

I.- Introducción.

Los estudios teóricos y experimentales han permitido establecer, que los líquidos poseen propiedades físicas características. Entre ellas cabe mencionar: la densidad, la propiedad de ebullicir, congelar y evaporar, la viscosidad y la capacidad de conducir la corriente eléctrica, etc.

Cada líquido presenta valores característicos (es decir, constantes) para cada una de estas propiedades.

Cuando un **soluto** y un **solvente** dan origen a una **solución**, la presencia del soluto determina una modificación de estas propiedades con relación a su estado normal en forma aislada, es decir, líquido puro. Estas modificaciones se conocen como **PROPIEDADES DE UNA SOLUCIÓN**.

Las propiedades de las soluciones se clasifican en dos grandes grupos:

- 1.- Propiedades constitutivas: son aquellas que dependen de la **naturaleza de las partículas** disueltas. Ejemplo: viscosidad, densidad, conductividad eléctrica, etc.
- 2.- Propiedades coligativas o colectivas: son aquellas que dependen del **número de partículas** (moléculas, átomos o iones) disueltas en una cantidad fija de solvente. Las cuales son:
 - descenso en la presión de vapor del solvente,
 - aumento del punto de ebullición,
 - disminución del punto de congelación,
 - presión osmótica.

Es decir, son propiedades de las soluciones que solo dependen del **número de partículas** de soluto presente en la solución y no de la naturaleza de estas partículas.

IMPORTANCIA DE LAS PROPIEDADES COLIGATIVAS

Las propiedades coligativas tienen tanta importancia en la vida común como en las disciplinas científicas y tecnológicas, y su correcta aplicación permite:

- A) Separar los componentes de una solución por un método llamado destilación fraccionada.
- B) Formular y crear mezclas frigoríficas y anticongelantes.
- C) Determinar masas molares de solutos desconocidos.
- D) Formular sueros o soluciones fisiológicas que no provoquen desequilibrio hidrosalino en los organismos animales o que permitan corregir una anomalía del mismo.
- E) Formular caldos de cultivos adecuados para microorganismos específicos.
- F) 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 diluídas, 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.

Para mayor entendimiento de este capítulo describiremos las propiedades coligativas de solutos **No Electrolitos** y luego en un capítulo aparte serán considerados los solutos **Electrolito**.

I.- PROPIEDADES COLIGATIVAS N°1: Disminución de la presión de vapor.

A.- CONCEPTOS BÁSICOS: PRESIÓN DE VAPOR.

1.- Consideraciones:

- Una de las características más importantes de los líquidos es su capacidad para evaporarse, es decir, la tendencia de las partículas de la superficie del líquido, a salir de la fase líquida en forma de vapor.
- No todas las partículas de líquido tienen la misma **Energía Cinética**, es decir, no todas se mueven a igual velocidad sino que se mueven a diferentes velocidades.
- Solo las partículas más energizadas (con mayor energía) pueden escaparse de la superficie del líquido a la fase gaseosa.
- En la evaporación de líquidos, hay ciertas moléculas próximas a la superficie con suficiente energía como para vencer las fuerzas de atracción del resto (moléculas vecinas) y así formar la fase gaseosa.

Importante: Cuanto mas débiles son las fuerzas de atracción intermoleculares, mayor cantidad de moléculas podrán escapar a la fase gaseosa.

- Si un líquido está en un recipiente sellado puede parecer que no existiera evaporación, pero experimentos cuidadosos demuestran que las moléculas continúan abandonando el líquido.
- Algunas moléculas de vapor regresan a la fase líquida, ya que a medida que aumenta la cantidad de moléculas de fase gaseosa aumenta la probabilidad de que una molécula choque con la superficie del líquido y se adhiera a él.
- A medida que pasa el tiempo, la cantidad de moléculas que regresan al líquido iguala exactamente a las que escapan a la fase de vapor. Entonces, el número de moléculas en la fase gaseosa alcanza un valor uniforme.

Importante: La condición en la cual dos procesos opuestos se efectúan simultáneamente a igual velocidad se denomina **EQUILIBRIO DINÁMICO**.

2.- Definición:

Las moléculas de la fase gaseosa que chocan contra la fase líquida ejercen una fuerza contra la superficie del líquido, fuerza que se denomina **PRESIÓN DE VAPOR**, que se define como la presión ejercida por un vapor puro sobre su fase líquida cuando ambos se encuentran en equilibrio dinámico.

3.- Factores que afectan la presión de vapor:

Experimentalmente se ha comprobado que:

- i) Para un líquido la presión de vapor aumenta a medida que aumenta la temperatura.
- ii) Líquidos diferentes a la misma temperatura presentan presiones de vapor diferentes.



POR LO TANTO PODEMOS CONCLUIR QUE
LA PRESIÓN DE VAPOR DEPENDE DE LA
TEMPERATURA Y DE LA NATURALEZA
DEL LÍQUIDO

Para visualizar como depende la Pv con la temperatura, examinemos la siguiente Tabla:

Temperatura (°C)	Presión de vapor en mm de Hg			
	Ácido acético	Agua	Benceno	Etanol
20	11,7	17,5	74,7	43,9
30	20,6	31,8	118,2	78,8
40	34,8	55,3	181,1	135,3
50	56,6	92,5	264,0	222,2
60	88,9	149,4	388,6	352,7
70	136,0	233,7	547,4	542,5
80	202,3	355,1	753,6	818,6

Al examinar los datos experimentales se puede establecer los siguientes hechos:

- a.- Para un mismo líquido, la presión de vapor aumenta a medida que aumenta la temperatura.
Ejemplo: Agua a 40 °C $\Rightarrow$ Presión de vapor 55.3 mmHg
Agua a 80 °C $\Rightarrow$ Presión de vapor 355.1 mmHg

En definitiva para un mismo líquido



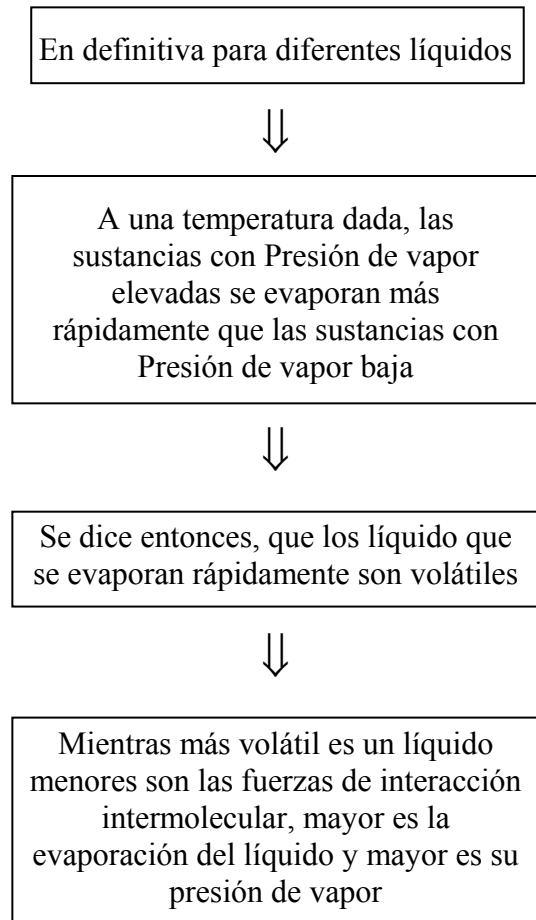
A mayor temperatura hay mayor
evaporación del líquido



A medida que la temperatura
aumenta, las moléculas en el líquido
se mueven con mayor energía y por
consiguiente pueden escapar más
fácilmente de sus vecinas, ya que
vencen las fuerzas de interacción que
las mantienen unidas.

b.- Líquidos diferentes a la misma temperatura presentan presiones de vapor diferentes.

Ejemplo: Agua a 20 °C $\Rightarrow$ Presión de vapor 17,5 mmHg
 Benceno a 20 °C $\Rightarrow$ Presión de vapor 74,7 mmHg
 Etanol a 20 °C $\Rightarrow$ Presión de vapor 43,9 mmHg



B.- DESCENSO DE LA PRESIÓN DE VAPOR: Efecto de solutos no electrolitos.

Como ya sabemos un líquido puro posee una presión de vapor determinada, que depende sólo del líquido en estudio y de la temperatura. El valor de la presión de vapor del líquido puro se altera si agregamos al líquido (solvente) un soluto cualquiera.

El soluto puede ser volátil, es decir, posee una presión de vapor mayor que el 1% de la presión de vapor del solvente a la misma temperatura; o no volátil, es decir, posee una presión de vapor menor que el 1% de la presión de vapor del solvente a la misma temperatura. En ambos casos la presión de vapor del solvente se modifica en relación al solvente puro.

i) Soluto no volátil.

Si el soluto que se agrega al solvente es **no volátil**, se producirá un **DESCENSO DE LA PRESIÓN DE VAPOR**.

¿CÓMO SE PUEDE EXPLICAR ESTE FENÓMENO?

Recordemos que:

La presión de vapor sobre un líquido es el resultado de un equilibrio dinámico entre la fase de vapor y la fase líquida de un compuesto.

La velocidad a la cual las moléculas dejan la superficie del líquido y pasan a la fase gaseosa, es igual a la velocidad a la cual las moléculas de la fase gaseosa regresan a la superficie del líquido.

Por otro lado:

Un soluto no volátil que se añade al líquido, reduce la capacidad de las moléculas del solvente a pasar de la fase líquida a la fase vapor, debido a que se generan nuevas fuerzas de interacción.

Por ello se produce un desplazamiento del equilibrio, lo que se traduce en una reducción de la presión de vapor sobre la solución.

El grado en el cual un soluto no volátil disminuye la presión de vapor es proporcional a la concentración de la solución, es decir, mientras mayor sea la concentración de la solución mayor es la disminución de la presión de vapor y por lo tanto la reducción en la presión de vapor es aproximadamente proporcional a la concentración total de partículas del soluto (electrolito o no electrolito).

