

Propiedades Coligativas

Son propiedades de las disoluciones, que dependen del número de partículas, y no de la naturaleza de estas. Es decir son propiedades comunes a todas las disoluciones que varían en función de la concentración de soluto, pero que aparecen independientemente de cual sea el soluto que aparece en la disolución.

Fracción molar: Es unidad química para expresar la concentración de una solución en fracciones de soluto o solvente por cm^3 de solución. O también puede ser la relación que se establece el número de moles.

PROPIEDADES COLIGATIVAS SON:

*LEY DE RAOULT

La disminución relativa de la presión de vapor de un líquido volátil, al disolver en él un soluto no salino es igual a la fracción molar de ese soluto. Equivale a decir que la presión de vapor parcial de un líquido volátil (p) en una solución, es igual a su fracción molar (C) multiplicada por la presión de vapor de ese líquido puro (p_o).

$$p = C p_o$$

Las soluciones que cumplen esta ley se denominan soluciones ideales.

Generalmente son soluciones diluidas.

Ejemplo:

*DISMINUCION DEL PUNTO DE CONGELACION

La disminución del punto de congelación de una solución (ΔT_c), con respecto al punto de congelación del solvente puro, al disolver en él un soluto no salino, está dada por:

$$\Delta T_c = m K_c$$

Donde:

m es la molaridad y

ΔT_c es la constante crioscópica del solvente. También se le denomina constante molar del punto de congelación.

*AUMENTO DEL PUNTO DE EBULLICION

El aumento del punto de ebullición de una solución (ΔT_e), con respecto al punto

de ebullición del solvente puro, al disolver en él un soluto no salino y no volátil,

está dado por:

$$\Delta T_e = m K_e$$

Donde:

m es la molaridad y

ΔT_e es la constante ebulloscópica del solvente. También se le denomina constante molar del punto de ebullición.

Ejemplo:

COMPOSICIÓN DEL VAPOR

Calcula las fracciones molares de heptano y de octano en el vapor que está en equilibrio con la disolución en el ejemplo anterior.

PLANTEAMIENTO

La fracción molar de un componente en una mezcla gaseosa es igual a la razón entre su presión parcial y la presión total. En el ejemplo anterior calculamos la presión parcial de cada componente en el vapor y el de la presión de vapor total.

SOLUCIÓN

En el vapor

$$X_{\text{heptano}} = \frac{P_{\text{heptano}}}{P_{\text{total}}} = \frac{18.4 \text{ torr}}{43.2 \text{ torr}} = 0.426$$

$$X_{\text{octano}} = \frac{P_{\text{octano}}}{P_{\text{total}}} = \frac{24.8 \text{ torr}}{43.2 \text{ torr}} = 0.574$$

***PRESION OSMOTICA**

Si una solución y su solvente puro están separados por una membrana semipermeable que deja pasar solamente a las moléculas de solvente, el resultado neto es el paso de solvente a la solución. Este fenómeno se denomina ósmosis.

La presión osmótica, es la presión que se debe aplicar a la solución para que no ocurra la ósmosis. Es decir, el resultado neto no indique paso del solvente a través de la membrana semipermeable.

Van't Hoff determinó que para soluciones diluídas, la presión osmótica (p), satisface la siguiente relación:

El sistema alcanza el equilibrio cuando el exceso de presión del lado de la solución concentrada, presión osmótica, alcanza el valor

$$p V = n R T$$

Donde:

V es el volumen de la solución [l]

n es el número de moles de soluto

R es la constante universal de los gases ideales (= 0,082 [atm·l/mol·°K])

T temperatura absoluta [°K]

expresión válida para soluciones diluidas ideales, donde c es la molaridad del soluto. La presión osmótica es la presión necesaria para evitar el pasaje de solvente. Esta presión, como ilustra la figura, la ejerce la solución contra el solvente puro.

Ejemplo:

DE TERMINACIÓN DE LA MASA MOLAR A PARTIR DE MEDIDAS OSMÓTICA

Se prepara una muestra de 50.00 mL de una solución acuosa que contiene proteína del plasma sanguíneo, seroalbúmina humana. La disolución tiene una π de 5.85 mmHg a 298 K. ¿Cuál es la masa molar de la albúmina?

SOLUCIÓN

Primero es necesario expresar la presión osmótica en atmósferas

$$\pi = 5.85 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 7.70 \times 10^{-3} \text{ atm}$$

Ahora se puede despejar la ecuación, esto es con el número de moles de soluto por la masa del soluto (m) dividida por la masa molar ($\mathcal{M}$) y se obtiene $\mathcal{M}$.

$$\pi = \frac{(m / \mathcal{M}) RT}{V} \quad \text{y} \quad \mathcal{M} = \frac{m RT}{\pi V}$$

$$\mathcal{M} = \frac{1.08 \text{ g} \times 0.08206 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298 \text{ K}}{7.70 \times 10^{-3} \text{ atm} \times 0.0500 \text{ L}} = 6.86 \times 10^4$$

!

!

solvente

O soluto