

TEMA N° 12

Propiedades Coligativas de las Disoluciones

Contenido Temático

1.- Propiedades Coligativas de las Disoluciones

1.1.- Presión de Vapor

1.2.- Aumento Ebulloscópico

1.3.- Descenso Crioscópico

1.4.- Presión Osmótica

1.- Propiedades Coligativas de las Disoluciones

Propiedades coligativas de las disoluciones (Muy bueno)

<http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/coligativas.htm>

Video: Propiedades coligativas de las disoluciones (Muy bueno)

http://www.youtube.com/watch?v=_fepRvmQ6U0

Las propiedades **Coligativas de las disoluciones**, son propiedades físicas que sólo dependen de la **concentración de soluto** y no de la **naturaleza de sus moléculas**. Dicho de otra forma, las propiedades **Coligativas de las disoluciones** van a depender del **número de partículas de soluto** en una **cantidad determinada de disolvente**.

Las cuatro propiedades coligativas son:

- a) Descenso de la presión de vapor del disolvente
- b) Elevación ebulloscópica
- c) Descenso crioscópico
- d) Presión osmótica

1.1.- Presión de Vapor

Presión de Vapor

https://www.quimica.es/enciclopedia/Presi%C3%B3n_de_vapor.html

Presión de Vapor

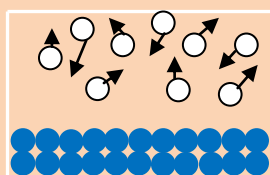
https://www.quimica.es/enciclopedia/Presi%C3%B3n_de_vapor.html

Video: Presión de Vapor

<http://www.youtube.com/watch?v=GKR87fvfKSA&feature=related>

Tenemos un recipiente **cerrado** con **agua líquida**. Las moléculas de agua se encuentran unidas por **Fuerzas Intermoleculares** (Enlace Puente de Hidrógeno) **extremadamente débiles** por lo que **moléculas en estado líquido** pasan fácilmente a **estado gas**:

- Molécula de agua en estado gas
- Molécula de agua en estado líquido

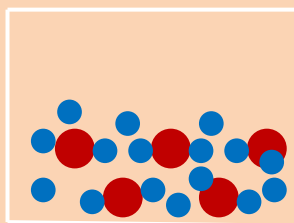


La **Presión de vapor** que genera el agua también conocido como **presión de saturación** se establece cuando las moléculas en **estado gas** pasan de nuevo a **estado líquido**. Decimos entonces que el **agua líquida** y el **agua vapor** se encuentran en **equilibrio** a una **temperatura determinada**.

En nuestro recipiente tenemos el **agua líquida** en el **fondo del recipiente** y en la **parte superior** moléculas de **agua en estado gas** que constituye el "**vapor de agua**" que ejercen una presión que se conoce como "**presión de vapor**"

Si introducimos en el recipiente **moléculas de soluto** la situación en el recipiente es la siguiente:

● = Molécula de soluto



Se establecen unas fuerzas de atracción entre las moléculas del soluto y las moléculas del disolvente, H_2O , por lo cuál éstas **tienen mayor dificultad** para pasar a **estado gas**. por lo tanto la "**presión de vapor**" de la **disolución es inferior** (existen **menos moléculas de disolvente libres**) a la presión de vapor del disolvente puro.

Raoult llegó a la conclusión de que el **descenso de la presión de vapor del disolvente** en una disolución es **proporcional a la fracción molar del disolvente**:

$$P' = P_o \cdot X_d$$

P' = Presión de vapor de la disolución

P_o = Presión de vapor del disolvente

X_d = Fracción molar del disolvente

Esta fórmula nos permite enunciar la **ley de Raoult**: la **presión de vapor de la disolución es igual a la presión de vapor del**

disolvente por la fracción molar del disolvente en la disolución.

Ejercicio resuelto

¿Cuál será la presión de vapor de una disolución de 32 g de NaOH y 640 g de agua a 25 °C?. Presión de vapor del agua en estado puro = 23,776 mmHg

Resolución

$$m_{\text{solute}} = 32 \text{ g NaOH}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 640 \text{ g}$$

$$t = 25 \text{ °C}$$

$$P_0 \text{ (disolvente puro)} = 23,776 \text{ mmHg}$$

$$M_m \text{ NaOH} = 40 \text{ u}$$

$$M_m \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$$

Recordemos que la presión de vapor de la disolución (P') viene dada por la ecuación:

$$P' = P_0 \cdot X_d$$

$$X_d = \text{moles disolvente} / (\text{moles disolvente} + \text{moles soluto})$$

$$\text{Moles disolvente} = m_{\text{disolvente}} / M_m = 640 / 18 = 35,55$$

$$\text{Moles soluto} = m_{\text{solute}} / M_m = 32 / 40 = 0,8$$

$$X_d = 35,55 / (35,55 + 0,8) = 35,55 / 36,35 = 0,97$$

Luego:

$$P' = 23,777 \text{ mmHg} \cdot 0,97 = 23,06 \text{ mmHg}$$

Comprobamos como la presión de vapor de una disolución **disminuye** con respecto a la presión de vapor del **disolvente puro**.

Ejercicio resuelto

Calcula la presión de vapor a 20 °C de 2 litros de una disolución que contiene glucosa en una concentración de 0,407 M y cuya $d = 1,026 \text{ g/mL}$. P_o a 20 °C = 17,546 mmHg

Resolución

$$Mm \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u}$$

$$Mm \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$$

$$V = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL}$$

$$0,47 \text{ M}$$

$$d = 1,026 \text{ g/mL}$$

La presión de vapor de la disolución viene dada por la expresión matemática:

$$P' = P_o \cdot X_d$$

Vamos a calcular X_d :

$$M = m_{\text{soluto}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

$$0,47 = m_{\text{soluto}} / (180 \cdot 2)$$

$$m_{\text{soluto}} = 0,47 \cdot 180 \cdot 2 = 169,2 \text{ g}$$

Mediante la densidad vamos a conocer la masa de la disolución:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,026 \text{ g/mL} \cdot 2000 \text{ mL} = 2052 \text{ g disolución}$$

Se cumple:

$$m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}}$$

$$169,2 + m_{\text{disolvente}} = 2052$$

$$m_{\text{disolvente}} = 2052 - 169,2 = 1882,8 \text{ g}$$

$$\text{Moles de disolvente} = m_{\text{disolvente}}/M_m = 1882,8/18 = 104,6$$

$$\text{Moles soluto} = m_{\text{solute}}/M_m = 169,2/180 = 0,94$$

$$X_d = \text{moles disolvente} / (\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}) =$$

$$= 104,6 / (0,94 + 104,6) = 104,6 / 105,54 = 0,99$$

Por tanto:

$$P' = 17,546 \text{ mmHg} \cdot 0,99 = 17,37 \text{ mmHg}$$

Ejercicio resuelto

A 40 °C, la presión de vapor del heptano puro es de 92.0 torr y la presión de vapor del octano puro es de 31.0 torr. Considera una disolución que contiene 1.00 mol de heptano y 4.00 moles de octano. Calcula la presión de vapor de cada componente y la presión de vapor total sobre la disolución.