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** (*Francois Marie Raoult 1885*). Este científico demostró que “a una temperatura constante, el descenso de la Presión de Vapor es proporcional a la concentración de soluto presente en la solución”. Este principio queda establecido matemáticamente por las siguientes ecuaciones:

$P_A = X_A P_A^\circ$	Ecuación 1
$\Delta P_V = P_A^\circ - P_A$	Ecuación 2
$\Delta P_V = P_A^\circ X_B$	Ecuación 3
$P_A^\circ - P_A = P_A^\circ X_B$	Ecuación 4

Donde:

- P_A = Presión de Vapor de la solución.
- P_A° = Presión de vapor del solvente puro.
- X_A = Fracción molar del solvente
- X_B = fracción molar del soluto
- ΔP_V = Variación de la presión de vapor.

Las soluciones que obedecen la ley de Raoult se denominan **SOLUCIONES IDEALES**. Las soluciones se aproximan al comportamiento ideal cuando la concentración de soluto es baja y cuando el soluto y el solvente son semejantes tanto en tamaño molecular, como en el tipo de fuerzas de atracción intermolecular que hay entre ellas.

Las soluciones no son ideales, por lo tanto, no obedecen esta ley con exactitud. Estas soluciones se denominan reales.

Caso1: La presión de vapor experimental es mayor a la calculada por medio de la Ley de Raoult.

Esto ocurre cuando las fuerzas intermoleculares soluto-solvente son más débiles que las existentes entre solvente-solvente.

Caso2: La presión de vapor experimental es menor a la calculada por medio de la Ley de Raoult.

Esto ocurre cuando las fuerzas de interacción soluto-solvente son más fuertes que las existentes entre solvente-solvente

ii) Soluto volátil.

Si consideramos una solución ideal formada por dos componentes (A, B) en que A y B son volátiles. Las presiones parciales de los vapores de A y B sobre la solución están dadas por la Ley de Raoult.

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

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

$$\begin{aligned} P_{\text{TOTAL}} &= P_A + P_B \\ P_{\text{TOTAL}} &= X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ \end{aligned}$$

Ejemplo: Consideremos una solución formada por 1 mol de Benceno y 2 moles de Tolueno. El Benceno presenta una presión de vapor (P°) de 75 mmHg y el Tolueno una de 22 mmHg a 20°C. Como se ve el benceno es el más volátil debido a que tiene una presión de vapor puro (P°) mayor que la del tolueno.

1) Calculemos la fracción molar de Benceno y Tolueno:

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

2) Calculemos la presión de parcial de cada componente y la presión de vapor de la solución:

$$\begin{aligned} P_{\text{benceno}} &= X_{\text{benceno}} P_{\text{benceno}}^\circ & P_{\text{tolueno}} &= X_{\text{tolueno}} P_{\text{tolueno}}^\circ \\ P_{\text{benceno}} &= (0,33) (75 \text{ mmHg}) & P_{\text{tolueno}} &= (0,67) (22 \text{ mmHg}) \\ P_{\text{benceno}} &= 25 \text{ mmHg} & P_{\text{tolueno}} &= 15 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} P_{\text{TOTAL}} &= P_{\text{benceno}} + P_{\text{tolueno}} \\ P_{\text{TOTAL}} &= 25 \text{ mmHg} + 15 \text{ mmHg} \\ P_{\text{TOTAL}} &= 40 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

Si calculamos el porcentaje que aporta, a la presión de vapor, cada componente tendremos que:

Benceno:	40 mmHg ----- 100 %	Tolueno:	40 mmHg ----- 100 %
	25 mmHg ----- X		15 mmHg ----- X
	X = 63 %		X = 37 %

Estos resultados indican que el vapor es más rico en el componente más volátil, ya que el benceno aporta el 63 % a la presión total (podríamos decir que el 63 % de las moléculas gaseosas son de benceno) a pesar de que la solución inicial el benceno era el componente minoritario.



CUANDO UNA SOLUCIÓN IDEAL ESTÁ EN EQUILIBRIO CON SU VAPOR, EL COMPONENTE MÁS VOLÁTIL DE LA MEZCLA INICIAL SERÁ MAYORITARIO EN EL VAPOR.

C.- EJERCICIOS RESUELTOS

Ejercicio N°1: La presión de vapor sobre el agua pura a 120°C es 1480 mmHg. Si se sigue la Ley de Raoult ¿Que fracción de etilenglicol debe agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este solvente a 760 mmHg?

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto etilenglicol	:	no hay datos
Solvente agua	:	$P_A^\circ = 1480 \text{ mmHg}$
Solución	:	$P_A = 760 \text{ mmHg}$

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la fracción molar de etilenglicol (X_B) en una solución cuya presión de vapor es 760 mmHg.

Paso 3: Aplicamos la Ley de Raoult

$$P_A^\circ - P_A = P_A^\circ X_B$$

Paso 4: Cálculo de la fracción molar de etilenglicol (X_B)

$$\begin{aligned}
 1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg} &= (1480 \text{ mmHg}) X_B \\
 X_B &= \frac{1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg}}{1480 \text{ mmHg}} \\
 X_B &= 0,486
 \end{aligned}$$

RESPUESTA: La fracción molar de etilenglicol que se debe agregar al agua para que la solución resultante presente una presión de vapor de 760 mmHg es de 0,486

Ejercicio N°2: Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 100 g de sacarosa (masa molar = 342) a 1000 g de agua. La presión de vapor de agua pura a 25°C es 23,69 mmHg.

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto sacarosa : masa = 100 g
masa molar = 342 g/mol

Solvente agua : P_A° = 23,69 mmHg
masa = 1000 g
masa molar = 18 g/mol

Solución : no hay datos.

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la disminución de la presión de vapor (ΔP_V) al adicionar 100 g de sacarosa a 1000 g de agua.

Paso 3: Aplicamos la Ley de Raoult

$$\Delta P_V = P_A^\circ X_B$$

Paso 4: Necesitamos conocer la fracción molar de soluto (X_B), como conocemos las masas y las masa molar de cada componente, podemos determinar el número de moles de soluto y solvente.

sacarosa:	342 g ----- 1 mol	agua:	18 g ----- 1 mol
	100 g ----- X		1000 g ----- X
	X = 0,292 moles		X = 55,556 moles

Por lo tanto, la fracción molar es:

$$X_B = \frac{(0,292 \text{ moles})}{(0,292 \text{ moles} + 55,556 \text{ moles})} = 5,229 \times 10^{-3}$$

Paso 5: Cálculo de la disminución de la presión de vapor.

$$\Delta P_V = (23,69 \text{ mmHg}) (5,229 \times 10^{-3})$$

$$\Delta P_V = 0,124 \text{ mmHg}$$

RESPUESTA: La disminución de la presión de vapor que se produce al agregar 100 g de sacarosa a 1000 g de agua es de 0,125 mmHg.

Ejercicio N°3: La presión de vapor del agua pura a una temperatura de 25°C es de 23,69 mmHg. Una solución preparada con 5,5 g de glucosa en 50 g de agua tiene una presión de

vapor de 23,42 mmHg. Suponiendo que la Ley de Raoult es válida para esta solución, determine la masa molar de glucosa.

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto glucosa	:	masa	=	5,5 g
		masa molar	=	?
Solvente agua	:	masa	=	50 g
		masa molar	=	18 g/mol
		P_A°	=	23,69 mmHg
Solución	:	P_A	=	23,42 mmHg

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la masa molar de glucosa

Paso 3: Aplicamos la Ley de Raoult

$$P_A^\circ - P_A = P_A^\circ X_B$$

Paso 4: Cálculo de la fracción molar de glucosa (X_B)

$$23,69 \text{ mmHg} - 23,42 \text{ mmHg} = (23,69 \text{ mmHg}) X_B$$

$$X_B = \frac{23,69 \text{ mmHg} - 23,42 \text{ mmHg}}{23,69 \text{ mmHg}}$$

$$X_B = 0,011$$

Paso 5: Calcular el número de moles de agua (n_A).

$$n_A = \frac{50 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 2,778 \text{ moles}$$

Paso 6: Cálculo del número de moles de glucosa (n_B).

$$X_B = \frac{\text{número de moles soluto}}{\text{número de moles de totales}}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_B + n_A}$$

$$0,011 = \frac{n_B}{n_B + 2,778}$$

$$n_B = 0,031 \text{ moles}$$

Paso 7: Cálculo de la masa molar de glucosa.

$$n_B = \frac{\text{masa de glucosa}}{\text{masa molar}}$$

masa molar

$$0,031 \text{ moles} = \frac{5,5 \text{ g}}{\text{masa molar}}$$

$$\text{masa molar} = 177,42 \text{ g/mol}$$

RESPUESTA: La masa molar de glucosa es 177,42 (masa molar real de glucosa es 180)

Ejercicio N°4: 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. Determinar la presión de vapor de esta solución suponiendo comportamiento ideal.

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto desconocido : no hay datos.

Solvente agua : $P_A^\circ = 25,21 \text{ mmHg}$

Solución : concentración = 2,32 m

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la presión de vapor de la solución (P_A).

Paso 3: Aplicamos la Ley de Raoult

$$P_A^\circ - P_A = P_A^\circ X_B$$

Paso 4: A partir de la molalidad podemos calcular la fracción molar de soluto (X_B)

2,32 molal significa que se disolvieron 2,32 moles de soluto en 1000 g de agua. Como la masa molar de agua es 18 g/mol, tenemos que:

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g} \text{ ---- } 1 \text{ mol} \\ 1000 \text{ g} \text{ ----- } X \end{array} \Rightarrow X = 55,56 \text{ moles}$$

Entonces tenemos 2,32 moles de soluto (n_B) en 55,56 moles de solvente (n_A), luego la fracción molar de soluto será:

$$X_B = \frac{\text{número de moles soluto}}{\text{número de moles de totales}}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_B + n_A}$$

$$X_B = \frac{2,32 \text{ moles}}{2,32 \text{ moles} + 55,56 \text{ moles}}$$

$$X_B = 0,04$$

Paso 5: Ahora podemos aplicar la ecuación de la Ley de Raoult.

$$\begin{aligned} P_A^\circ - P_A &= P_A^\circ X_B \\ 25,21 \text{ mmHg} - P_A &= (25,21 \text{ mmHg}) (0,04) \\ P_A &= 24,20 \text{ mmHg.} \end{aligned}$$

RESPUESTA: La presión de vapor de la solución 2,32 molal es 24,20 mmHg.

