

GUIA DE QUIMICA 2º MEDIO

Unidad: Disoluciones

Tema: Dilución y Propiedades Coligativas

Objetivos

- Determinar procedimiento matemático para diluir una solución
- Comprender las propiedades de una solución en función de su concentración

Recordando sobre los aprendizajes adquiridos:

- Cuando hablamos de concentración, estamos hablando de una relación cuantitativa de los componentes de la solución (soluto/solvente; soluto/solución)
- Existen varias formas de expresar la concentración de una disolución:
 - % en masa = [masa (g) de soluto / masa (g) de disolución] * 100
 - % en volumen = [volumen (L) de soluto / volumen (L) de disolución] * 100
 - % masa/volumen = [masa (g) de soluto / volumen (L) de disolución] * 100
- Molaridad (M) = moles de soluto / 1 L de solución
- Molalidad (m) = moles de soluto / 1 Kg de solvente
- El Mol es la unidad química que se utiliza para expresar la cantidad de sustancia y 1 mol nos habla de $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas que poseen cierta masa.
- Para determinar la masa molar de un compuesto debo considerar la fórmula química y las masas atómicas de los elementos que lo constituyen, éste último dato lo encuentro en la tabla periódica

¡COMENZANDO UN NUEVO DESAFÍO!

Has escuchado hablar de "productos o soluciones concentrados", por ejemplo en los laboratorios habitualmente se utilizan ácidos que están concentrados o en supermercados ofrecen detergentes concentrados. También hay medicamentos que se venden concentrados y que "hay que diluirlos" para poder administrarlos.

Actividad Nº 1

1.1. ¿Podrías establecer una característica de una solución concentrada?

1.2. ¿Qué se hace habitualmente para diluir una disolución?

Bien, con frecuencia las disoluciones "concentradas" se diluyen antes de utilizarlas. La dilución es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada, es decir, teniendo una concentración ya establecida, se agrega mayor cantidad de disolvente para alcanzar menores concentraciones. Esto se calcula aplicando la fórmula:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

Donde M_1 = molaridad inicial de la disolución.

V_1 = volumen inicial de la disolución.

M_2 = molaridad final de la disolución.

V_2 = volumen final de la disolución

Ejemplo

1. A 10 mL de una disolución acuosa de cloruro de sodio (NaCl) 5 M se agregan 10 mL más de agua. ¿Cuál será la nueva concentración de la disolución?

Recogida de datos:

$$M_1 = 5 \text{ M}$$

$$V_1 = 10 \text{ mL} = 0,01 \text{ L}$$

$$M_2 = x$$

$$V_2 = 20 \text{ mL} = 0,02 \text{ L}$$

Reemplazando en $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

$$5 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L} = x \cdot 0,02 \text{ L}$$

$$x = \frac{5M \cdot 0.01L}{0.02L}$$

$$x = 2,5 \text{ M}$$

Actividad N° 2

2.1. Se tiene una solución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de 5M. ¿Cuántos mL se necesitarán para obtener 2L de otra disolución de H_2SO_4 con concentración de 0.25M? Respuesta: 0.1 L o 100 ml

2.2. Se añaden 200mL de HCl que tiene una concentración de 0.75M a una solución con 2.5 L de agua, cuál es la concentración de la disolución resultante? Respuesta: 0.05M

2.3. Si se tiene una disolución acuosa de ácido clorhídrico 12 M y se necesita preparar dos litros de la misma disolución pero de concentración 6 M, que cantidad del ácido se debe disolver?

Respuesta: 1000 mL

Propiedades Coligativas

Existen preguntas muy interesantes de la cotidianeidad que uno nunca se plantea pero que habitualmente encuentran respuestas al estudiar las disoluciones:

¿Por qué al agua que se le coloca al radiador del auto se le agrega un anticongelante?

¿Por qué en los países europeos, después de una tormenta de nieve, la gente echa sal en las calles?

Cuándo se colocan a cocinar los tallarines en agua ¿es preferible agregarle al agua la sal?

¿Por qué las mermeladas se preparan con tanta cantidad de azúcar?

Bueno estas preguntas y otras más tienen sus respuestas en las propiedades de las disoluciones cuando varían determinados factores que tienen relación con la concentración de la misma.

Existen propiedades de las soluciones que sólo dependen de la concentración del soluto y no de la naturaleza de sus moléculas. Estas son las llamadas propiedades coligativas. Las propiedades coligativas no guardan ninguna relación con el tamaño ni con cualquier otra propiedad de los solutos.

Las cuatro propiedades coligativas son:

- Descenso en la presión de vapor del disolvente
- Aumento del punto de ebullición (elevación ebulloscópica)
- Disminución del punto de congelación (descenso crioscópico)
- Presión osmótica.

Las propiedades coligativas tienen tanta importancia en la vida común como en las disciplinas científicas y tecnológicas, entre otras cosas permite:

- Separar los componentes de una solución por un método llamado destilación fraccionada.
- Formular y crear mezclas frigoríficas y anticongelantes, como por ejemplo las que se emplean en los radiadores de los automóviles.
- Determinar masas molares de solutos desconocidos.
- Formular sueros o soluciones fisiológicas que no provoquen desequilibrio hidrosalino en los organismos animales o que permitan corregir una anomalía del mismo.
- Formular caldos de cultivos adecuados para microorganismos específicos.
- Formular soluciones de nutrientes especiales para regadíos de vegetales en general.

En el estudio de las propiedades coligativas se deberán tener en cuenta dos características importantes de las soluciones y los solutos.

Soluciones: Es importante tener en mente que se está hablando de soluciones relativamente diluidas, es decir, disoluciones cuyas concentraciones son $\leq 0,2$ Molar, en donde teóricamente las fuerzas de atracción intermolecular entre soluto y solvente serán mínimas.

Solutos: Los solutos se presentarán como:

Electrolitos: disocian en solución y conducen la corriente eléctrica.

No Electrolito: no disocian en solución. A su vez el soluto no electrolito puede ser volátil o no volátil.

