



GUÍA DE APRENDIZAJE

Profesor: Pablo Ramírez

Asignatura / Curso: Química / 2do. Medio.

Propiedades coligativas de las soluciones.

Las propiedades coligativas son propiedades que dependen sólo del número de partículas de soluto en la solución y no de la naturaleza de las partículas del soluto. Todas estas propiedades tienen un mismo origen, todas dependen del número de partículas de soluto presentes, independientemente que sean tomos, iones o moléculas.

Las propiedades coligativas no guardan ninguna relación con el tamaño ni con cualquier otra propiedad de los solutos. Son función sólo del número de partículas y son resultado del mismo fenómeno: el efecto de las partículas de soluto sobre la presión de vapor del disolvente.

Las propiedades coligativas son:

- Disminución de la presión de vapor.
- Aumento del punto de ebullición.
- Disminución del punto de congelación.
- Presión osmótica.

Disminución de la presión de vapor:

La presión de vapor (P) de un líquido se relaciona justamente con la tendencia que tienen las moléculas a escapar de la superficie de un líquido. La presión de vapor es una medida de la volatilidad de una sustancia; es decir, de su capacidad para pasar de un estado líquido o sólido a un estado gaseoso.

Si un soluto es no volátil (es decir, no tiene una presión de vapor que se pueda medir), la presión de vapor de sus disoluciones siempre es menor que la del disolvente puro. Así, la relación entre la presión de vapor de la disolución y la presión de vapor del disolvente puro depende de la concentración del soluto en la disolución.

Esta relación se expresa por la ley de Raoult, que establece que “la presión parcial de un disolvente en una disolución, P_A , está dada por la presión de vapor del disolvente puro P_A° , multiplicado por la fracción molar del disolvente en la disolución, X_A .”

$$P_A = P_A^\circ \cdot X_A$$

Donde P_A es la presión parcial del componente A, P_A° es la presión de vapor del componente A puro, y X_A es la fracción molar del componente A en la disolución.

Cuando se añade a un disolvente un soluto no volátil obtendremos una disolución; en ese caso a las moléculas del disolvente les será más difícil abandonar el seno de la disolución, por ende, la presión de vapor será menor, pues la cantidad de moléculas de disolvente en fase de vapor disponibles, será menor y ejercerán una menor presión.

Elevación del punto de ebullición

El punto de ebullición de una sustancia es la temperatura a la cual su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica. En ese momento las moléculas tienen la energía suficiente como para debilitar las interacciones que las mantienen atrapadas en la fase líquida y escapar a la fase gaseosa, transformándose, de esta manera, la sustancia líquida en un gas.

Cualquier disminución en la presión de vapor (como al añadir un soluto no volátil) producirá un aumento en la temperatura de ebullición. La adición del soluto hace que aumente la temperatura de ebullición de la disolución respecto al solvente puro, es decir, al agregar moléculas o iones a un disolvente puro, la temperatura en el que éste entra en ebullición es más alto. Por ejemplo, el agua pura a presión atmosférica ebulle a 100° C, pero si se disuelve algo en ella el punto de ebullición sube algunos grados centígrados.

La diferencia que existe entre el punto de ebullición de la disolución respecto a la del disolvente puro se expresa como:

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T^{\circ}_{eb}$$

Donde, ΔT_{eb} es la variación de la temperatura o punto de ebullición de la disolución (T_{eb}) respecto al punto de ebullición del solvente puro medido a 1 atm de presión (T°_{eb}).

Esta diferencia, ΔT_{eb} , es directamente proporcional a la concentración del soluto en la disolución y a la molalidad de la disolución y se demuestra en la ecuación:

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

*Donde k_{eb} es una constante de proporcionalidad que depende del disolvente y se denomina constante molal de ascenso ebulloscópico o simplemente **constante ebulloscópica**; y m es la molalidad de la disolución. La constante ebulloscópica se expresa en $[\text{°C} \cdot \text{m}^{-1}]$ y su valor representa el aumento del punto de ebullición de una disolución 1 m (1 molal) de un soluto no volátil, respecto al solvente puro. La siguiente tabla muestra las temperaturas de ebullición (a 1 atm) y las constantes ebulloscópicas de algunos disolventes comunes.*

Disolvente	$T^{\circ}_{eb}[\text{°C}]$	$k_{eb}[\text{°C} \cdot \text{m}^{-1}]$
Agua (H ₂ O)	100,0	0,52
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	76,8	1,22
Éter etílico (C ₄ H ₁₀ O)	34,5	2,02
Benceno (C ₆ H ₆)	80,1	2,53
Ácido acético (CH ₃ COOH)	117,9	2,93
Fenol (C ₆ H ₅ OH)	181,7	3,56
Cloroformo (CHCl ₃)	61,2	3,63

La constante ebulloscópica es característica de cada disolvente (no depende de la naturaleza del soluto) y para el agua su valor es $0,52 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{m}^{-1}$. Esto significa que una disolución molar de cualquier soluto no volátil en agua manifiesta una elevación ebulloscópica de $0,52 \text{ }^\circ\text{C}$.