Ejercicio N°5: Una solución de cloruro de calcio (CaCl_2) fue preparada disolviendo 25 g de esta sal en 500 g de agua. Cuál será la presión de vapor de la solución a 80°C , sabiendo que a esta temperatura el cloruro de calcio se comporta como un electrolito fuerte y que la presión de vapor del agua es 355,10 mmHg (masa molar de cloruro de sodio es 111 g/mol y del agua es 18 g/mol).

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto CaCl_2	:	masa	=	25 g
		masa molar	=	111 g/mol
Solvente agua	:	masa	=	500 g
		masa molar	=	18 g/mol
		P_A°	=	355.10 mmHg
Solución	:	no hay datos		

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la presión de vapor de la solución (P_A).

Paso 3: Aplicamos la Ley de Raoult

$$P_A = P_A^\circ X_A$$

Paso 4: A partir de la molalidad podemos calcular la fracción molar de solvente (X_A)

Como la masa molar de agua es 18 g/mol y la masa molar de cloruro de calcio es 111 g/mol, tenemos que:

Agua: 18 g ----1 mol	Cloruro de calcio: 111g ----1 mol
500 g ----- X	25 g ----- X
X = 27,27 moles	X = 0,225 moles

Ahora podemos calcular la fracción molar de solvente (X_A) pero antes debemos considerar que el cloruro de calcio es un electrolito fuerte a esta temperatura, luego:



Por cada mol disuelto de cloruro de calcio se obtienen 3 moles de iones disueltos (1 mol de Ca^{+2} y 2 moles de Cl^{-1}), entonces

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{CaCl}_2 &\text{-----} 3 \text{ moles de iones} \\ 0,225 \text{ moles de } \text{CaCl}_2 &\text{-----} X \\ X &= 0,676 \text{ moles de iones} \end{aligned}$$

Ahora podemos calcular la fracción molar de solvente

$$X_A = \frac{\text{número de moles soluto}}{\text{número de moles de totales}}$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$X_A = \frac{27,27 \text{ moles}}{27,27 \text{ moles} + 0,676 \text{ moles}}$$

$$X_A = 0,976$$

Paso 5: Ahora podemos aplicar la ecuación de la Ley de Raoult.

$$\begin{aligned} P_A &= P_A^\circ X_A \\ P_A &= (355,10 \text{ mmHg}) (0,976) \\ P_A &= 346,51 \text{ mmHg.} \end{aligned}$$

RESPUESTA: La presión de vapor para la solución es 346,51 mmHg.

D.- EJERCICIOS PROPUESTOS.

- 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. (Respuesta = 0,188)
- 2) Una solución contiene 8,3 g de una sustancia no electrolito y no volátil, disuelta en un mol de cloroformo (CHCl_3), esta solución tiene una presión de vapor de 510,79 mmHg. La presión de Vapor del cloroformo a esta temperatura es 525,79 mmHg. En base a esta información determine:
 - a- La fracción molar de soluto. (Respuesta = 0,0285)
 - b- El número de moles de soluto disueltos. (Respuesta = 0,0294 moles)
 - c- La masa molar de soluto. (Respuesta = 272,42 g/mol)
- 3) La presión de vapor del Benceno (C_6H_6) a 25°C es 93,76 mmHg. Determine la presión de vapor de una solución preparada disolviendo 56,4 g de un soluto no volátil ($\text{C}_{20}\text{H}_{42}$) en un kilogramo de Benceno. (Respuesta = 92,32 mmHg)
- 4) La presión de vapor del agua a 60°C es 149,4 mmHg. Si Ud. desea preparar una solución donde la presión de vapor disminuya a 140 mmHg. Determine la masa de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) que debe disolverse en 150 g de agua para lograr dicho efecto. (Respuesta = 95,76 g)
- 5) Se disuelven 0,3 moles de sulfato de sodio (Na_2SO_4), electrolito fuerte y no volátil, en 2 Kg de agua a 60°C . Si la presión de vapor dl agua a esta temperatura es 149,4 mmHg. Determine la presión de vapor de la solución resultante. (Respuesta 148,20 mmHg)

II.- PROPIEDADES COLIGATIVAS N°2: Aumento del punto de ebullición.

A.- CONCEPTOS BÁSICOS: PUNTO DE EBULLICIÓN

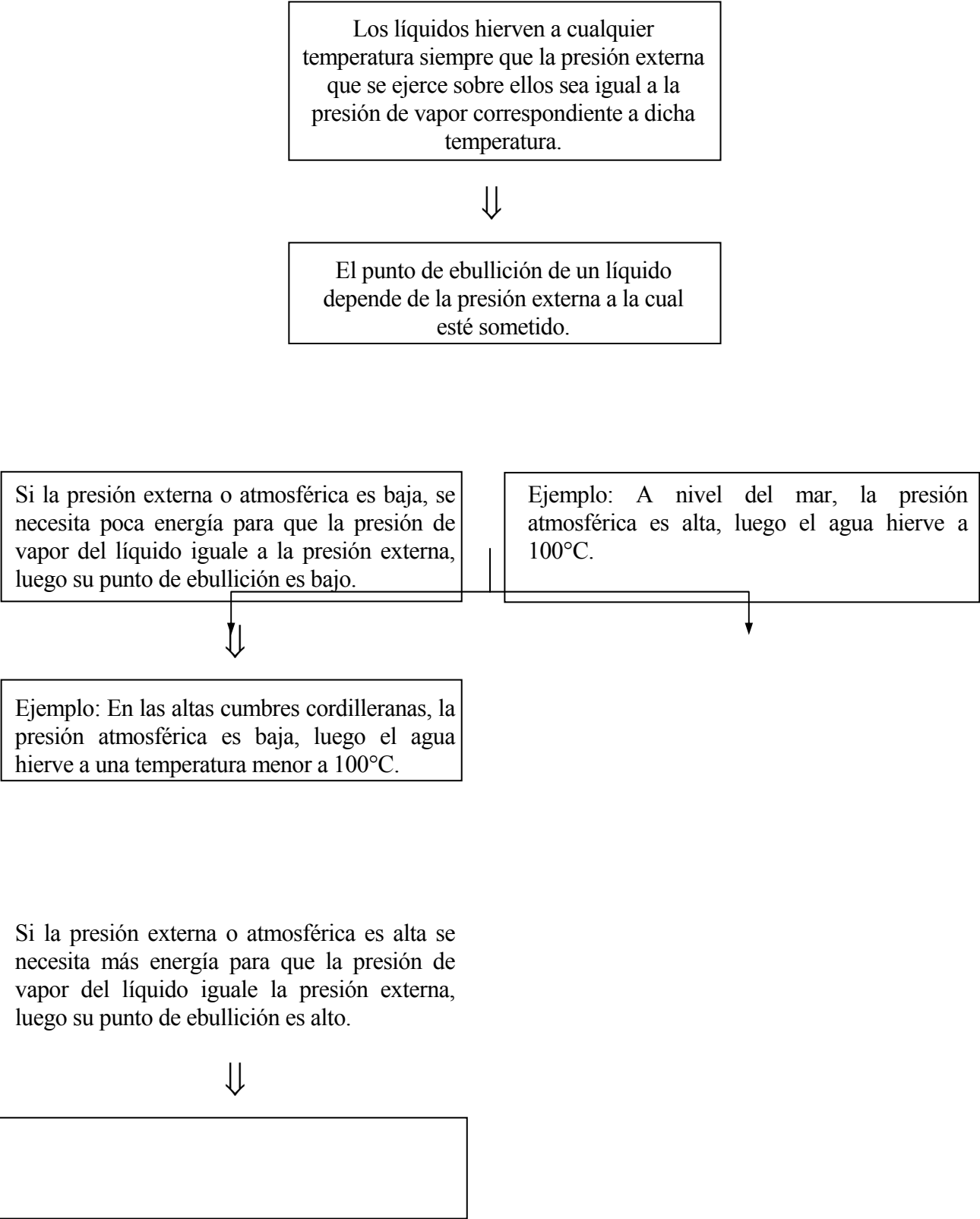
1.- Definición:

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.

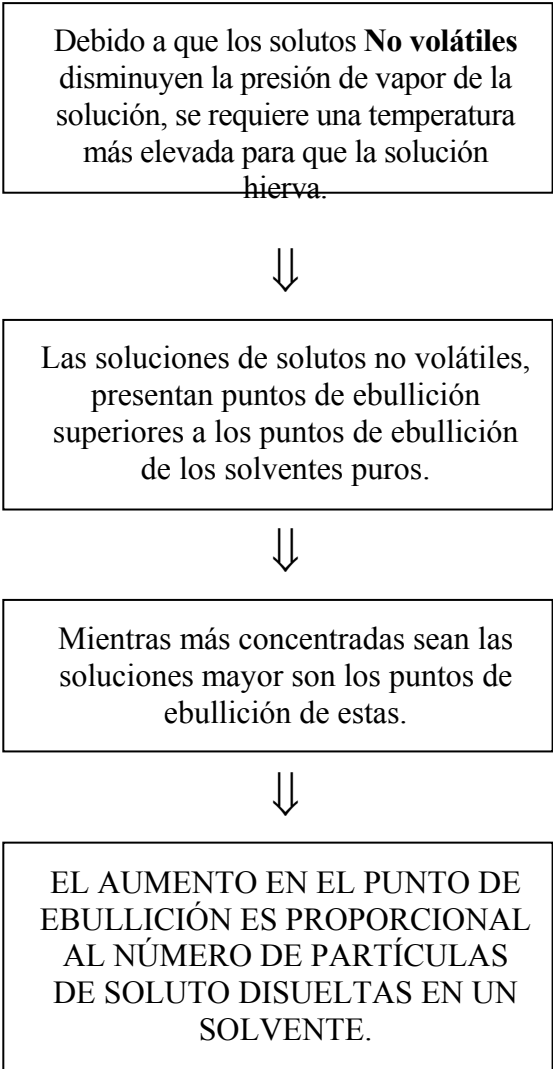
2.- Factores que afectan el punto de ebullición.

Recuerda que el líquido se encuentra en su punto de ebullición cuando la presión de vapor es igual a la presión externa o atmosférica y hay formación de vapor no solo en la superficie sino que en todo el líquido.



B.- AUMENTO DEL PUNTO DE EBULLICIÓN.

Ya hemos visto que la presión de vapor de un líquido aumenta al aumentar la temperatura y que el líquido hierve cuando su presión de vapor iguala a la presión externa o atmosférica que se ejerce sobre su superficie.



