vapor del agua pura a 120°C es de 1480 mmHg*. ¿Que fracción de etilenglicol debe agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este disolvente hasta 1 atm?

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = \chi_{\text{agua}} \cdot 1480 \text{ mmHg}$$

$$\chi_{\text{agua}} = 760 \text{ mmHg} / 1480 \text{ mmHg} = 0,5135$$

Como es una mezcla binaria,

$$\chi_{\text{agua}} + \chi_{\text{etilenglicol}} = 1$$

por lo que:

$$\chi_{\text{etilenglicol}} = 1 - \chi_{\text{agua}} = 1 - 0,5135 = 0,4865$$

Este es el fundamento de la adición de anticongelante al deposito de agua del coche (aumenta el punto de ebullición, pero también disminuye el punto de congelación).

*La presión de vapor es superior a 760 mmHg (presión atmosférica), porque a 120°C el agua está en estado gaseoso.