Resolución

$$P_{\text{Heptano}} = 92.0 \text{ torr}$$

ESTUDIOS DE LAS DISOLUCIONES. PROPIEDADES COLIGATIVAS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

$$P_{\text{Octano}} = 31 \text{ torr}$$

$$\text{Moles de Heptano} = 1,00$$

$$\text{Moles de Octano} = 4,00$$

$$\text{Moles Totales: } 1,00 + 4,00 = 5$$

$$X_{\text{dHeptano}} = 1 / 5 = 0,2$$

$$X_{\text{dOctano}} = 4 / 5 = 0,8$$

Presión de vapor ejercida por el Heptano:

$$P'_{\text{Heptano}} = P_{\text{Octano}} \cdot X_{\text{dHeptano}}$$

$$P'_{\text{Heptano}} = 31 \text{ torr} \cdot 0,2 = 6,2 \text{ torr}$$

Presión de vapor ejercida por el Octano:

$$P'_{\text{Octano}} = 31 \text{ torr} \cdot 0,8 = 24,8 \text{ torr}$$

Presión de vapor de la disolución resultante:

$$\begin{aligned} P'_{\text{disoluc.}} &= P'_{\text{Heptano}} + P'_{\text{Octano}} = 6,2 \text{ torr} + 24,8 \text{ torr} = \\ &= 31,0 \text{ torr} \end{aligned}$$

$$31,0 \text{ torr} \cdot \frac{0,001316 \text{ Atm}}{1 \text{ torr}} = 0,0408 \text{ atm}$$

Ejercicio resuelto

Se disuelven 70 g de glucosa ($M = 180 \text{ g/mol}$) en 150 g de agua ($M = 18 \text{ g/mol}$) a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcula la presión de vapor de

la solución si la presión de vapor del agua pura es $P_o = 25,9$ mm Hg.

Datos:

Masas atómicas: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u

Resolución

Mglucosa (solute) = 70 g

Mm (glucosa) = 180 u

Magua (disolvente) = 150 g

Mm (agua) = 18 u

Recordemos:

$$P' = P_o \cdot X_d \quad (1)$$

Moles glucosa = $m/Mm = 70/180 = 0,388$

Moles agua = $150/18 = 8,33$

Moles totales = $0,338 + 8,33 = 8,668$

$$X_d = \text{moles disolvente/moles totales} = 8,33/8,668 = 0,96$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$P_{\text{disolución}} = 25,9 \text{ mm Hg} \cdot 0,96 = 24,86 \text{ mmHg}$$

Ejercicio resuelto

Hallar la presión de vapor a 35°C de una disolución que contiene 30g. de NaOH. por cada 150 g. de disolución.

Datos: $P_{\text{vapordisolvente puro}} = 42,2$ mmHg

Resolución

$$M_{\text{solute}} = 30 \text{ g NaOH}$$

$$M_{\text{solvent}} = 150 \text{ g} - 30 \text{ g} = 120 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$P_0 = 42,2 \text{ mmHg}$$

$$M_{\text{m NaOH}} = 40$$

$$M_{\text{m H}_2\text{O}} = 18 \text{ u}$$

Recordemos que :

$$P_{\text{disolución}} = P_0 \cdot X_d \quad (1)$$

$$X_d = \frac{120/18}{120/18 + 30/40} = \frac{6,66}{6,66 + 0,75} = 0,89$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$P_{\text{disolución}} = 42,2 \text{ mmHg} \cdot 0,8 = 37,55 \text{ mmHg}$$

Ejercicio resuelto

Al disolver 20 g. de una sal en 130 g, de agua la presión de vapor pasa de 50 mm. Hg a 47'8 mm. Hg. Hallar la masa molecular de la sal.

Dato: $P_{\text{dte. puro}} \rightarrow 47'8$

Resolución

$$P_{\text{disolución}} = P_0 \cdot X_d$$

$$M_{\text{solute}} = 20 \text{ g de una sal}$$

$$M_{\text{solvent}} = 130 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$P_0 = 50 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{disolución}} = 47,8 \text{ mmHg}$$

$$47,8 \text{ mmHg} = 50 \text{ mmHg} \cdot \frac{(130/18)}{(13/18 + 20/Mm)}$$

$$47,8 \text{ mmHg}/50 \text{ mmHg} = \frac{7,22}{(7,22 + 20/Mm)}$$

$$0,956 (7,22 + 20/Mm) = 7,22$$

$$6,9 + 19,2/Mm = 7,22$$

$$6,9 \text{ Mm} + 19,2 = 7,22 \text{ Mm}$$

$$6,9 \text{ Mm} - 7,22 \text{ Mm} = - 19,2$$

$$-0,32 \text{ Mm} = - 19,2$$

$$Mm = -19,2/-0,32 = 60 \text{ u} \rightarrow 60 \text{ g/mol}$$

1.2.- Aumento Ebulloscópico

Ebullición

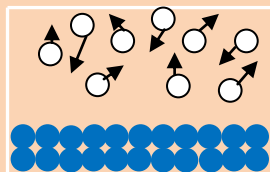
<https://www.ecured.cu/Ebullici%C3%B3n>

Ebulloscopía

<https://www.quimica.es/enciclopedia/Ebulloscop%C3%ADa.htm>

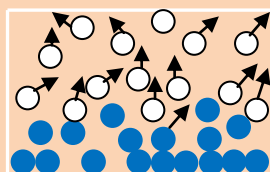
!

Supongamos nuestro recipiente con agua:



En esta situación tenemos un equilibrio entre el agua en estado líquido con el agua estado vapor. Se alcanza la conocida **"presión de vapor"**. Para que las moléculas del agua líquida pasen a estado vapor el sistema (agua líquida) tiene que absorber del medio una cierta cantidad de energía en forma de calor.