Como vemos en la siguiente tabla disolveremos diferentes cantidades de soluto en 1000 g de agua a una presión externa de 1 atmósfera.

Número de moles de soluto, disueltos en 1 Kg de agua	Punto de ebullición solución (°C)	Punto de ebullición agua pura (°C)	Aumento del punto de ebullición (°C)
0,5	100,26	100,00	0,26
1,0	100,52	100,00	0,52
1,5	100,78	100,00	0,78
2,0	101,04	100,00	1,04
2,5	101,30	100,00	1,30
3,0	101,56	100,00	1,56
3,5	101,82	100,00	1,82
4,0	102,08	100,00	2,08
4,5	102,34	100,00	2,34
5,0	102,60	100,00	2,60

Como vemos en la tabla, el aumento en el punto de ebullición es directamente proporcional al número de partículas de soluto disueltas en una masa fija de solvente, ya sabemos que la molalidad expresa el número de moles que se disuelven en 1000 g de solvente, lo que representa una masa fija de solvente. Así, el ascenso del punto de ebullición es proporcional a la molalidad.

Este fenómeno queda establecido por las siguientes ecuaciones:

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

Ecuación 1

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

Ecuación 2

Donde:

- ΔT_{eb} = Ascenso del punto de ebullición.
- T_{eb} = Temperatura de ebullición de la solución.
- T°_{eb} = Temperatura de ebullición del solvente puro.
- K_{eb} = Constante molal de la elevación del punto de ebullición o constante ebulloscópica.
- m = molalidad (número de moles de soluto / 1000 g de solvente)

La magnitud de K_{eb} , denominada constante molal de elevación del punto de ebullición o constante ebulloscópica, depende solo del solvente y representa el aumento del punto de ebullición cuando un mol de un soluto no electrolito no volátil se disuelve en 1000 g de solvente.

Innumerables experimentos han demostrado que cuando un mol de un soluto no electrólito no volátil se disuelve en 1000 g de agua, el punto de ebullición del agua aumenta en 0,52 °C. Este valor es conocido como constante molal de elevación del punto de ebullición o constante ebulloscópica del agua y sus unidades son °C/molal.

A continuación se señalan para algunas solventes sus puntos de ebullición normales y sus constantes ebulloscópicas.

Solvente	Punto de ebullición normal (°C)	Constante ebulloscópica (°C/molal)
Agua	100,00	0,52
Benceno	80,10	2,53
Tetracloruro de carbono	76,80	5,02
Etanol	78,40	1,22
Cloroformo	61,20	3,63

Para el agua la constante ebulloscópica es 0,52 °C/molal, por consiguiente, una solución acuosa 1 molal de sacarosa o de cualquier otro soluto no volátil hervirá a una temperatura de 100,52 °C. Es importante hacer notar que la elevación del punto de ebullición es proporcional a la cantidad de partículas de soluto presentes en determinada cantidad de solvente

C.- EJERCICIOS RESUELTOS

Ejercicio N°1: Calcular el punto de ebullición de una solución de 100 g de anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 900 g de agua ($K_{eb} = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C/m}$).

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto etilenglicol : masa = 100 g
masa molar = 62 g/mol (derivada de la formula $C_2H_6O_2$)

Solvente agua : masa = 900 g
masa molar = 18 g/mol
 K_{eb} = 0,52 $^\circ\text{C/m}$
 T_{eb}° = 100 $^\circ\text{C}$

Solución : no hay datos

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar el punto de ebullición de la solución (T_{eb})

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones:

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^\circ \quad \text{Ecuación 1}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m \quad \text{Ecuación 2}$$

Para poder obtener la temperatura de ebullición de la solución necesitamos la ecuación 1, pero como no tenemos ΔT_{eb} (ascenso de la temperatura de ebullición), necesitamos obtenerlo de ecuación 2.

Paso 4: Para poder utilizar ecuación 2 necesitamos la molalidad de la solución que podemos calcular a partir de los siguientes datos:

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

$$\begin{aligned} \text{Molalidad} &: 1,613 \text{ moles} \text{ ----- } 900 \text{ g de solvente} \\ &X \text{ ----- } 1000 \text{ g de solvente} \\ X &= 1,792 \text{ molal} \end{aligned}$$

La solución tiene una concentración molal de 1,792

Paso 5: Aplicando ecuación 2, tenemos:

$$\begin{aligned} \Delta T_{eb} &= K_{eb} m \\ \Delta T_{eb} &= (0,52 \text{ } ^\circ\text{C/molal}) (1,792 \text{ molal}) \\ \Delta T_{eb} &= 0,9319 \text{ } ^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Paso 6: Aplicando ecuación 1, tenemos:

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

RESPUESTA: La temperatura de ebullición de la solución es 100,9319 $^\circ\text{C}$

Ejercicio N°2: Qué concentración molal de sacarosa en agua se necesita para elevar su punto de ebullición en 1,3 $^\circ\text{C}$ ($K_{eb} = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C/m}$ y temperatura de ebullición del agua 100 $^\circ\text{C}$).

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto sacarosa : no hay datos

Solvente agua : $K_{eb} = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/m}$
 $T_{eb} = 100 \text{ }^{\circ}\text{C}$

Solución : $\Delta T_{eb} = 1,3 \text{ }^{\circ}\text{C}$

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la molalidad de la sacarosa.

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones.

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^{\circ} \quad \text{Ecuación 1}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m \quad \text{Ecuación 2}$$

Para poder obtener la molalidad basta con aplicar la ecuación 2.

Paso 4: Aplicando la ecuación 2.

$$\begin{aligned} \Delta T_{eb} &= K_{eb} m \\ 1,3 \text{ }^{\circ}\text{C} &= (0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/molal}) m \\ m &= 2,5 \text{ molal} \end{aligned}$$

RESPUESTA: La molalidad de esta solución es de 2,5.

Ejercicio N°3: Se disuelven 0,572 g de resorcina en 19,31 g de agua y la solución hierve a $100,14^{\circ}\text{C}$.
 Calcular la masa molar de resorcina, K_{eb} del agua es $0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/m}$.

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto resorcina : masa = 0,572 g

Solvente agua : masa = 19,31 g
 masa molar = 18 g/mol
 $K_{eb} = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/m}$
 $T_{eb} = 100,00 \text{ }^{\circ}\text{C}$

Solución : $T_{eb} = 100,14 \text{ }^{\circ}\text{C}$

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la masa molar de resorcina

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^{\circ} \quad \text{Ecuación 1}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m \quad \text{Ecuación 2}$$

Para poder calcular la masa molar del soluto necesitamos saber cual es la masa de un mol de moléculas de resorcina. Luego necesitamos saber que molalidad tiene la solución. Utilizamos entonces la ecuación 1 para determinar el aumento del punto de ebullición y la ecuación 2 para calcular la molalidad.

Paso 4: Cálculo de la molalidad

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{eb}} &= T_{\text{eb}} - T_{\text{eb}}^{\circ} \\ \Delta T_{\text{eb}} &= 100,14^{\circ}\text{C} - 100,00^{\circ}\text{C} \\ \Delta T_{\text{eb}} &= 0,14^{\circ}\text{C}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{eb}} &= K_{\text{eb}} m \\ 0,14^{\circ}\text{C} &= (0,52^{\circ}\text{C/molal}) m \\ m &= 0,269 \text{ molal}\end{aligned}$$

Esto significa que 0,269 moles de soluto (resorcina) se disolvieron en 1000 g de solvente (agua)

Paso 5: Cálculo de moles de resorcina presentes en 19,31 g de agua.

$$\begin{array}{rcl} 0,269 \text{ moles de resorcina} & \text{-----} & 1000 \text{ g de agua} \\ X & \text{-----} & 19,31 \text{ g de agua} \\ X = & & 0,005194 \text{ moles de resorcina.} \end{array}$$

Paso 6: Cálculo de la masa molar.

$$\begin{aligned}n_{\text{resorcina}} &= \frac{\text{masa de resorcina}}{\text{masa molar}} \\ 5,194 \times 10^{-3} \text{ moles} &= \frac{0,572 \text{ g}}{\text{masa molar}} \\ \text{masa molar} &= 110,12 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

RESPUESTA: La masa molar de resorcina es 110,12.

Ejercicio N°4: Si se disuelven 5,65 g de $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ en 100 g de benzol, se observa una elevación en el punto de ebullición del benzol de $0,66^{\circ}\text{C}$. En base a estos datos calcule K_{eb} del benzol.

Paso 1: Ordenar los datos.

$$\begin{array}{lll} \text{Solute } \text{C}_{16}\text{H}_{34} & : & \begin{array}{ll} \text{masa} & = 5,65 \text{ g} \\ \text{masa molar} & = 226 \text{ g/mol (derivada de la formula)} \end{array} \\ \text{Solvente benzol} & : & \text{masa} = 100 \text{ g} \\ \text{Solución} & : & \Delta T_{\text{eb}} = 0,66^{\circ}\text{C} \end{array}$$

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la constante ebulloscópica del benzol (K_{eb}).

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones:

$$\Delta T_{\text{eb}} = T_{\text{eb}} - T_{\text{eb}}^{\circ} \quad \text{Ecuación 1}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

Ecuación

2

Con la ecuación 2 podemos calcular K_{eb} pero antes debemos conocer cual es la molalidad de la solución.

Paso 4: Calculo de la molalidad de la solución (m).

$$\begin{array}{lcl} \text{Moles de soluto:} & 226 \text{ g} & \text{-----} 1 \text{ mol} \\ & 5,65 \text{ g} & \text{-----} X \\ X & = & 0,025 \text{ moles} \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} \text{Molalidad de la solución:} & 0,025 \text{ moles de soluto} & \text{-----} 100 \text{ g de solvente (benzol)} \\ & X & \text{-----} 1000 \text{ g de solvente} \\ X & = & 0,25 \text{ molal} \end{array}$$

Paso 5: Aplicando la ecuación 2, tenemos:

$$\begin{array}{lcl} \Delta T_{eb} & = & K_{eb} m \\ 0,66 \text{ }^{\circ}\text{C} & = & K_{eb} (0,25 \text{ molal}) \\ K_{eb} & = & 2,64 \text{ }^{\circ}\text{C/molal} \end{array}$$

RESPUESTA: La constante ebullescópica del benzol es $2,64 \text{ }^{\circ}\text{C/molal}$

Ejercicio N°5:Cuál es el punto de ebullición de 100 g de una solución acuosa de urea al 20 % en peso, si la masa molar de urea es 60 g/mol. ($K_{eb} = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/molal}$)

Paso 1: Ordenar los datos.

$$\begin{array}{lcl} \text{Solute urea} & : & \text{masa molar} = 60 \text{ g/mol} \\ \\ \text{Solvente agua} & : & T_{eb}^{\circ} = 100 \text{ }^{\circ}\text{C} \\ & & \text{masa molar} = 18 \text{ g/mol} \\ & & K_{eb} = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/molal} \\ \\ \text{Solución} & : & \text{concentración} = 20 \% \text{ p/p} \\ & & \text{masa} = 100 \text{ g} \end{array}$$

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar el punto de ebullición de la solución (T_{eb}).