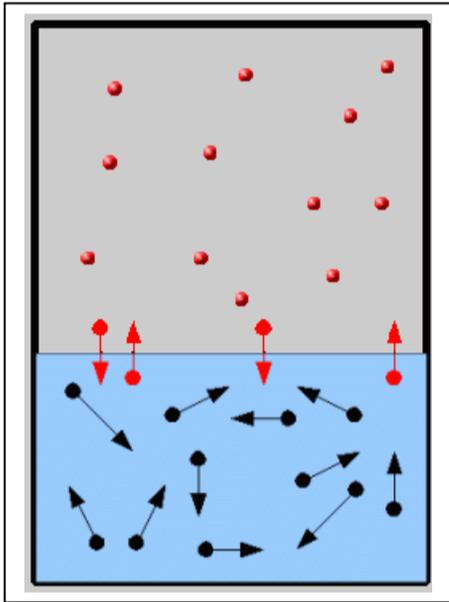
Actividad N°3

3.1. ¿Qué se entiende por propiedades coligativas?

3.2. Nombra las propiedades Coligativas

3.3. ¿Cuál es la diferencia entre sustancia volátil y no volátil?

Presión de vapor



En el dibujo se representa un recipiente cerrado, lleno parcialmente de un líquido (azul).

Este líquido como toda sustancia está constituido por moléculas (bolitas negras), que están en constante movimiento al azar en todas direcciones. Este movimiento errático, hace que se produzcan choques entre ellas, de estos choques las moléculas intercambian energía, tal y como hacen las bolas de billar al chocar; algunas aceleran, mientras otras se frenan.

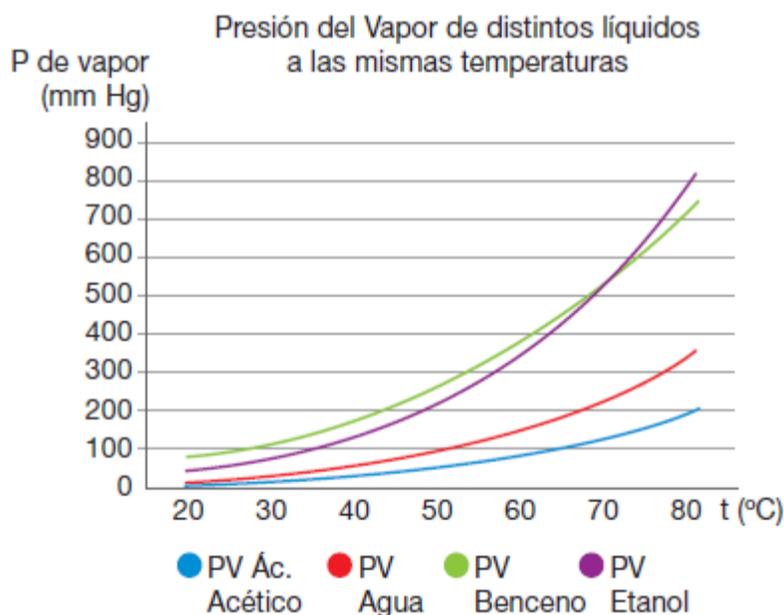
En este constante choque e intercambio de energía, algunas moléculas pueden alcanzar tal velocidad, que si están cerca de la superficie pueden saltar del líquido (bolitas rojas) al espacio cerrado exterior como gases.

A este proceso de conversión lenta de los líquidos a gases se les llama evaporación.

A medida que más y más moléculas pasan al estado de vapor, la presión dentro del espacio cerrado sobre el líquido aumenta, este aumento no es indefinido, y hay un valor de presión para el cual por cada molécula que logra escapar del líquido necesariamente regresa una de las gaseosas a él, por lo que se establece un equilibrio y la presión no sigue subiendo. Esta presión se conoce como Presión de Vapor.

La "presión de vapor", que se demuestra experimentalmente en un líquido.

Observa con atención el siguiente



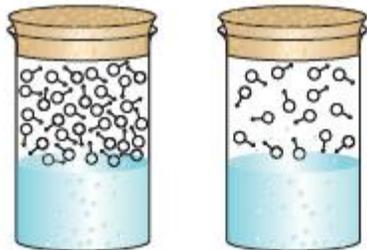
A partir de los datos representados en él, se puede establecer que:

1. Para un mismo líquido por ejemplo el agua, la presión de vapor aumenta a medida que aumenta la temperatura.
2. Líquidos diferentes a la misma temperatura presentan presiones de vapor diferentes.

Descenso de la presión de vapor.

Tal como se indica en el gráfico anterior, un líquido puro posee una presión de vapor determinada, que depende solo de él y de la temperatura a la que se presenta. Valor que se altera si agregamos al líquido (disolvente) un soluto cualquiera.

El soluto y el disolvente pueden ser volátiles o no volátiles. Los no volátiles presentan una gran atracción entre sus moléculas componentes, por lo tanto su presión de vapor es pequeña, mientras que los volátiles tienen interacciones moleculares más débiles, lo que aumenta la presión de vapor, es decir, el número de moléculas en estado gaseoso.



4. Representación de la presión de vapor de un líquido volátil y uno no volátil.

Si el soluto que se agrega al disolvente es no volátil, se producirá un descenso de la presión de vapor, puesto que un soluto no volátil que se añade al líquido, reduce la capacidad de las moléculas del disolvente a pasar de la fase líquida a la fase vapor, debido a que se generan nuevas fuerzas de interacción. Lo que produce un desplazamiento del equilibrio y se traduce en una reducción de la presión de vapor sobre la disolución.

Actividad N° 4

4.1. ¿Qué se entiende por presión de vapor?

4.2. ¿Qué factores modifican la presión de vapor?

4.3. Observando el gráfico anterior ¿Cómo es la presión de vapor de un líquido no volátil comparado con un líquido volátil a la misma temperatura?

4.4. ¿Qué ocurre con la presión de vapor de un líquido puro cuando se agrega un soluto?

4.5. ¿Cuándo se produce un mayor aumento de la presión de vapor al agregar un soluto no volátil o un soluto volátil?

4.6. Si quiero disminuir la presión de vapor ¿Qué tipo de soluto debería agregar al disolvente?

El grado en el cual un soluto no volátil disminuye la presión de vapor es proporcional a la concentración de la disolución, es decir, mientras mayor sea la concentración de la solución mayor es la disminución de la presión de vapor. La expresión cuantitativa del descenso de la presión de vapor de las soluciones que contienen solutos no volátiles está dada por la Ley de Raoult, formulada por el científico Francois Marie Raoult quien demostró que "a una temperatura constante, el descenso de la Presión de Vapor es proporcional a la concentración de soluto presente en la disolución", lo que cuantitativamente se expresa como:

$$P = X_{\text{disolvente}} \cdot P_0_{\text{disolvente}}$$

Donde:

P = es la presión de vapor de la solución.