Si aplicamos más energía calorífica aumentando la temperatura del sistema las moléculas del agua líquida van pasando a estado gas puesto que se rompen más puentes de Hidrógeno. La situación sería:



Si seguimos calentando podemos llegar a la **ebullición** que es el proceso físico en el que un líquido pasa a estado gaseoso a alta **temperatura** (el agua a 100 °C).

La **ebullición** comienza cuando al calentar un líquido aparecen **burbujas de gas** en toda su masa. Esto ocurre a una **temperatura fija para cada sustancia**.

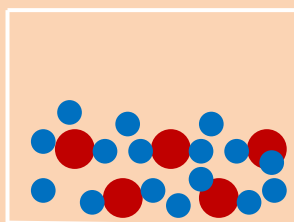
La ebullición ocurre cuando la **temperatura de la totalidad del líquido** iguala al **punto de ebullición del líquido a esa presión**. Si se continúa calentando el líquido, éste absorbe el calor, pero sin aumentar la temperatura: el calor se emplea en la

conversión del **agua** en estado líquido en agua en estado gaseoso, hasta que la **totalidad de la masa pasa al estado gaseoso**.

Se llama **punto de ebullición** de una sustancia a la **temperatura** a la que se produce la **ebullición** de dicha sustancia.

A nivel **microscópico** ocurre que todas las partículas tienen **energía suficiente** para **escapar del líquido y liberarse en forma de gas**. Fenómeno que ocurre cuando las **presión de vapor** se iguala con la **presión atmosférica**.

Si al recipiente con agua añadimos un soluto las moléculas del disolvente se unirán a las moléculas del soluto por lo que hay que romper enlaces químicos, y recordar que esto implicaba un aumento en la presión de vapor de la disolución resultante:



Si queremos que todas las moléculas de agua líquida pasen a gas **debemos seguir aumentando la temperatura** hasta llegar a la **temperatura de ebullición**. La disolución resultante tendrá un punto de **ebullición superior al punto de ebullición del disolvente** (agua).

Se produce el mismo efecto que cuando hablábamos de la "**presión de vapor**". Las **fuerzas atractivas** entre las **moléculas del soluto** y las **moléculas del disolvente** hacen que tengamos que **calentar más** para que la disolución entre en estado de ebullición.

La elevación de la temperatura de ebullición (en disolución) es proporcional a la fracción molar del soluto.

Podemos escribir que:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m \quad (1)$$

el aumento en la temperatura de ebullición (ΔT_e) es directamente proporcional a la concentración molar del soluto.

En la ecuación (1):

ΔT_e = Variación (aumento) en la ebullición

K_e = Constante Ebulloscópica

m = Molalidad

La K_e es característica del disolvente y para el caso del agua su valor es $0,52^\circ\text{C}/(\text{mol}/\text{Kg})$. Conclusión: Una disolución 1 m (1 molal) de cualquier soluto en agua experimenta una elevación en su temperatura de ebullición de $0,52^\circ\text{C}$.

Ejercicio Resuelto

¿Cuál es el punto de ebullición de una solución acuosa de sacarosa 1,25 m.

(De tablas, para el agua $K_b = 0,512^\circ\text{C}/\text{m}$)?

Resolución

Mm Sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342$

Recordemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = 1,25$$

t_0 = Temperatura de ebullición del agua = 100 °C

$$(t_f - t_0) = 0,512 \cdot 1,25 ; \quad t_f = 0,64 + t_0 = 0,64 + 100 = \\ = 100,64 \text{ °C}$$

Ejercicio resuelto

Calcula el aumento de temperatura de 800 g de agua después de añadirle 36 gramos de glucosa. Mm de la glucosa 180 u.

DATO: $K_e = 0,52 \text{ °C/m}$

Resolución

$M_{\text{disolvente}} = 800 \text{ g} = 0,8 \text{ Kg}$

$M_{\text{solute}} = 36 \text{ g } C_6H_{12}O_6$

$M_m \text{ Glucosa} = 180 \text{ u}$

Recordemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = m_{\text{solute}} / M_m \cdot K_{g_{\text{disolvente}}} = 36 / (180 \cdot 0,8) = 36 / 144 = \\ = 0,25 \text{ m}$$

Luego:

$$\Delta t = 0,52 \text{ °C/m} \cdot 0,25 \text{ m} = 0,13 \text{ °C}$$

La disolución experimenta un aumento de la temperatura de ebullición de 0,13 °C con respecto a la temperatura de ebullición del disolvente puro.

La temperatura de ebullición de la disolución es de:

$$t_{\text{disolución}} = 100 \text{ °C} + 0,13 \text{ °C} = 100,13 \text{ °C}$$

Ejercicio resuelto

A cuánto ascenderá el punto de ebullición de una disolución que tiene 400 g de agua y 28 g de urea.

DATOS: $K_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m}$; $M_m \text{ urea (CH}_4\text{N}_2\text{O)} = 60$

Masas atómicas: $C = 12 \text{ u}$; $H = 1 \text{ u}$; $N = 14 \text{ u}$; $O = 16 \text{ u}$

Resolución

$$m_{\text{solute}} = 28 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 400 \text{ g} = 0,4 \text{ Kg}$$

$$M_m \text{ urea} = 60 \text{ u}$$

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = \frac{m_{\text{solute}}}{(M_m \cdot K_g_{\text{disolvente}})} = \frac{28}{(60 \cdot 0,4)} = \frac{28}{24} =$$

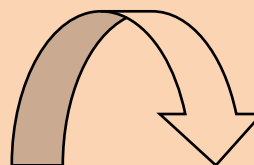
$$= 1,16 \text{ m}$$

Luego:

$$\Delta t = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m} \cdot 1,16 \text{ m} = 0,60 \text{ }^\circ\text{C}$$

La disolución experimenta un aumento de temperatura respecto al disolvente, de $0,60 \text{ }^\circ\text{C}$, luego la disolución tendrá un punto de ebullición de:

$$t_{\text{ebullición}} = 100 + 0,60 = 100,60 \text{ }^\circ\text{C}$$



Ejercicio resuelto

Si se mide la temperatura de ebullición de 200 mL de una disolución y luego se mide para 700 mL de la misma disolución, ¿habría alguna diferencia? Explica tu respuesta.