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones:

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^{\circ} \quad \text{Ecuación 1}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m \quad \text{Ecuación 2}$$

Para poder calcular la temperatura de ebullición de la solución (T_{eb}) necesitamos la ecuación 1, pero para ello debemos conocer el aumento de la temperatura de ebullición (ΔT_{eb}) que obtenemos de la ecuación 2 conociendo la molalidad.

Paso 4: Calculo de la molalidad (m).

Necesitamos conocer la molalidad de la solución, la cual podemos obtener a partir de el dato de concentración (20 % en peso).

20 % p/p $\Rightarrow$ que 20 g de soluto hay en 100 g de solución o 20 g de soluto están disueltos en 80 g de solvente, entonces:

$$\begin{aligned} \text{Moles de soluto: } & \begin{array}{l} 60 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol} \\ 20 \text{ g} \text{ ----- } X \\ X = 0,333 \text{ moles de soluto} \end{array} \\ \text{Molalidad: } & \begin{array}{l} 0,333 \text{ moles de soluto} \text{ ----- } 80 \text{ g de solvente} \\ X \text{ ----- } 1000 \text{ g de solvente} \\ X = 4,167 \text{ molal} \end{array} \end{aligned}$$

Paso 5: Cálculo del ascenso del punto de ebullición.

$$\begin{aligned} \Delta T_{\text{eb}} &= K_{\text{eb}} m \\ \Delta T_{\text{eb}} &= (0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/molal}) (4,167 \text{ molal}) \\ \Delta T_{\text{eb}} &= 2,166 \text{ }^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

Paso 6: Cálculo de la temperatura de ebullición de la solución.

$$\begin{aligned} \Delta T_{\text{eb}} &= T_{\text{eb}} - T_{\text{eb}}^{\circ} \\ 2,166 \text{ }^{\circ}\text{C} &= T_{\text{eb}} - 100,0 \text{ }^{\circ}\text{C} \\ T_{\text{eb}} &= 102,166 \text{ }^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

RESPUESTA: La temperatura de ebullición de la solución es 102,166 $^{\circ}\text{C}$.

D.- EJERCICIOS PROPUESTOS.

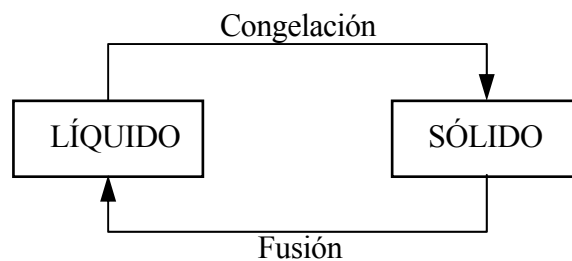
- 1) Determine la masa molar de un compuesto no electrolito sabiendo que al disolver 384 g de este compuesto en 500 g de benceno, se observó una temperatura de ebullición de la solución de 85,1 $^{\circ}\text{C}$. (Benceno: $K_{\text{eb}} = 2,53 \text{ }^{\circ}\text{C/molal}$ y punto de ebullición 80,1 $^{\circ}\text{C}$)
(Respuesta = 388,66 g/mol)
- 2) Cuantos gramos de glucosa (masa molar 180 g/mol) son necesarios disolver en 1000 g de agua para que la temperatura de ebullición del agua se eleve en 3 $^{\circ}\text{C}$. (Agua: temperatura de ebullición 100 $^{\circ}\text{C}$ y $K_{\text{eb}} = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/molal}$)
(Respuesta = 1038,46 g)
- 3) Determine la constante ebulloscópica de un solvente, si al disolver 100 g de urea (masa molar 60 g/mol) en 250 g de este solvente, éste incrementa su temperatura de ebullición en 2,1 $^{\circ}\text{C}$.
(Respuesta = 0,315 $^{\circ}\text{C/molal}$)
- 4) Si 40 g de un compuesto $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ se disuelven en 500 g de agua, determine el punto de ebullición de esta solución. (Agua: temperatura de ebullición 100 $^{\circ}\text{C}$ y $K_{\text{eb}} = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/molal}$)
(Respuesta = 100,26 $^{\circ}\text{C}$)
- 5) Si al disolver 20 g de urea (masa molar 60 g/mol) en 200 g de solvente se observa que el punto de ebullición de la solución es de 90 $^{\circ}\text{C}$, determine el punto de ebullición de un solvente puro cuya constante ebulloscópica es 0,61 $^{\circ}\text{C/molal}$,
(Respuesta = 88,98 $^{\circ}\text{C}$).

III.- PROPIEDADES COLIGATIVAS N°3: Descenso del punto de congelación.

A.- CONCEPTOS BÁSICOS: PUNTO DE CONGELACIÓN

1.- Definición:

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



En otras palabras:

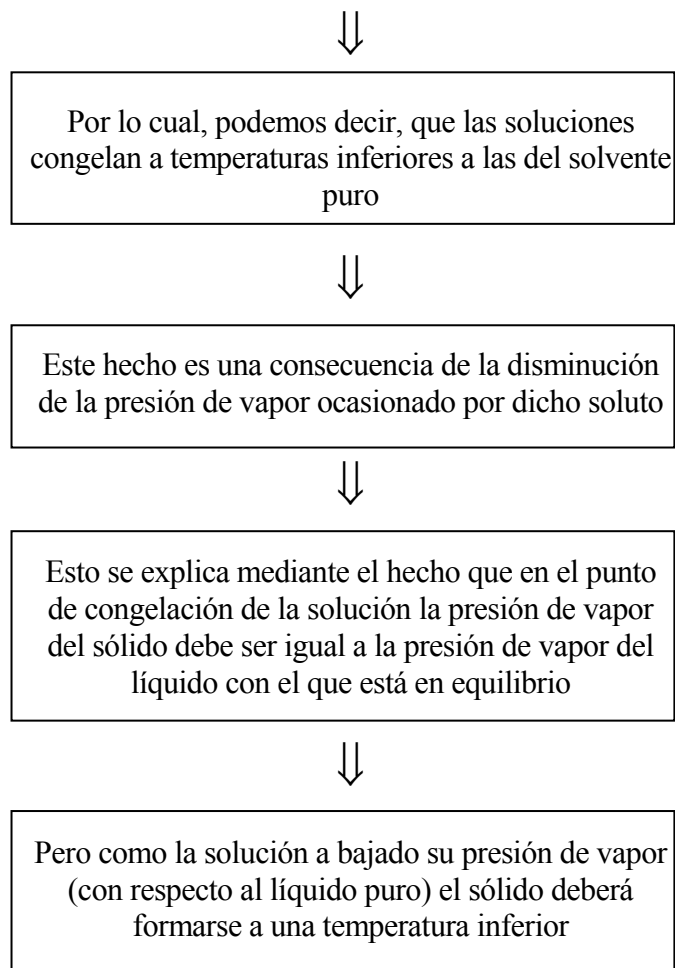
El PUNTO DE CONGELACIÓN de un líquido corresponde a la temperatura en la cual las moléculas de un compuesto (como por ejemplo el agua) pasan del estado líquido al estado sólido.

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”.

B.- DESCENSO DEL PUNTO DE CONGELACIÓN.

Si se disuelve un soluto no volátil en un líquido (solvente), se observa experimentalmente un **descenso en el punto de congelación**.



La diferencia entre los puntos de congelación del solvente puro y la solución se designa por ΔT_c y se conoce con el nombre de **DESCENSO DEL PUNTO DE CONGELACIÓN** o **DESCENSO CRIOSCÓPICO**.

Se ha podido demostrar que el descenso del punto de congelación es proporcional a la concentración molal del soluto.

Este fenómeno queda establecido por las siguientes ecuaciones:

$$\Delta T_c = T_c^\circ - T_c \quad \text{Ecuación 1}$$

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

Donde:

- ΔT_c = Descenso del punto de congelación
- T_c = Temperatura de congelación de la solución.
- T_c° = Temperatura de congelación del solvente puro.
- K_c = Constante molal del descenso del punto de congelación.
- m = molalidad.

Al igual que la constante ebulloscópica (K_{eb}), la constante crioscópica (K_c) representa el descenso en el punto de congelación para soluciones de concentración 1 molal.

Por lo que debemos concluir que la magnitud de ΔT_c no sólo depende de la concentración molal de la solución, sino también de la naturaleza del solvente, ya que el valor de la constante es diferente para cada uno de ellos.

A continuación se señalan para algunas solventes sus constantes crioscópicas.

Solvente	Constante crioscópica (°C/molal)
Agua	1,86
Benceno	5,12
Etanol	1,99
Ácido acético	3,90
Ciclohexano	20,00
Alcanfor	37,70
Naftaleno	6,90
Fenol	7,27
Ácido fórmico	2,77
Benzofenona	9,80
Difenilamina	8,60
Nitrobenceno	7,00

Para el agua la constante crioscópica es 1,86 °C/molal, por consiguiente, una solución acuosa 1 molal de cualquier soluto se congelará a una temperatura de -1,86 °C.

Nota: Recuerde que en el caso de la elevación del punto de ebullición se requiere que el soluto sea no volátil, aquí no hay tal restricción. En el caso del punto de congelación se puede agregar un solvente volátil e igualmente se observa una disminución en el punto de congelación.

