



Facultad de Ciencias Exactas y
Naturales y Agrimensura
Universidad Nacional del Nordeste



QUÍMICA GENERAL

Carreras: Bioquímica, Profesorado en Ciencias Químicas y del Ambiente y Licenciatura en Ciencias Químicas

Unidad VIII: Soluciones

Soluciones

Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias que no reaccionan entre sí. La sustancia que se encuentra en mayor proporción se llama **solvente** y las otras se llaman **solutos**.

- Las disoluciones pueden existir en cualquiera de los tres estados de la materia: **gas, sólido o líquido**. El aire de la atmósfera (O_2 , N_2 , CO_2 ,), el acero (Fe, C) o el agua del mar (H_2O , sales) son ejemplos de soluciones.
- La formación de soluciones es un proceso que es **termodinámicamente posible** (aumenta el desorden).

Tipos de Soluciones

De acuerdo **al estado físico de los componentes y de la solución** existen 7 tipos de soluciones.

Estado del soluto	Estado del disolvente	Estado de la solución	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	O ₂ en H ₂ O
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol en H ₂ O
Sólido	Líquido	Líquido	Sal en H ₂ O
Gas	Sólido	Sólido	H ₂ en Pd
Líquido	Sólido	Sólido	Hg en Ag
Sólido	Sólido	Sólido	Ag en Au

En base a la **capacidad de disolver un soluto**, las soluciones pueden ser **saturadas, no saturadas y sobresaturadas**.

Si en una solución no se puede disolver más soluto decimos que la disolución está **saturada**. En algunas condiciones la solubilidad se puede sobrepasar de ese máximo y pasan a denominarse como soluciones **sobresaturadas**. Por el contrario si la disolución admite aún más soluto decimos que se encuentra **insaturada**.

3

Unidades

Unidades		Expresión matemática	Dimensiones
Unidades Físicas: UF	% P/P: porcentaje de peso en peso	$\% p/p = \frac{\text{g soluto}}{100 \text{ g solución}}$	$\frac{\text{g soluto}}{\text{g solución}}$
	% P/V: porcentaje de peso en volumen	$\% p/v = \frac{\text{g soluto}}{100 \text{ ml solución}}$	$\frac{\text{g soluto}}{\text{ml solución}}$
	% V/V: porcentaje de volumen en volumen	$\% v/v = \frac{\text{v soluto}}{100 \text{ ml solución}}$	$\frac{\text{ml soluto}}{\text{ml solución}}$
Unidades Químicas: UQ	Molaridad: M	$M_{\text{solución}} = \frac{\text{mol soluto}}{1 \text{ L solución}}$	$\frac{\text{mol soluto}}{\text{L solución}}$
	Normalidad: N	$N_{\text{solución}} = \frac{\text{eq-g soluto}}{1 \text{ L solución}}$	$\frac{\text{eq-g soluto}}{\text{L solución}}$
	Molalidad: m	$m_{\text{solución}} = \frac{\text{mol soluto}}{1 \text{ kg solvente}}$	$\frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solvente}}$
	Fracción molar: X de una mezcla A+B	$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$ $X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$	Adimensional

Solubilidad. Factores que la afectan

“La solubilidad es la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una cantidad de disolvente a una determinada presión y temperatura”. Se expresa como gramos de soluto por cada 100 gramos de disolvente a una temperatura dada. Ej. La solubilidad de la sal de mesa en agua a 60° es de 32,4 g/100 g de agua.

El grado en que una sustancia se disuelve en otro depende:

- ✓ Interacciones soluto-solvente (fuerzas intermoleculares, unión puente hidrógeno).
- ✓ Presión (en el caso de los gases).
- ✓ Temperatura.

✓ Interacciones soluto-solvente

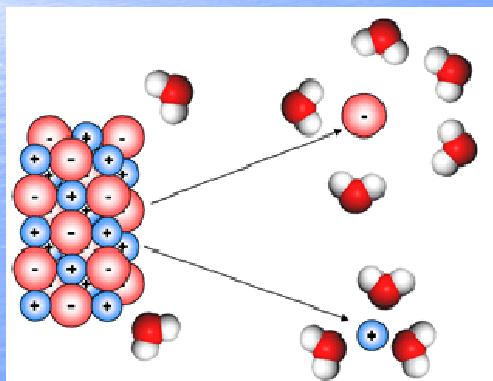
Cualquiera de las fuerzas intermoleculares puede operar entre las partículas de soluto y de disolvente en una solución. Dos sustancias que tienen el mismo tipo y magnitud de fuerzas intermoleculares serán solubles entre sí. Esta generalización suele expresarse como **“lo semejante disuelve a lo semejante”**. Las sustancias no polares son solubles en disolventes no polares; los solutos iónicos y polares son solubles en disolventes polares.

