

Soluciones

Una solución líquida es un sistema homogéneo formado por dos o más componentes.

El soluto puede ser **volátil** o **no volátil**. Si es no volátil, puedo asegurar que en un equilibrio no va a tener tendencia a pasar a fase vapor.

El soluto también se puede clasificar como **iónico** (electrolito) o **no iónico** (no electrolito). Esto me sirve para analizar sus propiedades coligativas. La magnitud de estas propiedades va a depender del número de partículas disueltas de soluto y no de la naturaleza de dicho soluto. Las propiedades coligativas son

- Descenso de la presión de vapor
- Ascenso ebulloscópico
- Descenso crioscópico
- Presión osmótica

Factor de van't Hoff

Para estudiar estas propiedades coligativas se hace uso del *factor i*. Es la suma de los coeficientes estequiométricos que resultan de la disociación del electrolito.

Propiedades coligativas

Descenso de la presión de vapor

La presión de vapor de una solución es menor que la del solvente puro.

Si se tiene un solvente puro, las moléculas líquidas pasan a la fase de vapor hasta llegar al equilibrio. Si se agrega un soluto no volátil, sucederá lo mismo. La diferencia es que en el segundo caso habrá menos moléculas de solvente en la superficie. Entonces, la velocidad de evaporación será menor, con la consiguiente menor presión de vapor.

A mayor cantidad de partículas de soluto, menor será la presión (mayor disminución de presión de vapor).

Hay un modelo matemático que permite estudiar esta propiedad coligativa. Recordemos...

$$P_{v,solucion} = P_{v,solvente} + P_{v,soluto} = P_{v,solvente}$$

porque el soluto es no volátil.

Ley de Raoult

$$p = x_{sv}p^o$$

p : presión de vapor de la solución p° : presión de vapor del solvente puro x_{sv} : fracción molar del solvente

Para saber si una solución es ideal, debe cumplir la Ley de Raoult.

Podemos desarrollar un poco más sobre la Ley de Raoult para llegar a expresiones más útiles. El desarrollo está en los slides de la presentación, yo voy a copiar los resultados directamente.

Para calcular la fracción molar, es importante recordar que en los solutos electrolitos, hay que multiplicar el número de moles porque el factor de van't Hoff. En realidad, se le pone a todos el factor de van't Hoff, pero solamente en los electrolitos puede dar distinto de 1.

Ascenso ebulloscópico

La temperatura de ebullición de la solución es mayor que la del solvente puro.

Una solución ebulle cuando su presión de vapor es igual a la exterior, si tiene soluto, esta disminuye y habrá que calentar aún más la solución. Por ende, aumenta su temperatura de ebullición.

Esto se expresa como

$$T_{eb} - T_{eb}^\circ = \Delta T_{eb} = K_{eb}m$$

- m : molalidad de la solución. Esta no varía con la temperatura.
- K_{eb} : constante ebulloscópica. Se define como el ascenso ebulloscópico de una solución 1 molal. Depende solamente del solvente y está tabulada en el cap. 14 del Whitten. *Constante de elevación del punto de ebullición*

Descenso crioscópico

La temperatura de congelación de una solución es menor que la del solvente puro.

Aca decidieron redefinir el Δ para que les dé positivo, porque lo llamaron descenso y no ascenso...

$$T_c^\circ - T_c = \Delta T_c = K_c im$$

- m : molalidad de nuevo
- K_c : constante crioscópica. Se define como el descenso crioscópico de una solución de 1 molal. Está tabulada en el cap. 14 del Whitten.

Presión osmótica

Esto se da cuando se tiene un solvente puro y una solución o bien dos soluciones de diferente concentración. Solo se da a través de una membrana semipermeable.

$$\pi = iMRT$$

- π : presión osmótica
- M : molaridad (ya que es a temperatura constante)
- R : constante de los gases ($0,082 L \cdot atm \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)