$X_{\text{disolvente}}$ = es la fracción molar del disolvente.

$P_0_{\text{disolvente}}$ = es la presión de vapor del disolvente puro.

Aquí nos aparece el concepto de "fracción molar", la que vamos a entender como una unidad química usada para expresar la concentración de soluto en una solución. Nos expresa la proporción en que se encuentran los moles de soluto con respecto a los moles totales de solución, que se calculan sumando los moles de soluto(s) y de solvente. Para calcular la fracción molar de una mezcla homogénea, se emplea la siguiente expresión:

$$\text{Fracción molar del soluto} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles total de la disolución}}$$

Ahora bien, cuando la disolución posee un solvente A y un único soluto al que denominaremos "B", de fracción molar X_B , tendremos lo siguiente:

$$P_A = P_A^0 \cdot X_A$$

Donde:

P_A = es la presión de vapor de la solución

P_A^0 = es la presión de vapor del disolvente puro.

X_A = es la fracción molar del disolvente en la disolución.

Considerando de $X_B + X_A = 1$ y reemplazando X_A en la expresión anterior tenemos que,

$$P_A = P_A^0 \cdot (1 - X_B)$$

Al resolver algebraicamente se obtiene

$$P_A = P_A^0 - P_A^0 X_B$$

Expresión que permite obtener la diferencia entre las presiones de vapor (ΔP_A),

$$P_A = P_A^0 - P_A^0 X_B$$

$$P_A^0 - P_A = P_A^0 X_B$$

$$\Delta P_A = P_A^0 X_B$$

Otro caso, es considerar una solución formada por dos componentes volátiles, en las cuales las presiones parciales de los vapores A y B sobre la disolución están dadas por la Ley de Raoult

$$P_A = X_A \cdot P_A^0 \quad \text{y} \quad P_B = X_B \cdot P_B^0$$

La presión de vapor total sobre la solución se calcula sumando las presiones parciales de cada componente volátil

$$P_{\text{TOTAL}} = P_A + P_B$$

$$P_{\text{TOTAL}} = X_A \cdot P_A^0 + X_B \cdot P_B^0$$

Revisemos el siguiente ejemplo

Consideremos una disolución formada por 1 mol de Benceno y 2 moles de Tolueno. El Benceno presenta una presión de vapor (P^0) de 75 mm de Hg y el Tolueno una de 22 mm de Hg a 20°C

La fracción molar del Benceno y Tolueno serán

$$X_{\text{benceno}} = \frac{1}{1+2} = 0,33 \quad X_{\text{tolueno}} = \frac{2}{1+2} = 0,67$$

La presión parcial de cada componente será

$$P_{\text{benceno}} = X_{\text{benceno}} \cdot P_{\text{benceno}}^0 \quad P_{\text{tolueno}} = X_{\text{tolueno}} \cdot P_{\text{tolueno}}^0$$

$$P_{\text{benceno}} = (0,33) \cdot (75 \text{ mmHg}) \quad P_{\text{tolueno}} = (0,67) \cdot (22 \text{ mmHg})$$

$$P_{\text{benceno}} = 25 \text{ mmHg} \quad P_{\text{tolueno}} = 15 \text{ mmHg}$$

Por lo tanto la Presión Total de la Disolución será

$$P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{benceno}} + P_{\text{tolueno}}$$

$$P_{\text{TOTAL}} = 25 \text{ mmHg} + 15 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{TOTAL}} = 40 \text{ mmHg}$$

Actividad N° 5

5.1. La presión de vapor del metanol puro es 159,76 mmHg. Determinar la fracción molar de glicerol (soluto no electrólito y no volátil) necesario para disminuir la presión de vapor a 129,76 mmHg. Rta: 0,188

5.2. 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. Rta: $P_{\text{heptano}} = 18.4$ torr $P_{\text{octano}} = 24.8$ torr $P_{\text{total}} = 43.2$ torr

5.3. La presión de vapor sobre el agua pura a 120°C es 1480 mmHg. Si se sigue la Ley de Raoult ¿Qué fracción de etilenglicol debe agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este solvente a 760 mmHg? Rta: 0,486

Aumento del punto de ebullición

Como hemos visto un líquido contenido en un recipiente abierto, sufre evaporación. Si la temperatura es lo suficientemente alta, se forman dentro del líquido burbujas de vapor que ascenderán a la superficie. Cuando sucede esto, se dice que el líquido hierve.

Se ha demostrado experimentalmente que cuando este fenómeno sucede la presión de vapor del líquido iguala a la presión externa o atmosférica que actúa sobre la superficie del líquido. Por lo que el punto de ebullición se define como: la temperatura a la cual la presión de vapor iguala a la presión externa o atmosférica.

El ascenso del punto de ebullición, se obtiene por la diferencia entre el punto de ebullición de la disolución y el punto de ebullición del disolvente puro, lo que se expresa como:

$$\Delta T_e = T_{e \text{ disolución}} - T_{e \text{ disolvente puro}}^0$$

donde

ΔT_e Corresponde al ascenso del punto de ebullición.

$T_{e \text{ disolución}}$ Es el punto de ebullición de la disolución.

$T_{e \text{ disolvente puro}}^0$ Es el punto de ebullición del disolvente puro.

Se sabe además que, como toda propiedad coligativa, el ascenso del punto de ebullición depende de la concentración del soluto, siendo en este caso una relación directamente proporcional según la relación

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

Donde:

K_e = es la constante ebulloscópica que establece el ascenso del punto de ebullición de una disolución 1 molal y es propia de cada disolvente y esta tabulada. Para el caso del agua corresponde a 0,52 oC/m.

m = corresponde a la molalidad.

Veamos el siguiente ejemplo

Por ejemplo, cuál es el punto de ebullición de una solución de 100 g de anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 900 g de agua ($K_e = 0,52$ °C/m).

Datos:

Masa soluto etilenglicol = 100 g

Masa molar soluto etilenglicol = 62 g/mol

Masa disolvente agua = 900 g

MM disolvente agua = 18 g/mol

$K_e = 0.52$ °C/m

$T_e = 100$ °C

ΔT_e se puede calcular a partir de las expresiones

$$\Delta T_e = T_{e \text{ disolución}} - T_{e \text{ disolvente puro}}^0 \quad (1) \quad \text{y} \quad \Delta T_e = K_e \cdot m \quad (2)$$

Para obtener la temperatura de ebullición de la disolución necesitamos la ecuación (1), pero como no tenemos ΔT_e (ascenso de la temperatura de ebullición), necesitamos obtenerlo de la ecuación (2).