La solubilidad de los compuestos iónicos en agua depende de un equilibrio entre dos fuerzas, ambas de naturaleza eléctrica.

- a) Fuerzas de atracción entre las moléculas de agua y los iones, que tienden a disolver el sólido.
- b) Fuerzas de atracción entre iones con cargas opuestas, que tienden a mantenerlos en estado sólido.

Solubilidad de compuestos iónicos

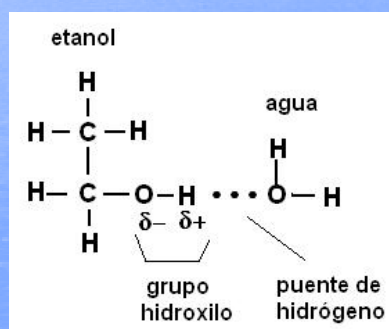
Al agregar NaCl en agua, las moléculas de agua se orientan en la superficie de los cristales de NaCl. Las atracciones ión-dipolo entre los iones Na^+ y Cl^- y las moléculas de agua, tienen la fuerza suficiente para sacar dichos iones de sus posiciones en el cristal.



Solvatación (hidratación) de los iones Na^+ y Cl^-

Influencia de puentes de hidrógeno

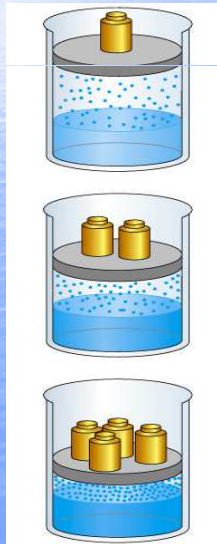
Las interacciones puentes de hidrógeno entre el soluto y el solvente favorecen la solubilidad.



✓ Efecto de la presión

La solubilidad de un gas, aumenta al aumentar la presión del gas sobre el disolvente. En cambio las solubilidades de los sólidos y líquidos no acusan un efecto apreciable de la presión.

La solubilidad de un gas es directamente proporcional a su presión parcial.



La relación entre presión y solubilidad se expresa en una ecuación llamada **Ley de Henry**

$$C_g = k \cdot P_g$$

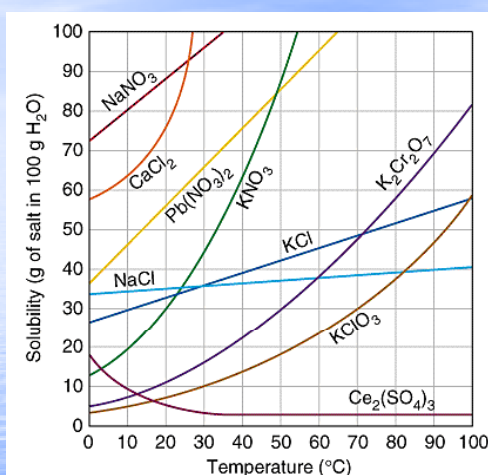
C_g = concentración del gas en la disolución

P_g = presión parcial del gas sobre la disolución

K = constante de proporcionalidad llamada **constante de Henry** (depende del gas, del solvente y de la temperatura).

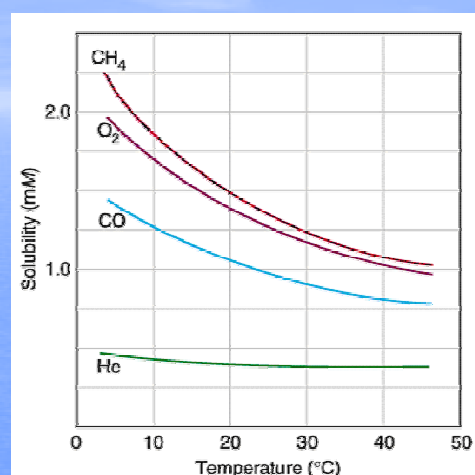
✓ Efecto de la Temperatura

Solubilidad de sólidos en agua



La mayoría de los sólidos aumenta su solubilidad en agua al aumentar la temperatura de la disolución.