Descenso del punto de congelación

El punto de congelación de una disolución es la temperatura a la cual se comienzan a formar los primeros cristales de disolvente puro en equilibrio con la disolución.

La temperatura de congelación de las disoluciones es más baja que la temperatura de congelación del disolvente puro. La congelación se produce cuando la presión de vapor del líquido iguala a la presión de vapor del sólido. Al igual que con la temperatura de ebullición, el punto de congelación es proporcional a la concentración del soluto en la disolución y a esa constante de proporcionalidad se le denomina constante molal de descenso crioscópico o constante crioscópica. Su expresión matemática es similar a la del proceso anterior:

$$\Delta T_C = K_C \cdot m$$

Donde K_C es la constante crioscópica; y ΔT_C es la variación del punto de congelación de la disolución (T_C) respecto a la del solvente puro en condiciones normales (T°_C), o sea:

$$\Delta T_C = T^\circ_C - T_C$$

Para el agua, el valor de K_C es $1,86 \text{ }^\circ\text{C}/\text{m}^{-1}$. Esto significa que las disoluciones molales ($m=1$) de cualquier soluto en agua congelan a $-1,86 \text{ }^\circ\text{C}$.

La siguiente tabla muestra las temperaturas de congelación de algunas sustancias y sus respectivas constantes crioscópicas.

Disolvente	$T^\circ_f [^\circ\text{C}]$	$k_c [^\circ\text{C} \cdot \text{m}^{-1}]$
Agua (H_2O)	0,0	1,86
Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)	-114,6	1,99
Éter etílico ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$)	-116,2	1,79
Cloroformo (CHCl_3)	-63,5	4,90
Benceno (C_6H_6)	5,5	5,12

Presión osmótica

La ósmosis es la tendencia que tienen los solventes a ir desde zonas de menor concentración hacia zonas de mayor concentración de soluto. El efecto puede pensarse como una tendencia de los solventes a "diluir". Es el pasaje espontáneo de solvente desde una solución más diluida (menos concentrada) hacia una solución menos diluida (más concentrada), cuando se hallan separadas por una membrana semipermeable. Esto se hace posible por la diferencia de las presiones de vapor de ambas disoluciones:

mayor en aquella con menor proporción del soluto no volátil, y menor en la de mayor proporción del soluto.

Se define la presión osmótica como la tendencia a diluirse de una disolución separada del disolvente puro por una membrana semipermeable. Un soluto ejerce presión osmótica al enfrentarse con el disolvente sólo cuando no es capaz de atravesar la membrana que los separa. La presión osmótica de una disolución equivale a la presión mecánica necesaria para evitar la entrada de agua cuando está separada del disolvente por una membrana semipermeable.

De aquí se deduce que el paso de sustancia de un lado a otro de la membrana se debe a esta diferencia de presión, la llamada presión osmótica, la cual se deriva de la ecuación de estado del gas ideal. Su expresión matemática se obtiene dividiendo ambos términos por el volumen y sustituyendo P por π que es la simbología utilizada para presión osmótica. Así nos queda que:

$$\pi = R \cdot C \cdot T \quad \text{o} \quad \pi = \frac{n_{\text{Sto}} \cdot R \cdot T}{V_{\text{Sol}}}$$

Donde,

π : presión osmótica.

R : constante de los gases ideales. Su valor es 0,082 atm.L/K.mol.

C : concentración molar de la solución.

T : temperatura expresada en kelvin.

n_{Sto} : moles de soluto.

V_{Sol} : volumen de la solución.

Actividades

Resuelva los siguientes ejercicios:

1. Calcule la presión de vapor de una solución que contiene 5 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 100 g de solución, a una temperatura de 100 °C. La presión de vapor del agua a esta temperatura es de 1 atm.

$R = 0,997 \text{ atm}$.

2. Qué concentración molal de sacarosa en agua se necesita para elevar su punto de ebullición en 1,3 °C, sabiendo que $K_{eb} = 0,52 \text{ °C/m}$. **$R = 2,5 \text{ mol/Kg}$.**

3. Calcular el valor de la presión osmótica que corresponde a una solución que contiene 2 moles de soluto en un litro de solución a una temperatura de 17° C. **$R = 47,6 \text{ atm}$.**