Para esto entonces debemos:

- Calcular la molalidad de la solución

$$\begin{aligned} \text{Moles de soluto} &: & 62 \text{ g} & \text{-----} & 1 \text{ mol} \\ & & 100 \text{ g} & \text{-----} & x \\ x &= & 1,613 \text{ moles de soluto} \\ \text{Molalidad} &= & 1,792 \text{ molal} \end{aligned}$$

- Teniendo la molalidad calculamos ΔT_e

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

$$\Delta T_e = (0,52 \text{ }^\circ\text{C/molal}) (1,792 \text{ molal})$$

$$\Delta T_e = 0,9319 \text{ }^\circ\text{C}$$

- Luego

$$\begin{aligned} \Delta T_e &= & T_e & - & T_e^\circ \\ 0,9319 \text{ }^\circ\text{C} &= & T_e & - & 100 \text{ }^\circ\text{C} \\ T_e &= & 100,9319 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Como ves el punto de ebullición vario de 100°C a 100,9319 °C

Actividad N° 6

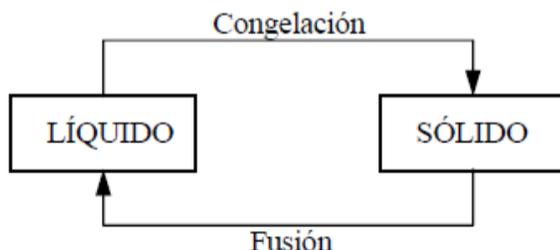
6.1. Determinar el punto de ebullición de una solución que contiene 20 g de glucosa (masa molar= 180 g/mol) disueltos en 500 g de agua

Rta: 100,115 °C

6.2. En 392 g de agua se disuelven 85 g de azúcar de caña (sacarosa). Determinar el punto de ebullición de la solución resultante. Masa molecular de la sacarosa: 342 g/mol. Rta: 100,329°C

Punto de congelación

La transformación de un líquido a sólido se llama Congelación, y el proceso inverso se llama Fusión.



En otras palabras:

El PUNTO DE CONGELACIÓN de un líquido corresponde a la temperatura en la cual las moléculas de un compuesto (como por ejemplo el agua) pasan del estado líquido al estado sólido.

Este fenómeno se debe a la agrupación de las moléculas, las cuales se van acercando paulatinamente disminuyendo el espacio intermolecular que las separa hasta que la distancia sea tal que se forma el sólido. Este acercamiento se debe básicamente a que el movimiento molecular se va haciendo menor debido a la disminución de la temperatura lo que provoca que la energía cinética de las moléculas sea menor.

Por lo tanto, como la energía calórica del ambiente (medida por la temperatura) no es lo suficientemente alta como para contrarrestar la atracción entre las moléculas, ellas tienden entonces a agruparse y por lo tanto "congelar".

El descenso del punto de congelación (ΔT_c) se obtiene por la diferencia entre el punto de congelación del disolvente puro (T_{cB}°) y el punto de congelación de la disolución (T_c), lo que se expresa como:

$$\Delta T_c = T_{cB}^{\circ} - T_c$$

Experimentalmente se observa que ΔT_c es directamente proporcional a la concentración molal de la disolución, a saber:

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

Donde:

K_c = es la constante crioscópica que representa el descenso del punto de congelación de una disolución 1 molal y es propia de cada disolvente y está tabulada. Para el agua es 1,86 °C/m.

m = corresponde a la concentración molal de la solución.

Veamos un ejemplo

Para la misma sustancia (etilenglicol) se calculará el punto de congelación de una solución de 100g de anticongelante, en 900 g de agua, sabiendo que $K_c = 1,86$ °C/molal.

Sabiendo que $\Delta T_c = T_c^{\circ} - T_c$ y además es $\Delta T_c = K_c \cdot m$

Al igual que el ejercicio anterior se debe

- Determinar la molalidad de la disolución

$$\begin{aligned} \text{Moles de soluto} & : \quad 62 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol} \\ & \quad \quad \quad 100 \text{ g} \text{ ----- } x \\ x & = 1,61 \text{ moles de soluto} \\ \text{Molalidad} & = 1,79 \text{ molal} \end{aligned}$$

- Luego tenemos que

$$\begin{aligned} \Delta T_c & = K_c \cdot m \\ \Delta T_c & = (1,86 \text{ °C/molal}) \cdot (1,79 \text{ molal}) \\ \Delta T_c & = 3,33 \text{ °C} \end{aligned}$$

- Por consiguiente tenemos que

$$\begin{aligned} \Delta T_c & = T_c^{\circ} - T_c \\ 3,33 \text{ °C} & = 0^{\circ} - T_c \\ T_c & = -3,33 \text{ °C} \end{aligned}$$

- Observa que el punto de congelación de la disolución es $-3,33^{\circ}\text{C}$ en comparación con la del agua pura que es de 0°C

Actividad N°7

7.1. En 392 g de agua se disuelven 85 g de azúcar de caña (sacarosa). Determinar el punto de congelación de la solución resultante. Masa molecular de la sacarosa: 342 g/mol. Rta: $-1,179^{\circ}\text{C}$.

7.2. Se disuelven 10 g de naftaleno en 50 mL de Benceno ($d = 0,88$ g/mL) ¿Cual es el punto de congelación de esta solución, sabiendo que la masa molar de naftaleno es 128 g/mol? (benceno: $K_c = 5,12$ °C/molal y $T_c^{\circ} = 5,5$ °C) Rta: $-3,82$ °C

Presión osmótica

Definición:

- Ciertos materiales como el celofán o bien ciertas estructuras complejas como las membranas de los sistemas biológicos son SEMIPERMEABLES, es decir, cuando están en contacto con la solución permiten el paso de algunas moléculas, pero no de otras.
- Generalmente, estas membranas, permiten el paso de pequeñas moléculas de solvente (ejemplo el agua), pero bloquean el paso de moléculas o iones de soluto de mayor tamaño.
- Este carácter semipermeable se debe a la presencia de pequeños canales o poros en su estructura membranosa

La presión osmótica se entiende como aquella que establece el equilibrio dinámico entre el paso del disolvente desde la disolución diluida hacia la más concentrada y viceversa.

La presión osmótica obedece a una ley similar a la de los gases ideales.