Solubilidad de gases en agua

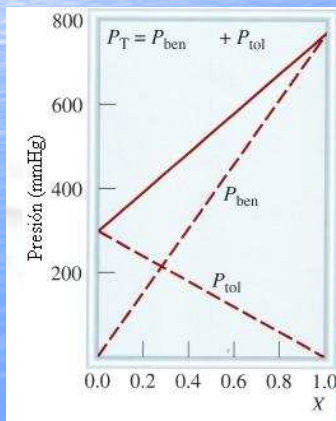
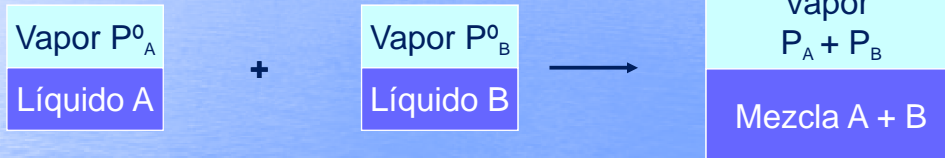


En general la solubilidad de los gases en agua disminuye al aumentar la temperatura, (por eso las bebidas carbonatadas pierden CO_2 cuando se calientan).

Ley de Raoult

La presión de vapor del solvente es directamente proporcional a la fracción molar del solvente en la disolución.

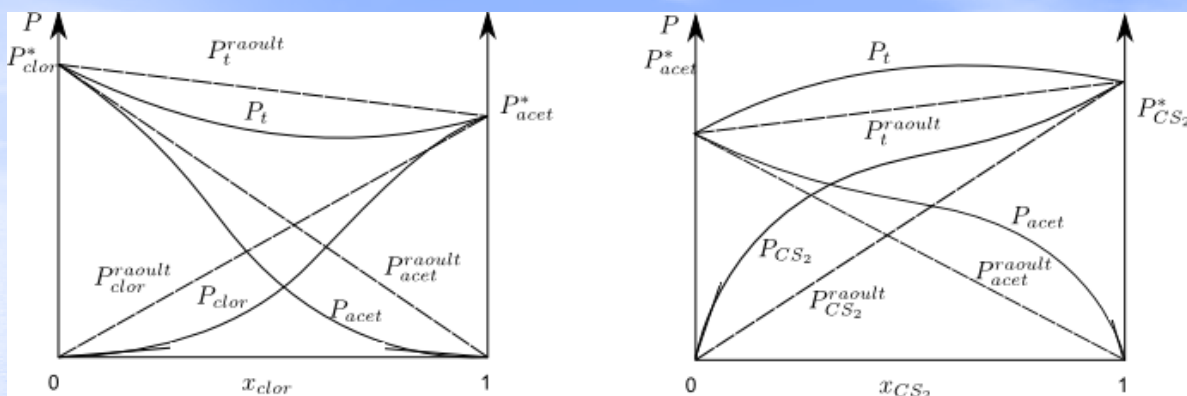
$$P_{\text{Solvente}} \propto X_{\text{Solvente}} \Rightarrow P_{\text{Solvente}} = P_{\text{Solvente}}^0 \cdot X_{\text{Solvente}}$$



$$P_T = P_A + P_B \quad \begin{cases} P_A = P_A^0 \cdot X_A \\ P_B = P_B^0 \cdot X_B \end{cases}$$

Ejemplo: Una mezcla de benceno y tolueno obedece la ley de Raoult. Se dice entonces que esta es una **solución ideal**.