Resolución

200 mL disolución de H₂O Δt_{e1}
700 mL misma disolución Δt_{e2}

Recordemos que:

$$\Delta t_1 = K_b \cdot \text{molalidad}_1$$
$$\Delta t_2 = K_b \cdot \text{molalidad}_2$$

$$\frac{\Delta t_{b1}}{\Delta t_{b2}} = \frac{K_b \cdot \text{molalidad}_1}{K_b \cdot \text{molalidad}_2} \quad (1)$$

Los 200 mL y 700 mL son de la misma disolución y por tanto tienen la misma molalidad lo que implica:

molalidad₁ = molalidad₂
K_e es la misma para las dos muestras

De la ecuación (1) nos queda:

$$\frac{\Delta t_{b1}}{\Delta t_{b2}} = \frac{\cancel{K_b} \cdot \text{molalidad}_1}{\cancel{K_b} \cdot \text{molalidad}_2}$$

Δt_{b1}

$$----- = 1 \rightarrow \Delta t_{b1} = \Delta t_{b2}$$

Δt_{b2}

No existen diferencias en las medidas

Ejercicio resuelto

Calcular la masa molecular de una sal sabiendo que al disolver 40g. de la misma en 150g. de agua se obtiene una disolución que hierve a 102'37 °C. $k_b(H_2O) = 0'52 \text{ °C} \cdot \text{Kg/mol}$
Sol = 58.5 g mol.

Resolución

$$M_{\text{solute}} = 40 \text{ g}$$

$$M_{\text{disolvente}} = 150 \text{ g} = 0,150 \text{ Kg}$$

$$\Delta t_e = 102,37 - 100 = 2,37 \text{ °C}$$

$$K_b = 0,52 \text{ °C} \cdot \text{Kg/mol}$$

Sabemos que:

$$\Delta t_e = K_e \cdot \text{molalidad}$$

$$\Delta t_e = K_e \cdot \left(\frac{m_{\text{solute}}}{M_m \cdot \text{Kgdisol.}} \right)$$

$$2,37 \text{ °C} = 0,52 \text{ °C} \cdot \text{Kg/mol} \left(\frac{40 \text{ g}}{M_m \cdot 0,150 \text{ Kgdisolv.}} \right)$$

$$2,37/0,52 \cdot M_m \cdot 0,150 = 40$$

$$4,56 \cdot Mm \cdot 0,150 = 40$$

$$0,683 Mm = 40$$

$$Mm = 40 \text{ g/mol}$$

1.3.- Descenso Crioscópico

El **descenso crioscópico** se puede explicar a partir de la variación de **entropía** que se produce durante el paso de disolvente puro a disolución. La entropía es una **medida del desorden** del sistema. Así, un **sólido** puro está **más ordenado** que un **líquido puro**, y por lo tanto, este último tiene una **mayor entropía**, un **mayor desorden**. En **estado sólido** las moléculas, átomos o iones ocupan unas **posiciones fijas** en el entramado cristalino, a lo máximo que llegan es a **vibrar alrededor de su posición de equilibrio**, existe **mucho orden** y por lo tanto una **entropía muy pequeña**. En los líquidos los enlaces entre las entidades anteriores son más débiles por lo que el líquido adopta la forma de la vasija que lo contiene. **Menos orden** y por lo tanto **mayor entropía**.

Una **disolución líquida** tiene **más desorden** que un **líquido puro** ya que **en la disolución**, además de las partículas del disolvente en movimiento, también se encuentran las partículas de soluto en movimiento, lo que hace que el sistema esté **más desordenado**.

El **mayor contenido entrópico** lo podemos conseguir **disminuyendo la temperatura** de congelación de la disolución llegando incluso a la congelación a la Entropía cero.

Video: Evitar la formación de capas de hielo.

<http://www.youtube.com/watch?v=OKSF6JSAI8M>

Video: Camión echando Sal a la carretera

<https://www.youtube.com/watch?v=8XyL5uNkBN8>

Para evitar la formación de las placas de hielo en una fuerte nevada se esparce **Sal** por toda la carretera. Cuando la nieve entre en contacto con la Sal se formará una **disolución** con un **contenido entrópico inferior** que el de la **posible capa de hielo**. Hielo poca Entropía por su mucho orden, disolución de Sal mucha entropía por su elevado desorden. Nos interesa **mucho desorden** para que no se **formen las placas de hielo**. Para conseguir este efecto debemos **disminuir la temperatura de congelación**. Concretamente la **temperatura de congelación de una disolución de Sal es menor que la temperatura de congelación del disolvente puro**.

Otro ejemplo de esta propiedad coligativa lo tenemos en el uso de los líquidos **ANTICONGELANTES** para los radiadores de los coches. Si el radiador se llena únicamente con agua y la temperatura está por debajo de los 0°C , se congelará lo que implica un aumento de volumen (hielo) y la consiguiente rotura del radiador. Si podemos confeccionar una disolución que tenga el punto de congelación inferior al punto de congelación del agua no existirán problemas. Estas disoluciones son los líquidos **ANTICONGELANTES**.

La temperatura de **congelación de una disolución es inferior a la temperatura de congelación del disolvente puro**.

Si no hacemos uso del concepto de **entropía** podemos llegar a las mismas conclusiones con el siguiente argumento:

El agua en estado sólido tiene una **estructura cristalina ordenada**. Al añadir moléculas de soluto esa estructura sufre variaciones que **hacen más difícil pasar del estado líquido al estado sólido**. Por ello tenemos que **enfriar más** el sistema (disolución) y por lo tanto la **temperatura de congelación** de la disolución sufre una **disminución** en su **temperatura de congelación** respecto a la **temperatura de congelación del disolvente puro**.

Podemos establecer que:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

ΔT_c = Variación (disminución) de la temperatura de congelación de la disolución respecto a la temperatura de congelación del disolvente puro.

m = Molalidad

K_c = **Constante Crioscópica del disolvente**. Depende del tipo de disolvente y para el agua tiene un valor de **1,86 °C/ (mol/Kg)**.

Una disolución **1 molar de cualquier soluto tendría una temperatura de congelación de -1,86 °C**.

Ejercicio resuelto

Calcular el descenso del punto de congelación de una solución acuosa de bromuro de potasio 0,5 m. El punto de fusión del agua es de 0 °C y $k_f = 1,86$ °C/m.

Resolucion

$$m = 0,5 \text{ mol/Kg}_{\text{disolvente}}$$

$$\Delta t = \text{¿?}$$

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$\Delta t = 1,86 \cdot 0,5 = 0,93 \text{ }^\circ\text{C}$$

La temperatura de congelación de la disolución sufre un descenso de $0,93 \text{ }^\circ\text{C}$ con respecto a la temperatura de congelación del H_2O .