C.- EJERCICIOS RESUELTOS

Ejercicio N°1: Calcular el punto de congelación de una solución de 100g de anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$), en 900 g de agua ($K_c = 1,86$ °C/molal)

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto etilenglicol	: masa	=	100 g
	masa molar	=	62 g/mol
Solvente agua	: masa	=	900 g
	T_c	=	0 °C
	K_c	=	1,86 °C/molal
Solución	: sin datos		

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ Calcular el punto de congelación de una solución de etilenglicol.

Paso 3: Aplicamos ecuaciones:

$$\Delta T_c = T_c^\circ - T_c \qquad \text{Ecuación 1}$$

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

Para poder obtener la temperatura de congelación de la solución necesitamos la ecuación 1, pero como no tenemos ΔT_c (ascenso de la temperatura de ebullición), necesitamos obtenerlo de ecuación 2.

Paso 4: Para poder utilizar ecuación 2 necesitamos la molalidad de la solución que podemos calcular a partir de los siguientes datos:

$$\begin{array}{lcl} \text{Moles de soluto} & : & 62 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol} \\ & & 100 \text{ g} \text{ ----- } X \\ X & = & 1,61 \text{ moles de soluto} \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} \text{Molalidad} & : & 1,61 \text{ moles} \text{ ----- } 900 \text{ g de solvente} \\ & & X \text{ ----- } 1000 \text{ g de solvente} \\ X & = & 1,79 \text{ molal} \end{array}$$

La solución tiene una concentración molal de 1,79

Paso 5: Aplicando ecuación 2, tenemos:

$$\begin{array}{lcl} \Delta T_c & = & K_c m \\ \Delta T_c & = & (1,86 \text{ }^\circ\text{C/molal}) (1,79 \text{ molal}) \\ \Delta T_c & = & 3,33 \text{ }^\circ\text{C} \end{array}$$

Paso 6: Aplicando ecuación 1, tenemos:

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

RESPUESTA: La temperatura de ebullición de la solución es 3.33 °C bajo cero.

Ejercicio N°2: El alcanfor, $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$, se congela a $179,8 \text{ }^\circ\text{C}$ ($K_c = 40 \text{ }^\circ\text{C/molal}$). Cuando se disuelven 0,816 g de sustancia orgánica de masa molar desconocida en 22,01 g de alcanfor líquido, el punto de congelación de la mezcla es $176,7 \text{ }^\circ\text{C}$ ¿Cual es el peso molecular aproximado del soluto?

Paso 1: Ordenar los datos.

$$\begin{array}{lcl} \text{Solute} & : \text{ masa} & = 0,186 \text{ g} \\ \text{Solvente alcanfor} & : K_c & = 40,0 \text{ }^\circ\text{C/m} \\ & & T_c^\circ = 179,8 \text{ }^\circ\text{C} \\ \text{Solución} & : T_c & = 176,7 \text{ }^\circ\text{C} \end{array}$$

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la masa molar del soluto desconocido.

Paso 3: Aplicamos ecuaciones.

$$\Delta T_c = T_c^\circ - T_c \quad \text{Ecuación 1}$$

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

Para poder obtener la masa molar necesitamos conocer la molalidad de la solución. Con la ecuación 1 podemos determinar el descenso de la temperatura de congelación y luego con la ecuación 2 podemos conocer la molalidad de la solución.

Paso 4: Aplicando ecuación 1, tenemos

$$\begin{aligned}
 \Delta T_c &= T_c^\circ - T_c \\
 \Delta T_c &= 179,8^\circ\text{C} - 176,7^\circ\text{C} \\
 \Delta T_c &= 3,1^\circ\text{C}
 \end{aligned}$$

Paso 5: Aplicando ecuación 2, tenemos:

$$\begin{aligned}
 \Delta T_c &= K_c m \\
 3,1^\circ\text{C} &= (40^\circ\text{C/molal}) m \\
 m &= 0,0775 \text{ molal}
 \end{aligned}$$

Paso 6: Calculo de la masa molar.

En base a la molalidad podemos saber cuantos moles corresponden a 0,186 g de soluto desconocido.

$$\begin{aligned}
 0,0775 \text{ moles de soluto} &\text{-----} 1000 \text{ g de solvente} \\
 X &\text{-----} 22,01 \text{ g de solvente} \\
 X &= 1,7058 \times 10^{-3} \text{ moles de soluto}
 \end{aligned}$$

Por lo tanto:

$$\begin{aligned}
 0,186 \text{ g de soluto} &\text{-----} 1,7058 \times 10^{-3} \text{ moles de soluto} \\
 X &\text{-----} 1 \text{ mol} \\
 X &= 109 \text{ g}
 \end{aligned}$$

RESPUESTA: La masa molar del soluto es de 109.

Ejercicio N°3: 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 $T_c^\circ = 5,5^\circ\text{C}$)

Paso 1: Ordenar los datos.

$$\begin{array}{lll}
 \text{Solute naftaleno} & : \text{ masa} & = 10 \text{ g} \\
 & \text{ masa molar} & = 128 \text{ g/mol} \\
 \\
 \text{Solvente benceno} & : \text{ Volumen} & = 50 \text{ mL} \\
 & \text{ densidad} & = 0,88 \text{ g/mL} \\
 & K_c & = 5,12^\circ\text{C/m} \\
 & T_c^\circ & = 5,5^\circ\text{C} \\
 \\
 \text{Solución} & : & \text{no hay datos}
 \end{array}$$

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar el punto de congelación de la solución.

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones

$$\Delta T_c = T_c^\circ - T_c \quad \text{Ecuación 1}$$

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

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.

Paso 4: 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:

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

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

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

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

Paso 5: Cálculo del descenso del punto de congelación de la solución.

$$\begin{array}{rcl} \Delta T_c & = & K_c m \\ \Delta T_c & = & (5,12 \text{ }^\circ\text{C/molal}) (1,82 \text{ molal}) \\ \Delta T_c & = & 9,32 \text{ }^\circ\text{C} \end{array}$$

Paso 6: Cálculo del punto de congelación de la solución.

$$\begin{array}{rcl} \Delta T_c & = & T_c^\circ - T_c \\ 9,32 \text{ }^\circ\text{C} & = & 5,5 \text{ }^\circ\text{C} - T_c \\ T_c & = & -3,82 \text{ }^\circ\text{C} \end{array}$$

RESPUESTA: El punto de congelación de la solución es 3,82 °C bajo cero.

Ejercicio N°4: Una disolución acuosa contiene el aminoácido glicina ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$). Suponiendo que este aminoácido no ioniza, calcule la molalidad de la disolución si se congela a $-1,1\text{ }^\circ\text{C}$. (agua: constante crioscópica $1,86\text{ }^\circ\text{C/molal}$; punto de congelación $0\text{ }^\circ\text{C}$)

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto glicina : no hay datos

Solvente agua : $K_c = 1,86\text{ }^\circ\text{C/m}$
 $T_c^\circ = 0\text{ }^\circ\text{C}$

Solución : $T_c = -1,1\text{ }^\circ\text{C}$

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la molalidad de la solución.

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones

$$\Delta T_c = T_c^\circ - T_c \quad \text{Ecuación 1}$$

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

Como necesitamos la molalidad de la solución podríamos utilizar la ecuación 2, pero para ello necesitamos conocer el descenso del punto de congelación que podemos obtener de la ecuación 1.

Paso 4: Calculo del descenso del punto de congelación.

$$\begin{aligned} \Delta T_c &= T_c^\circ - T_c \\ \Delta T_c &= 0\text{ }^\circ\text{C} - (-1,1\text{ }^\circ\text{C}) \\ \Delta T_c &= 1,1\text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Paso 5: Calculo de la molalidad de la disolución

$$\begin{aligned} \Delta T_c &= K_c m \\ 1,1\text{ }^\circ\text{C} &= (1,86\text{ }^\circ\text{C/molal}) m \\ m &= 0,59\text{ molal} \end{aligned}$$

RESPUESTA: La molalidad de la disolución es 0,59.

D.- EJERCICIOS PROPUESTOS.

- 1) Calcular el punto de congelación de una solución acuosa al 1,26 % p/p de un compuesto no electrolito. (agua: $K_c = 1,86\text{ }^\circ\text{C/molal}$ y $T_c^\circ = 0\text{ }^\circ\text{C}$; masa molar de soluto 51 g/mol)
 (Respuesta = $-0,465\text{ }^\circ\text{C}$)
- 2) Calcule el peso molecular de un no electrolito si el agua se congela a $-0,50\text{ }^\circ\text{C}$ cuando en 20 g de ella se disuelven 12 g de soluto. (Agua: temperatura de congelación $0\text{ }^\circ\text{C}$ y constante crioscópica $1,86\text{ }^\circ\text{C/molal}$)
 (Respuesta = 2232 g/mol)
- 3) ¿Cual será el punto de congelación de una solución que contiene 17,25 g de ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) disueltos en 250 g de agua. (Agua: temperatura de congelación $0\text{ }^\circ\text{C}$ y constante crioscópica $1,86\text{ }^\circ\text{C/molal}$)
 (Respuesta = $-0,668\text{ }^\circ\text{C}$)

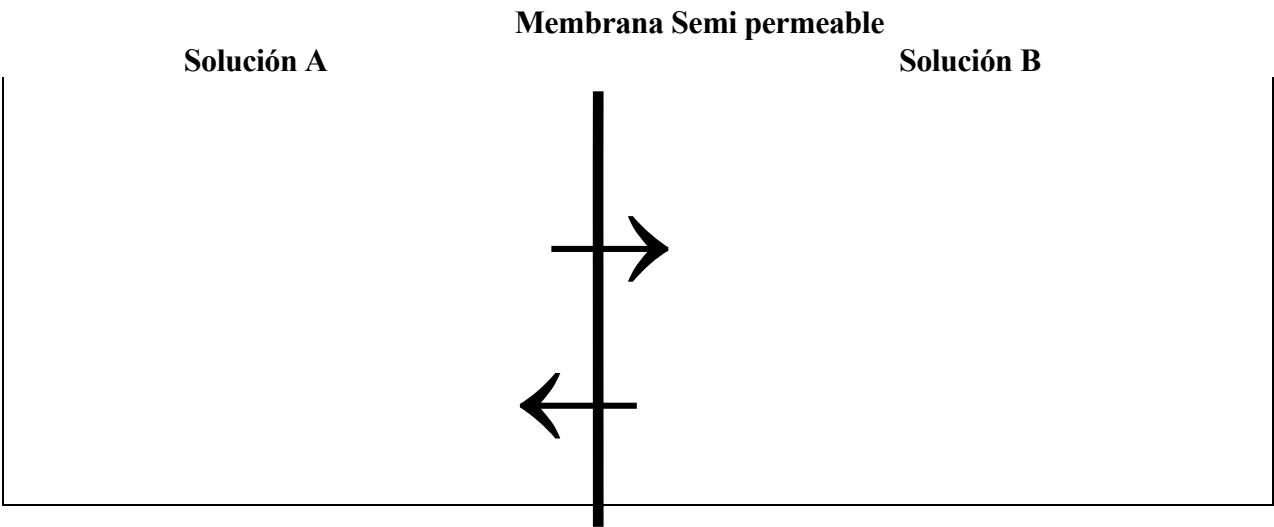
- 4) A 100 mL de agua se agregan 50 mL de alcohol (masa molar 46 y densidad 0,7 g/mL) ¿Cual será el punto de congelación de esta mezcla. (Agua: temperatura de congelación 0 °C y constante crioscópica 1,86 °C/molal)
(Respuesta = 14,13 °C)
- 5) Si se disuelven 3,96 g de ácido benzoico en 80,6 g de benceno y la solución se congela a -4,47 °C. Hallar el peso molecular aproximado del ácido benzoico. (Benceno: temperatura de congelación 5,5 °C y constante crioscópica 5,12 °C/molal)
(Respuesta = 244,3 g/mol)

IV.- PROPIEDADES COLIGATIVAS N°4: Presión Osmótica.