Desviaciones a la Ley de Raoult



Desviaciones negativas

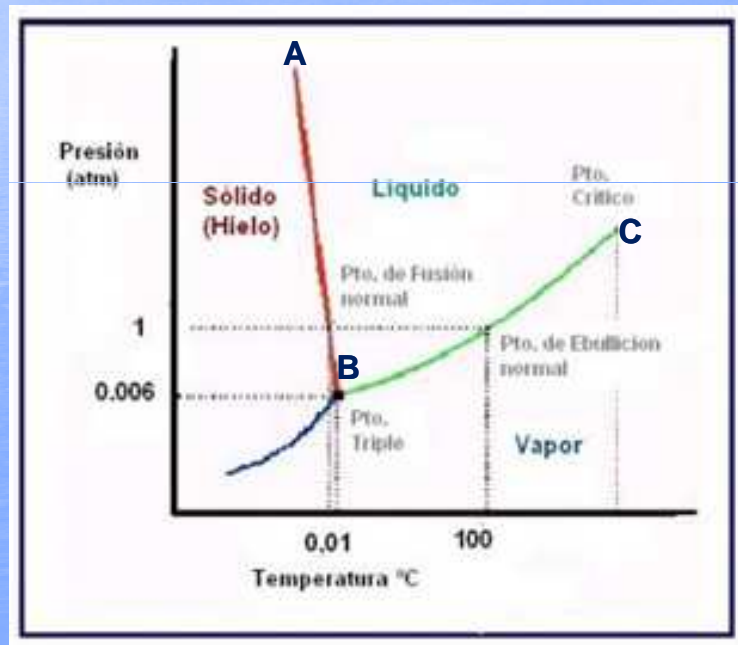
La disolución acetona-cloroformo presenta presiones de vapor **inferiores** a las que predice la Ley de Raoult. Esta desviación es debida a que las **fuerzas intermoleculares son mayores en la disolución** que en los componentes puros.

Desviaciones positivas

La disolución acetona-disulfuro de carbono presenta presiones de vapor **superiores** a las que predice Raoult, debido a que **las fuerzas intermoleculares en la disolución son menores** que en los componentes puros.

Diagrama de fases del agua

El diagrama de fases de una sustancia es un diagrama que indica el equilibrio que existe entre las distintas fases en que se puede presentar una sustancia. Cada curva representa un equilibrio entre dos fases



13

Punto triple. En este punto, la sustancia coexiste en los tres estados, está parcialmente sólida, parcialmente líquida y parcialmente gaseosa. Obsérvese que para valores de presión y temperatura mas bajas que el punto triple la sustancia en cuestión no puede existir en estado líquido y solo puede pasar desde sólido a gaseoso en un proceso conocido como *sublimación*.

Punto crítico. Indica el valor máximo de temperatura en el que pueden coexistir en equilibrio dos fases (líquido y vapor). Representa la temperatura máxima a la cual se puede licuar el gas simplemente aumentando la presión. Gases a temperaturas por encima de la temperatura del punto crítico no pueden ser licuados por mucho que se aumente las presión. En otras palabras, ***por encima del punto crítico, la sustancia solo puede existir como gas.***

Punto de ebullición. Es la temperatura a la que coexisten en equilibrio, los estados líquido y gaseoso a una determinada presión. Los diferentes puntos de ebullición para las diferentes presiones se corresponden con puntos de la curva BC.

El punto de fusión. Es aquel valor de temperatura para el cual coexisten en equilibrio, los estados líquido y sólido a determinada presión. Los diferentes puntos de fusión para las diferentes presiones corresponderían a la curva AB.

Propiedades coligativas de las soluciones

En general, la presencia de un **soluto no volátil** en una solución modifica las propiedades del disolvente, generando nuevas propiedades en las soluciones. Estas propiedades se conocen como **propiedades coligativas**.

Las propiedades *coligativas* sólo dependen del número de partículas de soluto en solución, pero no de la naturaleza de dichas partículas.

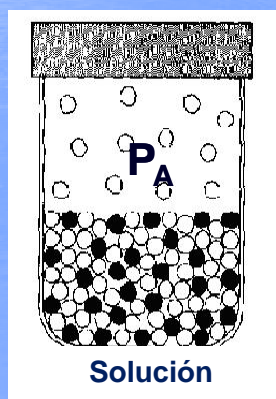
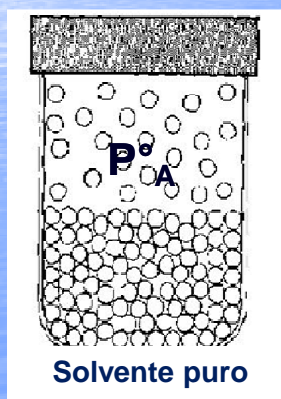
Son 4 las propiedades coligativas:

- ✓ *Disminución de la presión de vapor.*
- ✓ *Elevación del punto de ebullición (ascenso ebulloscópico).*
- ✓ *Disminución del punto de congelación (descenso crioscópico).*
- ✓ *Presión osmótica.*

Disminución de la presión de vapor

De acuerdo a la ley de Raoult, la presión de vapor disminuye en razón directa al número de partículas de soluto disueltas en una solución (fracción molar).

La **presión de vapor** corresponde a la presión que ejercen las moléculas de un líquido para vencer la presión atmosférica y poder escapar en forma de vapor. Esta presión depende de las interacciones que se dan entre las moléculas del líquido.