Van't Hoff fue el primer científico que analizó estos hechos, los cuales se expresan en la siguiente ecuación, conocida como ecuación de Van't Hoff:

$$\pi = \frac{n R T}{V}$$

Donde:

- π = Presión Osmótica (atm)
- V = Volumen de la solución (L)
- R = Constante de los gases ideales (0,082 L atm/ K mol)
- n = Número de moles de soluto
- T = Temperatura (K)

De acuerdo a la ecuación de Van't Hoff, se observa que a temperatura constante la presión osmótica solo depende de la concentración de partículas y no de la naturaleza del soluto, de ahí que la presión osmótica es una propiedad coligativa de una solución.

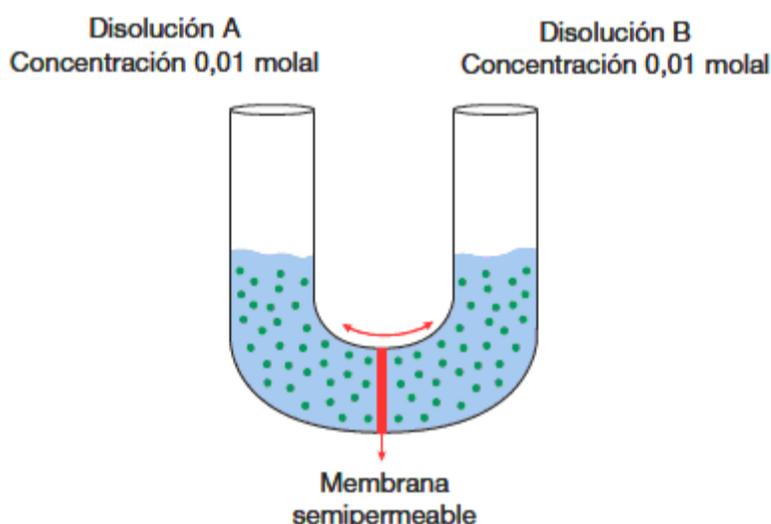
Si el volumen de la solución fuera un litro, entonces:

$\frac{n}{V}$ = Molaridad*, por lo tanto, nuestra relación puede formularse como:

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

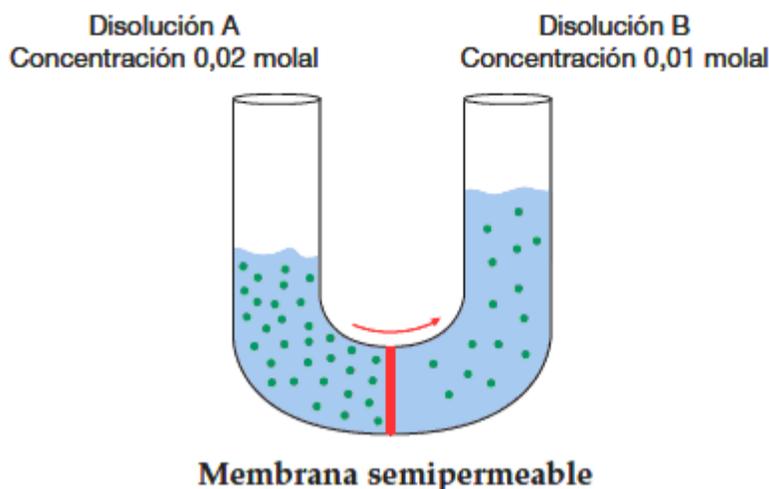
Las disoluciones se pueden clasificar entre si respecto de su presión osmótica en:

1. Ambas disoluciones tiene la misma concentración:



- Ambas soluciones tienen la misma concentración a una temperatura dada, luego podemos decir que no se presenta el fenómeno de osmosis
- Se puede concluir que ambas soluciones tienen igual Presión Osmótica
- Cuando dos disoluciones tienen igual Presión Osmótica se dice que son "isotónicas" o isoosmóticas entre sí

2. Las disoluciones presentan concentraciones distintas:



- La disolución A tiene mayor concentración que la disolución B, se dice entonces, que la disolución A es hipertónica con respecto a la disolución B
- También se puede decir que la disolución B es hipotónica con respecto a la disolución A.
- Como la disolución B es hipotónica con respecto a la disolución A, genera una menor presión osmótica, ya que tiene menos partículas en solución, por lo tanto, se puede decir que la disolución B es hipoosmótica con respecto a la disolución A
- Como la disolución A es hipertónica, con respecto a la disolución B, genera una mayor presión osmótica, ya que tiene mayor número de partículas en solución, luego se dice que es hiperosmótica con respecto a la solución B.

Veamos nuevamente un ejemplo

La presión osmótica promedio de la sangre es 7,7 atm a 25 °C. ¿Qué concentración de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), será isotónica con la sangre?

Para determinar la presión osmótica se tiene:

$$\pi = M \cdot R \cdot T \quad T^\circ \text{ en grados Kelvin}$$

Despejando la M se obtendrá:

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

Reemplazando se observa la expresión:

$$M = 7,7 \text{ atm} / (0,082 \text{ L atm/}^\circ\text{K mol}) \cdot (298 \text{ }^\circ\text{K})$$

$$M = 0,31 \text{ M o } 5,3\%$$

Actividad N° 8

8.1. Determinar la presión osmótica a 20°C de una solución que contiene 50 g de sacarosa por litro de solución, sabiendo que su masa molar es de 342 g/mol

Rta: 3.5 atm

8.2. 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.

Rta: 47,585 atm.

8.3. Determine la presión osmótica de una solución de glucosa que contiene 12 gr. de la sustancia en 500 ml de solución a una temperatura de 298°K.

Masa molecular de la glucosa = (MM): 180 g/mol

Rta:

3,176 atm

Para cerrar este capítulo, veamos si puedes dar respuesta a las preguntas planteadas al inicio

1. ¿Con qué propiedad coligativas se relaciona cada fenómeno que a continuación se detallan?