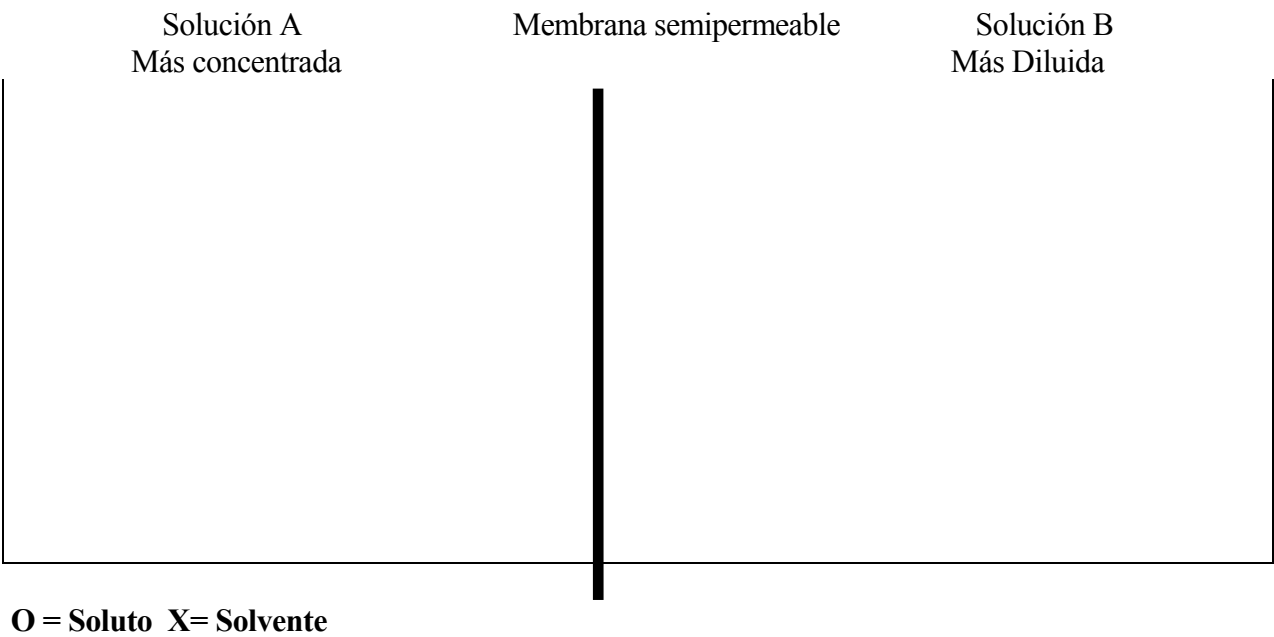
A.- CONCEPTOS BÁSICOS: PRESIÓN OSMÓTICA

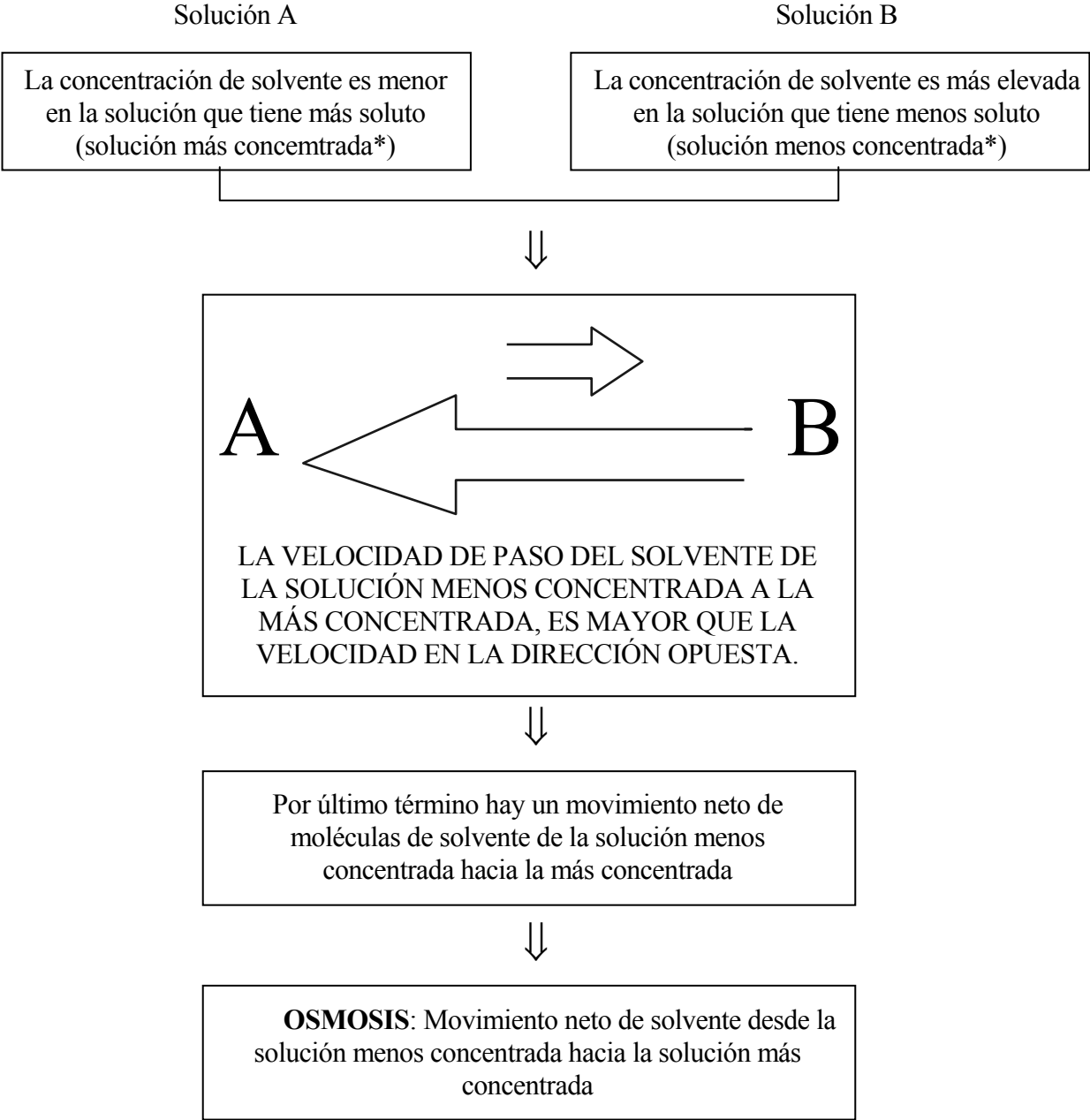
1.- Definición:

- 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



Consideremos una situación en la que sólo las moléculas de disolvente pueden pasar a través de la membrana. Si esta se coloca entre dos soluciones de concentración diferente, las moléculas de disolvente se mueven en ambas direcciones a través de la membrana.





⇓

A

B

LA VELOCIDAD DE PASO DEL SOLVENTE DE LA SOLUCIÓN MENOS CONCENTRADA A LA MÁS CONCENTRADA, ES MAYOR QUE LA VELOCIDAD EN LA DIRECCIÓN OPUESTA.

⇓

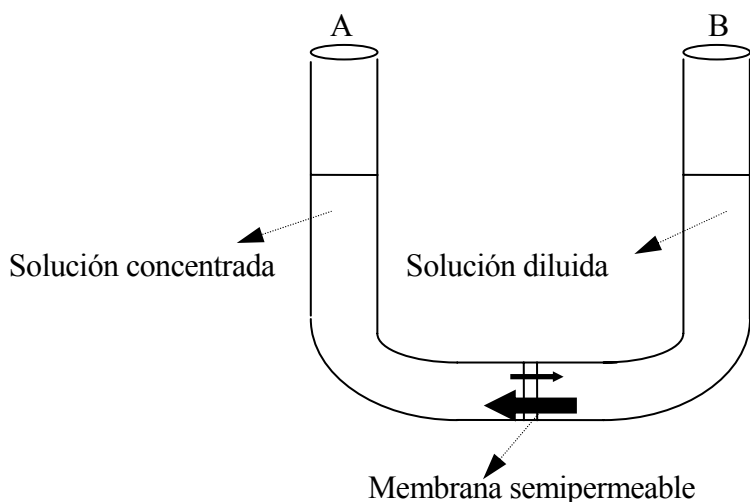
Por último término hay un movimiento neto de moléculas de solvente de la solución menos concentrada hacia la más concentrada

⇓

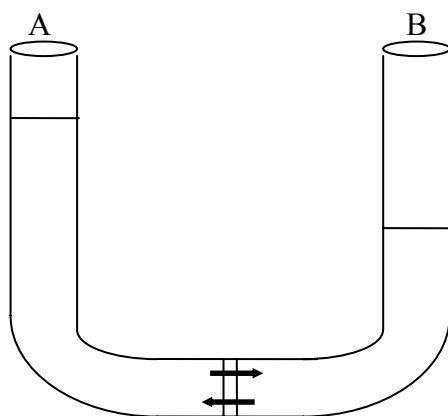
OSMOSIS: Movimiento neto de solvente desde la solución menos concentrada hacia la solución más concentrada

*Recuerde que: Los términos de solución más o menos concentrada están referidos a la cantidad de soluto (más o menos soluto).