Ejercicio resuelto

Calcula el aumento del punto de ebullición y el descenso del punto de congelación de una disolución que está formada con 640 g de agua y 45 g de urea. Mm urea = 60 u
DATOS: $K_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}/\text{m}$; $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}/\text{m}$

Resolución

$$Mm \text{ urea} = 60 \text{ u}$$

$$m_{\text{soluto}} = 45 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 640 \text{ g} = 0,640 \text{ Kg}$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = m_{\text{soluto}} / (Mm \cdot Kg_{\text{disolvente}}) = 45 / (60 \cdot 0,640) = 45 / 38,4 \text{ m} =$$
$$= 1,17 \text{ molal}$$

$$\Delta t = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}/\text{m} \cdot 1,17 \text{ m} = 0,60 \text{ }^\circ\text{C}$$

La temperatura de ebullición de la disolución experimenta una variación de $0,60 \text{ }^\circ\text{C}$ (aumento) con respecto a la temperatura de ebullición del disolvente puro.

La temperatura de ebullición de la disolución:

$$T_{\text{eb}} = 0,60 \text{ }^\circ\text{C} + 100 \text{ }^\circ\text{C} = 100,6 \text{ }^\circ\text{C}$$

Para la Crioscopia:

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$m = 1,17 \text{ molal}$$

por lo que:

$$\Delta t = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot 1,17 \text{ m} = 2,17 \text{ }^\circ\text{C}$$

La temperatura de congelación de la disolución experimenta un descenso de $2,17 \text{ }^\circ\text{C}$ con respecto a la temperatura de congelación del disolvente puro.

La temperatura de congelación de la disolución es:

$$T_{\text{cong}} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 2,17 \text{ }^\circ\text{C} = - 2,17 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

¿Qué cantidad de soluto se le agregará a 2 litros de agua pura si experimenta una disminución en el punto de congelación de $3,2 \text{ }^\circ\text{C}$?

Resolución

$$V_{\text{disolvente}} = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL}$$

Como:

$$d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL} \rightarrow$$

$$m_{\text{disolvente}} = 2000 \text{ g} = 2 \text{ Kg}$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$\text{molalidad} = n^\circ \text{ moles soluto} / \text{Kg}_{\text{disolvente}}$$

Luego:

$$3,2 = 1,86 \cdot n^\circ \text{ moles soluto} / 2$$

$$n^\circ \text{ moles soluto} = 3,2 \cdot 2 / 1,86 = 3,44$$

Tendremos que añadir al agua 3,44 moles de soluto.

Ejercicio Resuelto

¿A qué temperatura congelará el agua de un radiador de automóvil si se le agregan 1 litro de dietilenglicol a 2 litros de agua?.

DATOS: $d_{\text{dietil}} = 1,118 \text{ g/mL}$; $M_m \text{ dietilenglicol} = 106 \text{ u}$
 $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m}$

Resolución

$$V_{\text{soluto}} = 1 \text{ L} = 1000 \text{ ml}$$

$$V_{\text{disolvente}} = 2 \text{ L}$$

$$d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 2 \text{ Kg}$$

$$d_{\text{dietil}} = m_{\text{dietil}} / V_{\text{soluto}}$$

$$m_{\text{dietil}} = d_{\text{dietil}} \cdot V_{\text{soluto}}$$

$$m_{\text{dietil}} = 1,118 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1118 \text{ g}$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$\text{molalidad} = m_{\text{soluta}} / (M_m \cdot K_{\text{disolvente}}) = 1118 / (106 \cdot 2) =$$

$$= 1118 / 212 = 5,27 \text{ molal}$$

Luego:

$$\Delta t = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/molal} \cdot 5,27 \text{ molar} = 9,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

La disolución experimentará una disminución en la temperatura de congelación, respecto al disolvente puro, de $9,8 \text{ }^\circ\text{C}$ y por lo tanto la disolución congelará a:

$$t_{\text{congelación}} = 0 - 9,8 \text{ }^\circ\text{C} = -9,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

Un radiador de coche se llena con tres litros de agua y dos de etilenglicol ($\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH}$). ¿Hasta qué temperatura se puede enfriar el radiador sin que se congele? $d_{\text{etilenglicol}} = 1,11 \text{ g/mL}$, $K_c = 1,86$.

Resolución

$$V_{\text{disolvente}} = 3 \text{ L}$$

$$V_{\text{soluta}} = 2 \text{ L}$$

$$D_{\text{soluta}} = 1,11 \text{ g/mL}$$

$$K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{Kg/mol}$$

Recordar:

$$\Delta t_c = K_c \cdot \text{molalidad} \quad (1)$$

Hagamos los cálculos previos a la utilización de la ecuación anterior:

$$d_{\text{soluto}} = m_{\text{soluto}} / V_{\text{soluto}}$$

$$m_{\text{soluto}} = d_{\text{soluto}} \cdot V_{\text{soluto}}$$

$$V_{\text{soluto}} = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL}$$

$$m_{\text{soluto}} = 1,11 \text{ g/mL} \cdot 2000 \text{ mL} = 2220 \text{ g soluto}$$

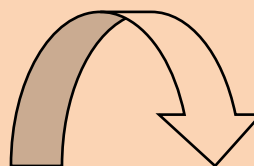
Nos vamos a la ecuación (1):

$$M_m \text{ CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH} = 62 \text{ g/mol}$$

$$\Delta t_c = 1,86 \left(\frac{2220}{62 \cdot 3} \right)$$

$$\Delta t_c = 22,2 \text{ }^\circ\text{C}$$

La disolución se puede enfriar hasta $-22,1 \text{ }^\circ\text{C}$ manteniéndose en estado líquido



Ejercicio resuelto

Calcula el punto de ebullición y de congelación de una solución de K_2SO_4 que se preparó disolviendo 0.87 g de soluto en 500 g de agua.