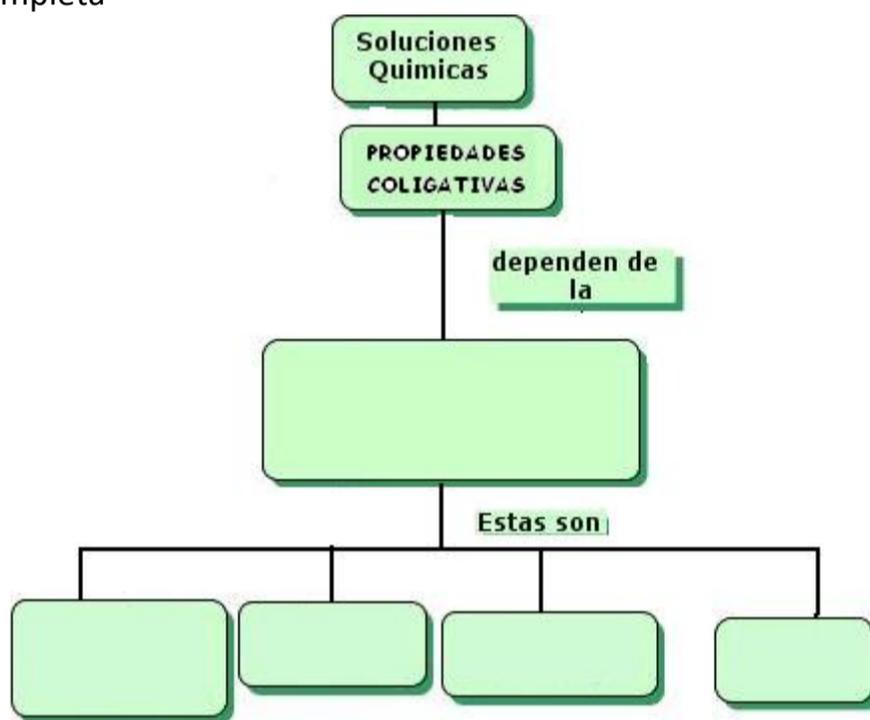
Agregar al agua que se le coloca al radiador del auto un Anticongelante.....

En los países europeos, después de una tormenta de nieve, la gente echa sal en las calles.....

Al cocer tallarines es preferible no agregar sal al agua.....

Las mermeladas se hacen con una gran cantidad de azúcar.....

2. Completa



TERCERA PARTE AUTOEVALUACIÓN

I. Selección Única

1. ¿Qué cantidad de agua se debe agregar a 40 mL de disolución 0,6 M para obtener otra solución 0,1 M?

- a. 200 mL b. 240 mL c. 24L d. 280 mL

2. ¿Cuál es la concentración de una solución de 300mL que fue preparada al disolver 5 mL de otra solución 3 M?

- a. 0.05 mol/L b. 0.5 mol/L c. 500 mol/L d. 5 M

3. A 300 mL de solución 0.5 M en NaOH se le adicionan 100 mL de agua. La concentración molar de la nueva solución es de

- a. 0.375 M b. 3.75 M c. 0.137 M d. 0.005 M

4. El volumen de agua que hay que agregar a 500 mL de solución 0.25 M para llevar su concentración a 0.15 M es de

- a. 833 mL b. 1.333 mL c.. 167 mL d. 333 mL

5. Las propiedades coligativas de las disoluciones son aquellas que:
- dependen del estado físico del soluto y del disolvente.
 - dependen de la naturaleza del soluto y del disolvente, no de la cantidad de los mismos que se encuentre en la disolución.
 - dependen del número de moles de soluto que se encuentren en la disolución, no de la naturaleza del mismo.
 - dependen del número de gramos de soluto que se encuentren en la disolución, no de su naturaleza ni del número de moles del mismo

6. Indique cuál de las siguientes propiedades no es una propiedad coligativas:

- a. Ósmosis b. Crioscopia c. Fracción Molar d. Presión de vapor

7. Una disolución cuyo comportamiento se supone ideal tiene un punto de ebullición de 100,15°C, Sabemos además, que los valores de K_e y K_f son respectivamente 0,52 y 1,86 ¿Cuál será su punto de congelación:

- a. + 0,54 °C b. - 0,15 °C c.+ 0,15 °C d. - 0,54 °C

8. Una disolución A contiene 25 g/L de antraceno (C 14 H 10) disueltos en benceno y otra B 25 g/L de ácido benzoico (C 6 H 6 O 2) en el mismo disolvente. Indique la respuesta que considere correcta:

(Datos: Masas atómicas: C=12; H=1; O=16)

- A congelará a menor temperatura que B.
- B congelará a menor temperatura que A.
- ambas congelan a la misma temperatura.
- la diferencia en el punto de congelación de ambas depende de la cantidad de muestra que se tome para analizar.

9. ¿Cuál será la reducción del punto de congelación si se disuelve suficiente azúcar en agua para hacer solución 0,50 molar ?

- a. 0.93°C b. 0.093°C c. - 0.2°C d. 0.2 °C

10. A una temperatura de 26°C, la presión de vapor del agua es 25,21 mmHg. Si a esta temperatura se prepara una solución 2,32 molal de un compuesto no electrolito, no volátil. La presión de vapor de esta solución suponiendo comportamiento ideal es

- a. 2,8 mm Hg b. 0,64 mmHg c.. 6,24 mmHg d. 24,20 mmHg.

11. La temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es la misma que la presión ambiental corresponde a su punto:

- a. de fusión b. de congelación c. de sublimación d. de ebullición

12. Con el propósito de impedir que el agua del radiador de un vehículo motorizado hierva o se congele en el desierto, se puede

- no llenar totalmente el radiador con agua.
- disolver alguna sustancia con el propósito de cambiar el punto de congelación y de ebullición.
- agregar un soluto volátil.
- agregar alguna sustancia que no sea soluble en agua.

13. A una presión de 740 mm de Hg el agua pura hierve a 78 °C. Si al agua le agregamos cloruro de sodio, el punto de ebullición

- a. se eleva notoriamente b. desciende notoriamente
c. permanece igual d. desciende muy poco

14. Si una célula sanguínea se encuentra en un medio acuoso hipertónico,
I. se deshidrata II. se hincha y explota
III. absorberá agua del medio que le rodea IV. Liberará agua al medio que la circunda

- a. I y II b. II y III c. I y IV d. II y IV

15. ¿Cuál es la presión osmótica en una disolución acuosa de un hidrato de carbono 0,3 molar a 25 °C?
- a. 3,37 atm b. 7,33 atm c. 33,7 atm d. 73,3 atm
16. ¿Cuál de las siguientes soluciones acuosas tiene el más alto punto de ebullición?
- a. 0.1 M Cloruro de sodio b. 0.1M Fluoruro de potasio
c. 0.1M cloruro de magnesio d. 0.1 M solución de azúcar (sucrosa)
17. Tanto la elevación del punto de ebullición como _____ es proporcional a la disminución de la presión de vapor en una solución diluida
- a. disminución del punto de congelación b. solubilidad
c. disolvente d. elevación de la presión osmótica
18. ¿Cuál es el punto de congelación de una solución que contiene 8 g de sucrose en 100 g de agua K_c para el agua = 1.86 °C/mol
- a. -0.044°C b. -0.22°C c. -0.44°C d. -0.39°C
19. A 20°C la presión de vapor del agua es de 17,54 mm Hg ¿Cuál es la presión de vapor si en 50 g de agua se disuelven 5 g de azúcar? (Masa molar del azúcar 360 g/mol)
- a. 0.995 mm Hg b. 17.45 mm Hg c. 0.005 mmHg d. 0,019 mmHg

SOLUCIONARIO

Actividad Nº 1

1.1. ¿Podrías establecer una característica de una solución concentrada?