Ley de Raoult

$$\Delta P = P^{\circ}_A - P_A; \quad P_A = P^{\circ}_A X_A$$

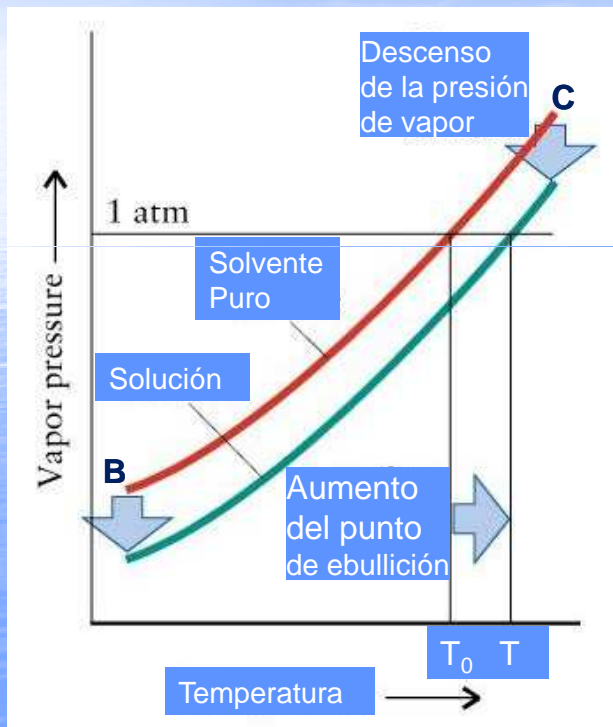
$$\Delta P = P^{\circ}_A - P^{\circ}_A X_A$$

$$\Delta P = (1 - X_A) P^{\circ}_A$$

$$\Delta P = X_B P^{\circ}_A$$

Ascenso ebulloscópico

Es el aumento del P_{eb} que experimenta una disolución respecto a la del disolvente puro, como resultado del agregado de un soluto no volátil.



$$\Delta T_{eb} = T - T_0 = k_{eb} m$$

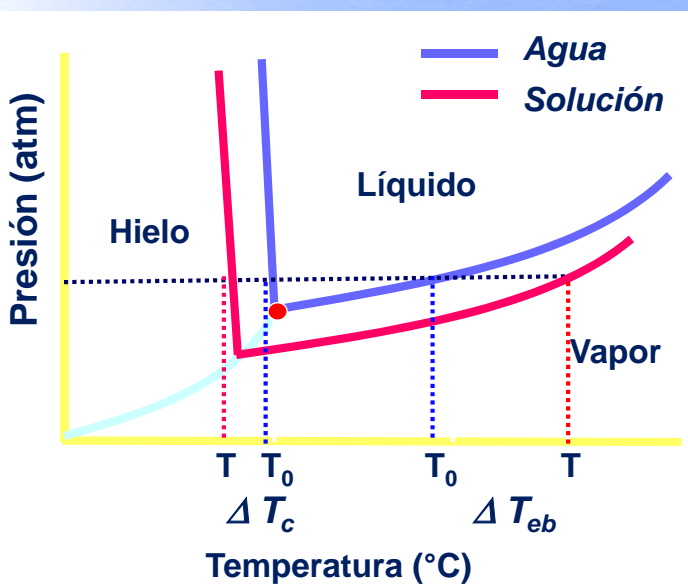
$$\Delta T_{eb} = k_{eb} m$$

$$[k_{eb}] = ^\circ\text{C} \cdot \text{kg}(\text{disolv}) / \text{mol}(\text{solute})$$

k_{eb} = Constante molar de ascenso ebulloscópico. Indica los $^\circ\text{C}$ que aumenta el P_{eb} de un disolvente cuando a 1 Kg del disolvente se le agrega 1 mol de soluto.