Datos: K = 39 u ; S = 32 u ; O = 16 u

$K_c H_2O = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{Kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

$K_e H_2O = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

Resolución

Punto de Ebullición:

$$\Delta t_e = K_e \left(\frac{m_{\text{soluo}}}{M_m \cdot K_{\text{gdisolv.}}} \right)$$

$$M_m H_2SO_4 = 98$$

$$\Delta t_e = 0,52 \cdot \left[\frac{0,87}{(98 \cdot 0,500)} \right] = 0,009 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Temperatura de ebullición: 100,009 °C

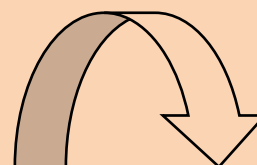
Punto de Congelación:

$$\Delta t_c = K_c \cdot \left[\frac{m_{\text{soluto}}}{(M_m \cdot K_g)} \right]$$

$$\Delta t_c = 1,86 \cdot \left[\frac{0,87}{(98 \cdot 0,500)} \right]$$

$$\Delta t_c = 0,03 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Temperatura de congelación: -0,03 °C



Ejercicio resuelto

Un recipiente contiene 500 mL de una solución 0,5 M de NaCl a 1 atm.

a) Determina la temperatura de congelación de la solución.

b) Si ahora se pretende preparar 500 mL de una solución acuosa de CaCl_2 que presente la misma temperatura de congelación. ¿Qué cantidad de CaCl_2 se debe agregar para preparar dicha solución?

Datos: NaCl = 58,44 g/mol ; CaCl_2 = 110,8 g /mol; $K_{\text{cH}_2\text{O}}$ = 1,86 (°C . Kg/mol).

$d_{\text{disoluciones}} = 1 \text{ g/ml}$

Resolución

V = 500 mL 0,5 M NaCl a 1 atm

$$\Delta t_c = K_c \cdot \text{molalidad}$$

$$\Delta t_c = K_c \cdot (\text{msoluto}/M_m \cdot \text{Kgdisolv.}) \quad (1)$$

Mediante la concentración Molar podremos conocer la masa de soluto:

$$M = m_{\text{soluto}}/M_m \cdot V(L)$$

$$m_{\text{soluto}} = M \cdot M_m$$

$$m_{\text{soluto}} = 0,5 \cdot 58,44 = 29,22 \text{ g NaCl}$$

De la densidad podemos conocer la masa de disolvente:

$$d = m_{\text{disolución}}/V$$

$$d = \text{masa}_{\text{disolución}}/V$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V$$

$$m_{\text{disolución}} = 1 \text{ g/mL} \cdot 500 \text{ mL} = 500 \text{ g disolución}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 500 \text{ g} - 29,22 \text{ g} = 470,78 \text{ g disolvente} = \\ = 0,470 \text{ Kg}$$

Volvemos a ecuación (1):

$$\Delta t_c = K_c \cdot (m_{\text{solute}}/M_m \cdot K_{\text{gdisolv.}}) \quad (1)$$

$$\Delta t_c = 1,86 \cdot [29,22/(58,44 \cdot 0,470)] = 1,7 \text{ }^\circ\text{C}$$

La disolución congelará a $(0 - 1,7) -1,7 \text{ }^\circ\text{C}$

b)

La disolución de CaCl_2 debe congelar a la misma temperatura que la disolución de NaCl . Por ello:

$$\Delta t_c = K_c (m_{\text{solute}}/M_m \cdot K_{\text{gdisolv.}}) \quad (2)$$

Mediante la densidad podemos conocer la masa de disolución que debemos preparar:

$$d = m/V$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1 \text{ g/mL} \cdot 500 \text{ mL} = 500 \text{ g}$$

La masa de soluto se calculará:

$$m_{\text{soluto}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluto}} = 500 - m_{\text{soluto}}$$

Nos vamos a ecuación (2):

$$1,7 = 1,86 (m_{\text{soluto}}/110,8 \cdot (500 - m_{\text{soluto}}/1000))$$

$$1,7 = 1,86 (m_{\text{soluto}}/110,8 \cdot \frac{500 - m_{\text{soluto}}}{1000})$$

$$1,7 \cdot 110,8 (500 - m_{\text{soluto}}) = 1860 m_{\text{soluto}}$$

$$4180 - 188,36 m_{\text{soluto}} = 1860 m_{\text{soluto}}$$

$$2048,36 m_{\text{soluto}} = 4180$$

$$m_{\text{soluto}} = 45,7 \text{ g CaCl}_2$$

Ejercicio resuelto

Una solución acuosa tiene una densidad de 1.05 g/mL y contiene 0.200 kg de glicerina ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) disueltos en 800 g de agua, a 1 atm de presión. ¿Cuál es el intervalo de temperatura en el que la solución se mantiene líquida?

Datos: $K_{\text{cH}_2\text{O}} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{Kg/mol}$; $K_{\text{eH}_2\text{O}} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{Kg/mol}$

Resolución

Datos:

$$M_m (\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 92 \text{ u}$$

$$d = 1,05 \text{ h/mL}$$

$$M_{\text{solute}} = 0,2 \text{ Kg} = 200 \text{ g}$$

$$M_{\text{agua}} = 800 \text{ g} = 0,8 \text{ Kg}$$

Temperatura de Ebullición:

$$\Delta t_e = K_e \cdot [m_{\text{solute}} / (M_m \cdot K_{\text{gdisolv}})]$$

$$\Delta t_e = 1,86 \cdot (200/92 \cdot 0,8) = 5,05 \text{ }^\circ\text{C}$$

Temperatura de ebullición de la disolución:

$$100 + 5,05 = 105,5 \text{ }^\circ\text{C}$$

Temperatura de congelación:

$$\Delta t_c = K_c \cdot [m_{\text{solute}} / (M_m \cdot K_{\text{gdisolv}})]$$

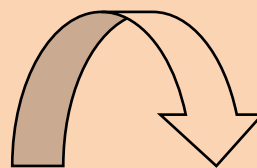
$$\Delta t_c = 0,52 (200 + 92 \cdot 0,8) = 1,41 \text{ }^\circ\text{C}$$

Temperatura congelación de la disolución:

$$0 \text{ }^\circ\text{C} - 1,41 \text{ }^\circ\text{C} = -1,41 \text{ }^\circ\text{C}$$

La disolución permanecerá en estado líquido en el intervalo cerrado:

$$[-1,40 \text{ }^\circ\text{C} - 105,4 \text{ }^\circ\text{C}]$$



Ejercicio resuelto

Calcula el punto de congelación de una solución que contiene 17.25 g de ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) disueltos en 250 g de agua. La constante crioscópica del agua es $K_{cH_2O} = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{Kg/mol}$.

