

Propiedades coligativas de las disoluciones

Son un conjunto de propiedades del disolvente que varían en una disolución en función de la concentración del soluto son :

Presión de vapor

Punto de ebullición

Punto de congelación

Presión osmótica

Ley de Henry

La presión afecta a la solubilidad de un gas en un líquido mucho más que la temperatura

-Al aumentar la temperatura generalmente disminuye la solubilidad del Gas-Líquido-.

La solubilidad aumenta proporcionalmente a medida que aumenta la presión:

$$C = K \cdot P_{\text{gas}} \quad \text{Siendo:} \quad \begin{cases} C &= \text{Concentración (es su Solubilidad)} \\ P_{\text{gas}} &= \text{Presión parcial del gas sobre la disolución} \\ K &= \text{Constante de Henry} \end{cases}$$

Unidades de presión

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 101.3025 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ mmHg} = 133.322 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ Torr} = 133.322 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ Psi (Libra Fuerza /Pulgada}^2) = 6.894757 \text{ KPa}$$

Leyes de Raoult (Para disoluciones diluidas)

La presión de vapor para un disolvente en una disolución es igual a la presión de vapor del disolvente puro multiplicada por la fracción molar del mismo en la disolución.

$$P_d = P_d^0 \cdot X_d \quad \text{Siendo:} \quad \begin{cases} P_d &= \text{Presión de vapor (presión parcial) del disolvente} \\ P_d^0 &= \text{Presión de vapor del disolvente puro} \\ X_d &= \text{Fracción molar del disolvente} \end{cases}$$

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} \quad ,, \quad X_s = \frac{P_0 - P_v}{P_0} \quad ,, \quad \text{Como} \quad X_A + X_B = 1 \Rightarrow P_A < P_A^0$$

Ascenso ebulloscópico:

$$\Delta T = K_e \cdot m \quad \begin{cases} \Delta T &= \text{Ascenso ebulloscópico (en } ^\circ\text{C o en K)} \\ K_e &= \text{Constante ebulloscópica (K} \cdot \text{Kg} \cdot \text{mol}^{-1}) \\ m &= \text{Concentración molar del soluto (mol} \cdot \text{Kg}^{-1}) \end{cases}$$

Descenso crioscópico:

$$\Delta T = K_c \cdot m \quad \begin{cases} \Delta T &= \text{Descenso crioscópico (en } ^\circ\text{C o en K)} \\ K_c &= \text{Constante crioscópica (K} \cdot \text{Kg} \cdot \text{mol}^{-1}) \\ m &= \text{Concentración molar del soluto (mol} \cdot \text{Kg}^{-1}) \end{cases}$$

a

Presión osmótica:

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \left\{ \begin{array}{l} \pi = \text{Presión osmótica (en atm.)} \\ V = \text{Volumen de la disolución (en L)} \\ n = \text{Moles de soluto (mol)} \\ R = \text{Constante de los gases (0,0082 atm. ·L ·mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \text{)} \\ T = \text{Temperatura absoluta (en K)} \end{array} \right.$$

Propiedades coligativas de los electrolitos:

Electrolitos débiles: Factor de Van't Hoff : $i > 1$

$$i = \frac{\Delta T_{real}}{\Delta T_{nondisociado}} = \frac{\Delta T(medido)}{\Delta T(esperado)} = \frac{K \cdot m(efectiva)}{K \cdot m(no\ min\ al)} = \frac{m(efectiva)}{m(no\ min\ al)}$$

Ejemplo:

En una disolución acuosa 0,001 m de urea, la disminución del punto de congelación

prevista es: $\Delta T = K_c \cdot m$; $\Delta T = -1,86 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{m}^{-1} \cdot 0,001\text{m} = -0,0186 \text{ }^{\circ}\text{C}$

Si la disolución es de NaCl el punto de congelación es de $-0,0361$; la constante i sería:

$$i = \frac{\Delta T(medido)}{\Delta T(esperado)} = \frac{-0,0361}{-0,0186} = 1,94$$

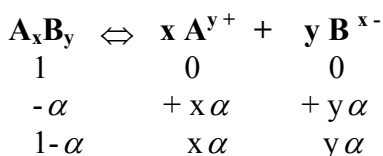
Es decir que para solutos no electrolíticos como: glucosa, sacarosa, urea, glicerina, etc.

$i = 1$

Para fuertes $i \cong$ al número de iones en que se disocia; $\text{NaCl} = 2$, $\text{MgCl}_2 = 3$, ... Por tanto:

$$T_{real} = K_c \cdot m_{efectiva} = i \cdot K \cdot m_{nominal} \text{ es decir: } i = \frac{\Delta T}{K \cdot m}$$

Con electrolitos débiles, α = al grado de ionización. Una molécula formará p iones; 1 mol dará: $p \cdot \alpha$ moles de iones, quedando sin reaccionar $(1 - \alpha)$ moles ... p.e.: Si tenemos n moles de $A_x B_y$ se disociarán en p iones, tendremos:



$n(1-\alpha)$ $n x \alpha$ $n y \alpha$ El total $n(1-\alpha + x\alpha + y\alpha)$, como $P = x + y \Rightarrow y = p - x$
 $n[1-\alpha + x\alpha + (p-x)\alpha] \Rightarrow n[1-\alpha + x\alpha + p\alpha - x\alpha] \Rightarrow n(1-\alpha + p\alpha) =$
 $n(1 + p\alpha - \alpha) = n[1 + \alpha(p-1)] \Rightarrow i = [1 + \alpha(p-1)]$

Por tanto para electrolitos débiles:

$$i = \frac{\Delta T}{K \cdot m} \text{,, } i = [1 + \alpha(p-1)] \text{,, } \alpha = \frac{i-1}{p-1} \text{,, } i \cdot X_s = \frac{P_0 - P_v}{P_0} \text{,, } \Delta T_e = i \cdot K_e \cdot m \text{,,}$$

$$\Delta T_c = i \cdot K_c \cdot m \text{,, } \pi \cdot V = i \cdot n \cdot R \cdot T$$

Electrolitos fuertes: Coeficiente de Bjerrum: g ; $g < 1$

Siendo p el nº de iones $g = \frac{i}{p}$; por tanto $\Delta T = i \cdot K_e \cdot m \Rightarrow$

$$\Delta T = g \cdot p \cdot K_e \cdot m \Rightarrow g = \frac{\Delta T}{p \cdot K \cdot m}$$