Una solución concentrada hace referencia a una alta concentración de soluto. Son aquellas soluciones que poseen prácticamente la totalidad de soluto que el solvente puede disolver a una presión y temperatura dadas.

1.2. ¿Qué se hace habitualmente para diluir una disolución?

Se agrega mayor cantidad de disolvente

Actividad Nº 2

2.1. Se tiene una solución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de 5M. ¿Cuántos mL se necesitarán para obtener 2L de otra disolución de H_2SO_4 con concentración de 0.25M? Rta : 0.1 L o 100 ml

Datos

$$[H_2SO_4]_2 = 5 \text{ M} \qquad [H_2SO_4]_1 = 0.25 \text{ M} \quad V_1 = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL} \qquad V_2 = X$$

Fórmula: $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

Reemplazo $0.25 \cdot 2.000 = 5 \cdot X$

$$X = 0.25 \cdot 2.000 / 5$$

$$X = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

2.2. Se añaden 200mL de HCl que tiene una concentración de 0.75M a una solución con 2.5 L de agua, cuál es la concentración de la disolución resultante? Rta: 0.05M

Datos

$$[HCl]_1 = 0.75 \text{ M} \quad V_1 = 200 \text{ mL} \quad [HCl]_2 = X \quad V_2 = 2.5 \text{ L} = 2.500 \text{ mL} + 200 \text{ mL} = 2.700 \text{ mL}$$

Fórmula $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

Reemplazo $0.75 \cdot 200 = X \cdot 2.700$

$$X = 0.05 \text{ M}$$

2.3. Si se tiene una disolución acuosa de ácido clorhídrico 12 M y se necesita preparar dos litros de la misma disolución pero de concentración 6 M, que cantidad del ácido se debe disolver? Rta: 1000 mL

Datos

$$[HCl]_1 = 12 \text{ M} \qquad V_2 = 2 \text{ L} = 2.000 \text{ mL} \qquad [HCl]_2 = 6 \text{ M}$$

Fórmula $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

Reemplazo $12 \cdot X = 6 \cdot 2.000$

$$X = 1.000 \text{ mL}$$

Actividad Nº3

3.1. ¿Qué se entiende por propiedades coligativas?

Son propiedades de las disoluciones que dependen del número de partículas (moléculas, átomos o iones) disueltas en una cantidad fija de solvente

3.2. Nombra las Propiedades Coligativas

- descenso en la presión de vapor del solvente,
- aumento del punto de ebullición,
- disminución del punto de congelación,
- presión osmótica.

3.3. ¿Cuál es la diferencia entre sustancia volátil y no volátil?

La volatilidad es la capacidad de una sustancia de evaporarse a una temperatura determinada y con una presión determinada. Un soluto no volátil no tiene la capacidad de evaporarse a temperatura ambiente (sal, azúcar) en cambio un soluto volátil si se evapora a temperatura ambiente (benceno, etanol)

Actividad N° 4

4.1. ¿Qué se entiende por presión de vapor?

La presión de vapor es la presión de la fase gaseosa o vapor de un sólido o un líquido sobre la fase líquida, para una temperatura determinada, en la que la fase líquida y el vapor se encuentra en equilibrio dinámico; su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes mientras existan ambas.

4.2. ¿Qué factores modifican la presión de vapor?

De la temperatura y de la naturaleza del líquido.

4.3. Observando el gráfico anterior ¿Cómo es la presión de vapor de un líquido no volátil comparado con un líquido volátil a la misma temperatura?

Líquido volátil mayor presión a iguales temperaturas

4.4. ¿Qué ocurre con la presión de vapor de un líquido puro cuando se agrega un soluto?

El valor de la presión de vapor del líquido puro se altera si agregamos al líquido (solvente) un soluto cualquiera. Si el soluto que se agrega al solvente es no volátil, se producirá un descenso de la presión de vapor. El grado en el cual un soluto no volátil disminuye la presión de vapor es proporcional a la concentración de la disolución, es decir, mientras mayor sea la concentración de la solución mayor es la disminución de la presión de vapor

4.5. Si quiero disminuir la presión de vapor ¿Qué tipo de soluto debería agregar al disolvente?

Soluto no volátil

Actividad N° 5

5.1. La presión de vapor del metanol puro es 159,76 mmHg. Determinar la fracción molar de glicerol (soluto no electrólito y no volátil) necesario para disminuir la presión de vapor a 129,76 mmHg. Rta: 0,188

Datos

$$P_{\text{metanol puro}} = 159.76 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{solución}} = 129.76 \text{ mmHg}$$

Aplicamos la Ley de Raoult

$$P_A^0 - P_A = P_A^0 X_B$$

Cálculo

$$159.76 - 129.76 = 159.76 \cdot X_{\text{glicerol}}$$

$$X = \frac{159.76 - 129.76}{159.76}$$

$$X = 0.188$$

Respuesta: La fracción molar de glicerol que se debe agregar es de 0.188

5.2. 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. Rta: P_{heptano} = 18.4 torr P_{octano} = 24.8 torr P_{total} = 43.2 torr

Datos

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

$$P_{\text{octano}} = 31.0 \text{ torr}$$

$$\text{Cantidad Heptano} = 1 \text{ mol}$$

$$\text{Cantidad octano} = 4 \text{ moles}$$

1º Calculamos la fracción molar de cada componente en la disolución líquida.

$$X_A = X_{\text{heptano}} = \frac{1.00 \text{ mol heptano}}{(1.00 \text{ mol heptano}) + (4.00 \text{ moles octano})} = 0.200$$

$$X_B = X_{\text{octano}} = 1 - X_{\text{heptano}} = 0.800$$

2º Aplicamos la Ley de Raoult para los componentes volátiles en la solución:

Actividad N°7

7.1. En 392 g de agua se disuelven 85 g de azúcar de caña (sacarosa). Determinar el punto de congelación de la solución resultante. Masa molecular de la sacarosa: 342 g/mol.