Resolución

Datos:

$$M_{\text{solute}} = 17,25 \text{ g}$$

$$M_{\text{disolvente}} = 250 \text{ g} = 0,250 \text{ Kg}$$

$$M_m \text{ } C_6H_8O_7 = 192 \text{ u}$$

Recordemos:

$$\Delta t_c = K_c \cdot [m_{\text{solute}} / (M_m \cdot K_{\text{gdisolv.}})]$$

$$\Delta t_c = 1,86 (17,25/192 \cdot 0,250) = 0,67 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Punto de congelación de la disolución:

$$0 \text{ } ^\circ\text{C} - 0,67 \text{ } ^\circ\text{C} = -0,67 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

¿Qué cantidad de sal ($NaCl$) hay que añadir a 5 L. de agua para que la disolución congele a $-5,2 \text{ } ^\circ\text{C}$. $K_c = 1,86$

Resolución

Datos:

Mdsolución = 5 Kg (dH₂O = 1 g/mL)

T_c = -5,2 °C

Mm NaCl = 58,5 u

Recuerda:

$$\Delta t_c = K_c \cdot [m_{\text{soluto}} / (M_m \cdot K_{\text{gdisolv.}})]$$

$$5,2 = 1,86 \cdot (m_{\text{soluto}} / 58,5 \cdot 5)$$

$$2,79 = m_{\text{soluto}} / 292,5$$

$$m_{\text{soluto}} = 816,07 \text{ g}$$

1.4.- Presión Osmótica

La **presión osmótica** es una propiedad coligativa muy importante y para llegar a entenderla tenemos que estudiar primero dos conceptos:

- a) Concepto de **Difusión**
- b) Concepto de **Ósmosis**

Difusión es el proceso mediante el cual las **moléculas del soluto** tienden a alcanzar una **distribución homogénea** en todo el **espacio que les es accesible**, lo que se alcanza al cabo de cierto tiempo.

La presencia de una **membrana** separando **dos medios diferentes** impone ciertas **restricciones** al proceso de difusión de solutos, que dependerán fundamentalmente de la **relación** entre el **diámetro de los poros** de la membrana y el **tamaño de las partículas disueltas**.

Las membranas se clasifican en tres grupos :

- a) **Impermeables**: No son atravesadas ni por solutos ni por el disolvente
- b) **Semipermeables**: No permiten el paso de solutos verdaderos, pero sí del agua (disolvente)
- c) **Permeables**: Permiten el paso del disolvente y de soluto

Ósmosis es la difusión de líquidos (disoluciones) a través de membranas.

Video: Ósmosis

<http://www.youtube.com/watch?v=EtNug8MHOYU>

Supongamos una disolución de NaCl separada del disolvente por una membrana semipermeable que, como hemos visto, permite el paso del agua (disolvente) pero no de la sal (solute). El agua tiende a atravesar la membrana, pasando de la disolución más **diluida** a la más **concentrada**, o sea, en el sentido de **igualar las concentraciones**. El equilibrio se alcanza cuando a los dos lados de la membrana **se igualan las concentraciones**, ya que el flujo neto de agua se detiene.

Podemos entonces definir 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.

Cuando trabajamos con **disoluciones diluidas** el comportamiento de éstas es semejante al comportamiento de los **gases perfectos**. Las leyes que regulan los valores de la presión osmótica para disoluciones muy diluidas son análogas a las leyes de los gases. La ecuación que nos determina la **Presión Osmótica** fue dada por Van'tHoff:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

donde " π " representa la presión osmótica, **M** es la Molaridad de la disolución, **R** es la constante universal de los gases y **T** es la temperatura absoluta.

Si comparamos la presión osmótica de dos disoluciones podemos definir tres tipos de disoluciones:

- a) **Disoluciones isotónicas.** - Son aquellas que manifiestan la misma presión Osmótica que la disolución de referencia
- b) **Disoluciones hipotónicas.** - Son aquellas que manifiestan menor presión Osmótica que la disolución de referencia
- c) **Disoluciones hipertónicas.** - Son aquellas que manifiestan mayor presión osmótica que la disolución de referencia

Ejercicio resuelto

Averiguar la presión osmótica a 23 °C de una disolución que contiene 200 g de glucosa en un volumen de 1400 mL de disolución.

Resolución

La presión osmótica viene determinada por:

$$\pi = [m_{\text{soluto}} / (Mm \cdot V(L))] \cdot R \cdot T$$

$$m_{\text{soluto}} = 200 \text{ g}$$

$$V = 1400 \text{ mL} = 1,4 \text{ L}$$

$$Mm \text{ glucosa} = 180 \text{ u}$$

Luego:

$$\begin{aligned} \pi &= 200 / (180 \cdot 1,4) \cdot 0,082 \cdot (273 + 23) = \\ &= (200/252) \cdot 0,082 \cdot 296 = \mathbf{19,17 \text{ atm}} \end{aligned}$$

Ejercicio Resuelto

5 g de un medicamento no electrolito se disolvieron en 250g de agua, y la solución se sometió a un análisis crioscópico para obtener su peso molecular. Se observó que el descenso del punto de congelación era de 0.120 °C. Calcular el peso molecular del medicamento.

Resolución.

$$m_{\text{soluto}} = 5 \text{ g}$$

$$M_{\text{disolvente}} = 250 \text{ g}$$

$$K_c = 1,86 \text{ °C/m}$$

$$\Delta t = 0,120$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$0,120 = 1,86 \cdot 5/M_m \cdot 0,250$$

$$0,120 = 37,2/M_m$$

$$0,120 M_m = 37,2$$

$$M_m = 37,2/0,120 = 310 \text{ u}$$

Ejercicio Resuelto

La presión osmótica de una solución de hemoglobina en agua que contiene 124 g/l a 17°C es igual 0.0435 atm. Calcular el peso molecular de la hemoglobina.

Resolución

La presión osmótica viene determinada por la expresión:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$V = 1 \text{ L}$$

$$0,0435 = [124/(M_m \cdot V)] \cdot R \cdot T$$

$$0,0435 M_m = 124 \cdot 0,082 \cdot (273 + 17)$$

$$M_m = 2948,72/0,0435 = 67786,66 \text{ u}$$

Ejercicio resuelto

Para determinar el peso molecular de la creatinina se purificó una muestra y con ella se preparó una solución de 0.1 g/l.

Esta solución ofrece una presión osmótica contra el agua pura de 13 mmHg a 25°C.

¿Cuál es el peso molecular de la creatinina?