Descenso Crioscópico

Es la disminución del P_{fus} que experimenta una disolución respecto a la del disolvente puro, como resultado del agregado de un soluto no volátil.



$$\Delta T_c = T_0 - T = k_c m$$

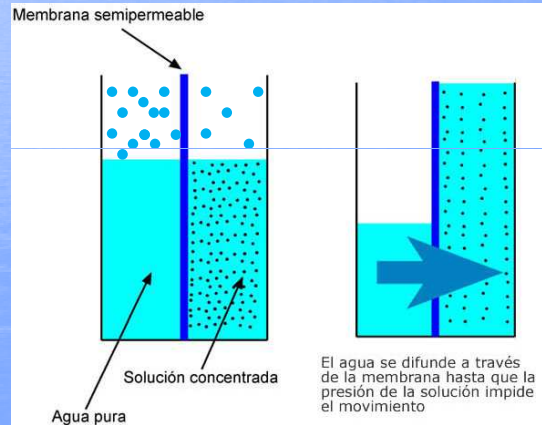
$$\Delta T_c = k_c m$$

$$[k_c] = ^\circ\text{C} \cdot \text{kg}(\text{disolv}) / \text{mol}(\text{solute})$$

k_c = Constante molar de descenso crioscópico. Indica los $^\circ\text{C}$ que desciende el P_{fus} de un disolvente cuando a 1 Kg del disolvente se le agrega 1 mol de soluto.

Osmosis

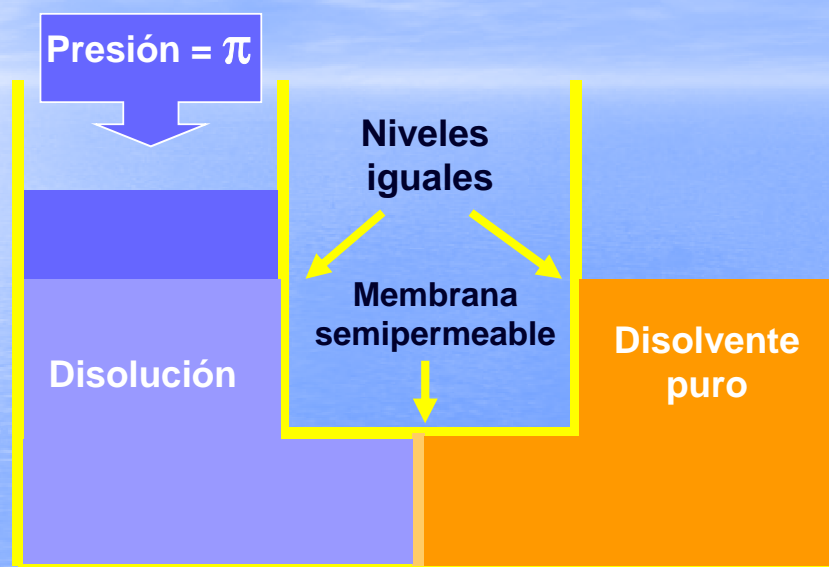
La ósmosis es el paso selectivo de moléculas de disolvente a través de una membrana porosa (semipermeable) desde una solución diluida a una más concentrada. La ósmosis del agua es un fenómeno biológico importante para el metabolismo celular de los seres vivos.



La osmosis ocurre en el sentido indicado debido a que la presión de vapor del agua es mayor a la presión de vapor de una solución.

Presión osmótica (π)

Es la presión necesaria para detener el flujo de solvente.



Para hallar la expresión de π se parte de la ecuación de estado de los gases ideales.



$$\pi = \frac{n_B \cdot R \cdot T}{V}$$

Determinación de masas molares

Las propiedades coligativas de las soluciones se pueden aprovechar para determinar experimentalmente la masa molar de una molécula.

Esto puede hacerse de la siguiente manera:

1. A partir del punto de congelación, se calcula:

ΔT_c = punto de fusión del disolvente - punto de fusión de la disolución.

2. Conociendo k_c (están tabulados), se determina la molalidad: $\Delta T_c = k_c \cdot m \Rightarrow m = \Delta T_c / k_c$

3. Utilizando la definición de molalidad, se calcula la masa molar:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}} = \frac{\text{gramos de soluto/MM}}{\text{Kg de disolvente}}$$
$$MM = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{molalidad} \times \text{Kg de disolvente}}$$

Problema. El agregado de 0,24 g de azufre a 100 g de tetracloruro de carbono disminuye el punto de congelación del solvente en 0,28 °C. ¿Cual es la masa molar y la formula molecular del azufre? $K_c(\text{azufre})=29,8 \text{ K.Kg/mol}$

Problema

El agregado de 0,24 g de azufre a 100 g de tetracloruro de carbono disminuye el punto de congelación del solvente en 0,28 °C. ¿Cual es la masa molar y la formula molecular del azufre? $K_c(\text{azufre})=29,8 \text{ K.Kg/mol}$