- Determinamos la molalidad de la solución

$$m = \frac{1.000 \times \text{gr de soluto}}{\text{masa molecular} \times \text{disolvente}}$$

$$m = \frac{1.000 \times 85 \text{ gr de azúcar}}{392 \text{ g agua} \times 342 \text{ g/mol}}$$

$$m = 0,634 \text{ mol/Kg}$$

- Determinamos punto de congelación

$$\triangle T_c = K_c \times m$$

$$\triangle T_c = 1,86^\circ\text{C Kg/mol} \times 0,634 \text{ mol/Kg}$$

$$\triangle T_c = 1,179^\circ\text{C}$$

Como el agua se congela por debajo de los 0°C
 $0^\circ\text{C} - 1,179 = -1,179^\circ\text{C}$.

7.2. Se disuelven 10 g de naftaleno en 50 mL de Benceno ($d = 0,88 \text{ g/mL}$) ¿Cual es el punto de congelación de esta solución, sabiendo que la masa molar de naftaleno es 128 g/mol?

(benceno: $K_c = 5,12^\circ\text{C/molal}$ y $T_c = 5,5^\circ\text{C}$)

Rta: $-3,82^\circ\text{C}$

Datos	Soluto naftaleno :	masa	= 10 g
		masa molar	= 128 g/mol
	Solvente benceno :	Volumen	= 50 mL
		densidad	= 0,88 g/mL
		K_c	= 5,12 $^\circ\text{C/m}$
		T_c	= 5,5 $^\circ\text{C}$

Aplicamos las ecuaciones

$$\Delta T_c = T_c - T_c \text{ Ecuación 1}$$

$$\Delta T_c = K_c m \text{ Ecuación 2}$$

Nos piden calcular punto de congelación de la solución, para lo cual necesitamos conocer el descenso en el punto de congelación, por lo tanto, a partir de la ecuación 2 obtenemos el descenso en el punto de congelación y luego aplicamos la ecuación 1 para determinar el punto de congelación de la solución.

Para poder conocer el descenso en el punto de congelación debemos calcular la molalidad de la solución.

a.- Primero calcularemos los moles de soluto que tenemos:

$$\begin{array}{r} 128 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol} \\ 10 \text{ g} \text{ ----- } X \\ X = 0,08 \text{ moles} \end{array}$$

b.- Luego calculamos la masa de solvente (por medio de la densidad)

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$
$$0,88 \text{ g/mL} = \frac{\text{masa}}{50 \text{ mL}}$$
$$\text{masa} = 44 \text{ g}$$

c.- Calculamos la molalidad

$$\begin{array}{r} 0,08 \text{ moles de soluto} \text{ ----- } 44 \text{ g de solvente} \\ X \text{ ----- } 1000 \text{ g de solvente} \\ X = 1,82 \text{ moles} \end{array}$$

Por lo tanto, la molalidad de la solución es 1,82

Cálculo del descenso del punto de congelación de la solución.

$$\Delta T_c = K_c m$$

$$\Delta T_c = (5,12^\circ\text{C/molal}) (1,82 \text{ molal})$$

$$\Delta T_c = 9,32^\circ\text{C}$$

Cálculo del punto de congelación de la solución.

$$\Delta T_c = T_c - T_c$$

$$9,32^\circ\text{C} = 5,5^\circ\text{C} - T_c$$

$$T_c = -3,82^\circ\text{C}$$

RESPUESTA: El punto de congelación de la solución es $3,82^\circ\text{C}$ bajo cero.

Actividad N° 8

8.1. Determinar la presión osmótica a 20°C de una solución que contiene 50 g de sacarosa por litro de solución, sabiendo que su masa molar es de 342 g/mol

Datos

Soluto masa = 50 g
 masa molar= 342 g/mol
Temperatura= 20° C = 293K

Calculamos moles

$$50 / 342 = 0.146 \text{ moles}$$

Calculamos presión osmótica a partir de $\pi = M \cdot R \cdot T$
reemplazando tenemos

$$\pi = 0.146 \cdot 0.082 \cdot 293$$

$$\pi = 3.5 \text{ atmósfera}$$

8.2. 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. Rta: 47,585 atm.

• Datos

Soluto : masa = 2 moles
Solvente : no hay datos
Solución : volumen = 1 L
temperatura = 17 °C

• Aplicamos las ecuaciones:

$$\pi = \frac{n R T}{V}$$

Ecuación 1

$$\pi = M R T$$

Ecuación 2

Si analizamos los datos estos nos dicen que tenemos 2 moles de soluto por un litro de solución, entonces la molaridad es 2, esto nos permite utilizar la ecuación 2 directamente. El único detalle que tenemos que tener en cuenta es que la temperatura la entregan en grados Celcius y la necesitamos en grados Kelvin.

• Conversión de unidades.

$$T(^{\circ}\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

$$T(^{\circ}\text{K}) = 17 + 273,15$$

$$T(^{\circ}\text{K}) = 290,15$$

• Cálculo de la presión osmótica de la solución (π).

$$\pi = M R T$$

$$\pi = (2 \text{ mol/L})(0,082 \text{ atm L/mol } ^{\circ}\text{K})(290,15 ^{\circ}\text{K})$$

$$\pi = 47,585 \text{ atm}$$

• RESPUESTA: La presión osmótica de la solución es 47,585 atm.

8.3. Determine la presión osmótica de una solución de glucosa que contiene 12 gr. de la sustancia en 500 ml de solución a una temperatura de 298°K.

Masa molecular de la glucosa = (MM): 180 g/mol

Calculamos número de moles

$$n = 12\text{g}/180 = 0.066 \text{ en } 0.5 \text{ Litros}$$

Luego sacamos los moles en un litro

$$M = 0.066/0.5 = 0.13$$

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

$$\pi = 0.13 \cdot 0.082 \cdot 298$$

$$\pi = 3,176 \text{ atm}$$

Recursos a utilizar para el trabajo

Texto Química 2º Medio

Informativo incluido en la misma guía

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

<http://hugochirinos.wikispaces.com/file/view/coligativas.pdf>