Resolución

Sabemos que:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$13/760 = [0,1/Mm \cdot V] \cdot R \cdot T$$

$$0,017 = (0,1/Mm) \cdot 0,082 \cdot (273+25)$$

$$0,017 = 2,44/Mm$$

$$0,017 Mm = 2,44$$

$$Mm = 2,44/0,017 = 143,5 \text{ u}$$

Ejercicio resuelto

Una disolución de 4,00 g de hemoglobina en 200 ml de disolución tiene una presión osmótica igual a 0,0078 atm, a 20° C. ¿Cuál es la masa molecular de la hemoglobina?

Resolución

$$200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

Como sabemos:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \frac{m_{\text{solute}}}{Mm \cdot V(L)} \cdot R \cdot T$$

$$0,0078 = \frac{4 \text{ g}}{Mm \cdot 0,2} \cdot 0,082 \cdot (273 + 20)$$

$$0,0078 = 480,52/Mm$$

$$Mm = 480,52/0,0078 = 61605,13 \text{ u}$$

Ejercicio resuelto

En que volumen de solución hay que disolver 30 g de urea, cuyo peso molecular es 60 g/mol, para que su presión, a 25 °C, sea de 4 atm.

Resolución

Datos:

$$\text{Masosoluto} = 30 \text{ g}$$

$$Mm \text{ urea} = 60 \text{ g/mol}$$

$$T = (25 + 273)$$

$$\Pi = 4 \text{ atm}$$

Recordemos:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \frac{\text{masosoluto}}{Mm \cdot V(L)} \cdot R \cdot T$$

$$V(L) = \frac{\text{Masasoluto} \cdot R \cdot T}{\pi \cdot Mm}$$

$$V(L) = 30 \cdot 0,082 \cdot (273 + 25) / 3,14 \cdot 60 = 3,8 \text{ L}$$

Ejercicio resuelto

Hallar la presión osmótica a 35°C de una disolución de NaOH del 35% en peso y $d = 1,09 \text{ g/L}$.

Resolución

Datos:

$$t = 35 \text{ }^\circ\text{C}$$

35 % en masa

$$d = 1,09 \text{ g/L}$$

Supongamos el volumen de 1 L de disolución. Este litro de disolución contendrá una masa de NaOH:

$$d = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$$

$$m_{\text{soluto}} = d \cdot V = 1,09 \text{ g/L} \cdot 1 \text{ L} = 1,09 \text{ g}$$

$$1,09 \text{ g disolución} \cdot \frac{35 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} = 0,38 \text{ g NaOH}$$

Recordemos:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$\pi = [m_{\text{soluto}}/Mm \cdot V(L)] \cdot R \cdot T$$

$$Mm \text{ NaOH} = 40 \text{ u}$$

$$\Pi = [(0,38)/40 \cdot 1] \cdot 0,082 \cdot (273 + 35) = 5,39 \text{ atm}$$

Ejercicio resuelto

Una solución que contiene 2.70 gramos de una proteína disueltos en 100 gramos de agua tiene una presión osmótica de 9.12 mm Hg a 25 °C. Calcula el peso molecular de la proteína. Densidad de la disolución 1 g/mL.

Resolución

Datos:

$$D = 1 \text{ g/mL}$$

$$Masasoluto = 2,70 \text{ g}$$

$$Masadisolvente = 100 \text{ g}$$

$$\Pi = 9,12 / 760 = 0,012 \text{ atm}$$

$$T = 25 \text{ °C}$$

$$\Pi = [(m_{\text{soluto}}/Mm \cdot V(L)) \cdot R \cdot T] \quad (1)$$

$$m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 2,70 \text{ g} + 100 \text{ g} = 102,7 \text{ g}$$

Con la densidad de la disolución podemos conocer el volumen de la misma:

$$d = m_{\text{disolución}}/V_{\text{disolución}}$$

$$V_{\text{disolución}} = m_{\text{disolución}}/d$$

$$V_{\text{disolución}} = 102,7 \text{ g} / 1 \text{ g/mL} = 102,7 \text{ mL} = 0,102 \text{ L}$$

Volviendo a la ecuación (1):

$$0,012 = (2,70/M_m \cdot 0,102) \cdot 0,082 \cdot (273 + 25)$$

$$0,012 = 646,83/M_m$$

$$M_m = 646,83/0,012 = 53902,9 \text{ u}$$

Ejercicio resuelto

Un recipiente tiene dos compartimentos iguales separados por una membrana semipermeable. En uno de ellos se coloca una disolución que se ha preparado disolviendo 50 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en agua hasta tener medio litro de mezcla; y en el otro, una disolución que se ha preparado disolviendo 50 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en agua hasta tener medio litro de mezcla. Al día siguiente, ¿cómo estarán los niveles de los líquidos en los dos compartimentos?

Resolución

Una membrana semipermeable es aquella que deja pasar únicamente el disolvente de un recipiente a otro hasta conseguir que las concentraciones sean iguales. El disolvente pasará de la concentración menor a la mayor para que esta disminuya al aumentar el volumen. En Osmosis se cumple que la relación entre las concentraciones iniciales debe ser igual a la relación entre los volúmenes finales

Conozcamos las concentraciones de las disoluciones:

Disolución 1 → Sacarosa

$$M1 = \frac{\text{masa}_{\text{solute}}}{Mm \cdot V(L)}$$

$$M1 = 50/Mm \cdot 0,5$$

$$Mm \text{ C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342 \text{ u}$$

$$M1 = 50/342 \cdot 0,5 = 0,29 \text{ mol/L}$$

Concentración de glucosa:

$$M2 = m_{\text{solute}}/Mm \cdot V(L)$$

$$Mm \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u}$$

$$M2 = 50/180 \cdot 0,5 = 0,55 \text{ mol/L}$$

El disolvente H₂O pasará de la concentración **M1** a la **M2**. Se obtendrán unos volúmenes cuya relación debe ser igual a la relación entre las **conentraciones iniciales**:

$$\frac{0,55 \text{ M2}}{0,29 \text{ M1}} = \frac{V2}{V1}$$

$$1,89 = V2/V1 \quad (1)$$

Por otra parte se debe cumplir:

$$V1 + V2 = 1 \quad (2)$$

De la ecuación (1) despejamos V2:

$$V2 = 1,8 \cdot V1$$

Llevamos V2 a la ecuación (2):

$$V1 + 1,8 \cdot V1 = 1$$

$$2,8 V1 = 1$$

$$V1 = 1 / 2,8 = 0,36 \text{ L}$$

Por lo que V2:

$$V2 = 1,8 \cdot 0,36 = 0,65 \text{ L}$$

----- O -----