

MÁQUINAS TÉRMICAS I

Las *propiedades coligativas* dependen de la cantidad de moléculas de soluto, pero los efectos se producen únicamente sobre el disolvente.

Estas propiedades son:

1. Abatimiento de la presión de vapor.
2. Ascenso ebulloscopio.
3. Descenso crioscópico
4. Presión osmótica.

1 - Abatimiento de la presión de vapor

La presión de vapor depende de la facilidad con que las moléculas que se hallan en la superficie escapan. Cuando un soluto se disuelve en un líquido, parte del volumen total de la solución es ocupada por moléculas de soluto, y por lo tanto, hay menos moléculas por unidad de área en la superficie. Como resultado, las moléculas de disolvente se evaporan a una velocidad menor. Esto ocasiona el descenso de presión de vapor del disolvente.

Ley de Raoult:

$$P = X \cdot P_0 \quad \text{donde } X = \text{fracción molar del disolvente en la solución}$$

P_0 = presión del vapor del disolvente puro.
 P = presión del vapor del disolvente en la solución.

Cuando X disminuye menor es la presión de vapor del disolvente en la solución.

2 - Ascenso ebulloscopio

Punto de ebullición: temperatura a la cual la presión de vapor se iguala a la presión aplicada en la superficie libre del líquido. Para líquidos en recipientes abiertos, ésta es la presión atmosférica, entonces estamos en presencia del *Punto de ebullición Normal* donde la presión del vapor se hace igual a 1 atm.

Como la presión del vapor de una solución es menor que la presión del disolvente puro, la solución deberá calentarse a mayor temperatura para que su presión de vapor iguale a la atmosférica.

Ley de Raoult

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

dónde

ΔT_b : elevación del punto de ebullición del disolvente

K_b : constante molar de elevación del p. de ebul.

m : molaridad del soluto.

La elevación del punto de ebullición es proporcional al número de moles de soluto disueltos en una masa determinada de disolvente. Se utiliza la molaridad porque es independiente de la temperatura. K_b depende del disolvente.

3- Ascenso crioscópico

Las moléculas de los líquidos se acercan más entre sí cuando la temperatura desciende. El punto de congelación de un líquido es la temperatura en la cual las fuerzas de atracción entre las moléculas son bastante fuertes para ocasionar un cambio de fase del líquido al estado sólido.

Las moléculas del disolvente en una solución están ligeramente más separadas entre sí (debido a las partículas de soluto) que en un disolvente puro. La temperatura de la solución debe abatirse por debajo del punto de congelación del disolvente puro para congelarse.

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

Los fenómenos mencionados, son necesarios conocerlos porque en la práctica nos encontramos con equipos que funcionan con soluciones a las cuales se debe concentrar en soluto y el producto final tiene un punto de ebullición distinto al solvente puro, caso de los evaporadores.

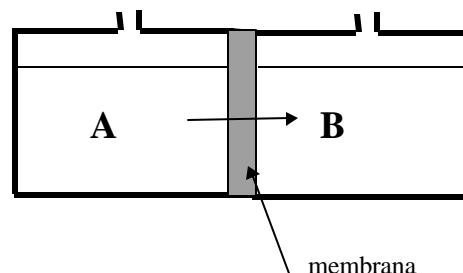
En otros casos, por ejemplo cuando se requiere enfriar por debajo de 0 °C, es necesario usar alguna solución de agua con otro elemento (en el caso que vamos a analizar alcohol etílico) porque si tenemos solamente agua, ésta se solidifica a 0°C, por lo tanto no podremos utilizarla pura como fluido de transporte.

Se suelen usar: *agua-glicol* , *agua-alc. metílico* , y en el caso de productos alimenticios (los anteriores son venenosos) se utiliza *agua-etanol*.

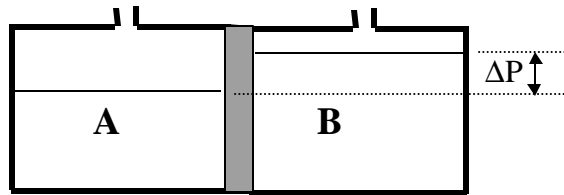
Otro concepto importante es que cuando la presión sobre un solvente puro disminuye ésta igualará con su presión de vapor , a una temperatura menor. Es por ello que al aumentar la presión en una caldera aumenta el punto de ebullición y al disminuir la presión (el condensador de una turbina de vapor por ejem.) disminuye el punto de ebullición.

4- Presión Osmótica

Cuando se tiene de un lado de una membrana semipermeable un solvente puro **A** y del otro lado una solución **B** .

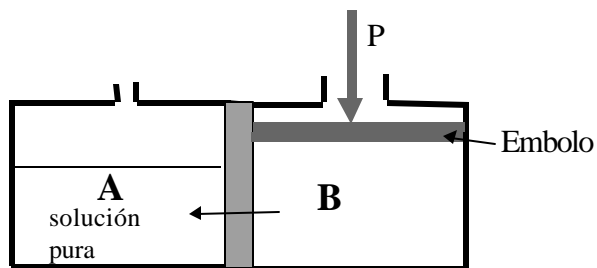


las moléculas del solvente pasan hacia la solución **B** tratando de diluirla más. Este fenómeno se conoce como separación por membranas, esto crea una presión sobre la solución **B** y eleva su nivel con respecto a la del solvente **A**.



Ese **DP** se conoce como *presión osmótica*. Este concepto nos indica que si aplicamos una presión **DP** a **B** el solvente puro pasará a **A**. Esto es una inversión del fenómeno de ósmosis, y se lo conoce como *ósmosis inversa*.

Este proceso es el que se usa para obtener solventes puros, que puede ser agua pura partiendo de soluciones.



Para obtener más superficie de pared permeable, a la solución se la hace pasar por un tubo semipermeable a presión, y del lado exterior se obtiene el agua pura.