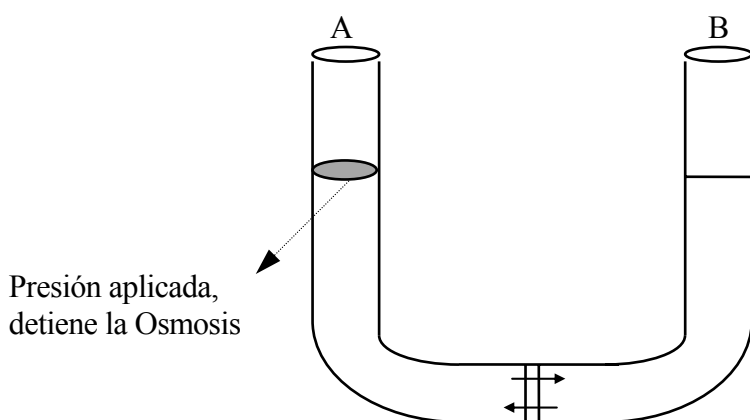
En la siguiente figura se muestran dos soluciones separadas por una membrana semipermeable.



El solvente se mueve de B hacia A, como si las soluciones tendieran a lograr concentraciones iguales. Al cabo de un tiempo los niveles del líquido (volumen) en las dos ramas son desiguales.



La diferencia de presión resultante de las alturas desiguales del líquido en las dos ramas llega a ser tan grande que el flujo de líquido cesa.



Si aplicamos una presión sobre el brazo izquierdo del codo, como se muestra en la próxima figura, podríamos detener el flujo neto de solvente.

La presión aplicada sobre el brazo de la izquierda del aparato detiene el movimiento neto del solvente desde el lado derecho de la membrana

Esta presión aplicada se conoce como **Presión Osmótica** (π) y es la presión requerida para detener la osmosis; esta presión depende de la temperatura y de la concentración de la solución.

2.- Factores que afectan la Presión Osmótica.

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:

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

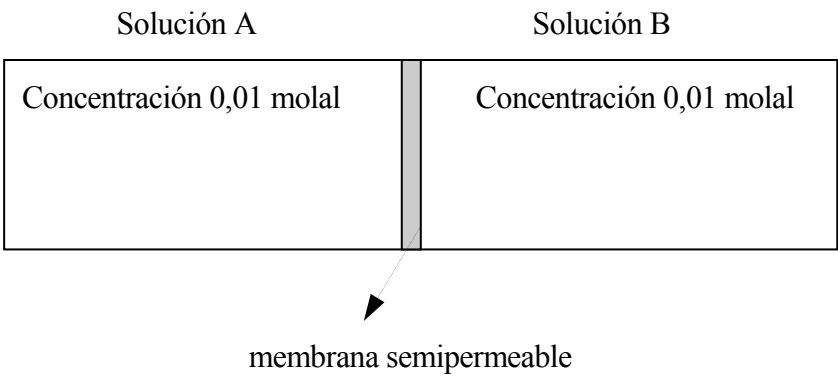
$$\pi = M R T$$

*Cuando las soluciones son muy diluidas (menores a 0,1 M) se puede considerar que la Molaridad es igual a la Molalidad.

B.- PRESIÓN OSMÓTICA.

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

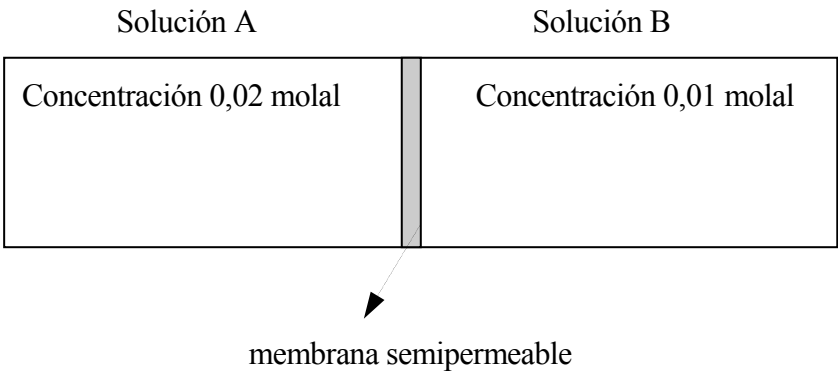
Caso 1



- a) Ambas soluciones tienen la misma concentración, a una temperatura dada, luego podemos decir que no se presenta el fenómeno de Osmosis.

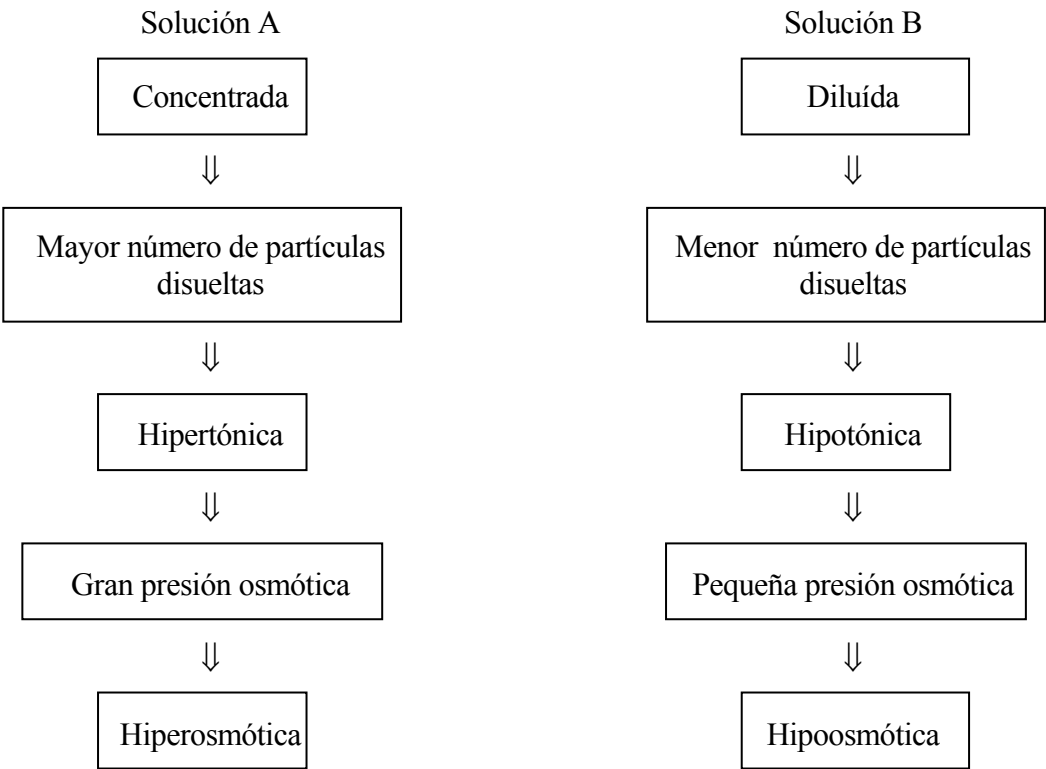
- b) Se puede concluir, entonces, que ambas soluciones tiene igual Presión Osmótica.
- c) Cuando dos soluciones tienen igual Presión Osmótica se dice que son **ISOTÓNICAS** o **ISOOSMÓTICA** entre sí (iso = igual; osmótica = presión osmo; tónica = concentración).

Caso 2



- a) La solución A tiene mayor concentración que la solución B, se dice entonces, que la solución A es **HIPERTÓNICA** con respecto a la solución B.
- b) También se puede decir que la solución B es **HIPOTÓNICA** con respecto a la solución A.
- c) Como la solución B es **HIPOTÓNICA**, con respecto a la solución A, genera una menor presión osmótica, ya que tiene menos partículas en solución, por lo tanto, se puede decir que la solución B es **HIPOOSMÓTICA** con respecto a la solución A.
- d) Como la solución A es **HIPERTÓNICA**, con respecto a la solución 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.

EN RESUMEN:



La ósmosis juega un papel importante en los sistemas vivos. Por ejemplo, las membranas de los glóbulos rojos son semipermeables. Si se colocan estas células en una solución hipertónica respecto a la solución intracelular se provoca que el agua salga de la célula, como se muestra en la figura. Esto causa que la célula se arrugue, y ocurre el proceso que se conoce como *crenación*. Si se colocan estas células en una solución hipotónica respecto al líquido intracelular se ocasiona que el agua penetre en la célula. Esto causa la ruptura de la célula, proceso que se conoce como *hemólisis*. A las personas que necesitan el reemplazo de los fluidos corporales nutrientes, y que no pueden ser tomados por vía oral, se les administran soluciones por infusión intravenosa, la cual provee los nutrientes directamente al interior de las venas. Para evitar crenación o hemólisis de los glóbulos rojos, las soluciones deben ser isotónicas con los líquidos en el interior de las células.

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?

Solución: $\pi = M R T$

$$M = \frac{\pi}{R T} = \frac{7,7 \text{ atm}}{(0,082 \text{ L atm/}^\circ\text{K mol})(298 \text{ }^\circ\text{K})} = 0,31 \text{ molar}$$

En condiciones clínicas, la concentración de las soluciones se expresan generalmente en porcentajes en peso. El porcentaje en peso de una solución de glucosa 0,31 M es 5,3 %.

Hay otros ejemplos interesantes de ósmosis. Un pepino colocado en una salmuera concentrada pierde agua por ósmosis y se arruga para convertirse en un pepinillo. Una zanahoria que se hace flácida al perder agua a la atmósfera, puede recuperarla por ósmosis si se coloca en agua y así recobra su firmeza. Las personas que comen demasiada sal en los alimentos sufren la retención de agua en las células de los tejidos debido a la ósmosis. La hinchazón que resulta se denomina *edema*. El movimiento del agua del suelo hacia el interior de las raíces de las plantas y posteriormente hacia sus órganos superiores se debe, al menos una parte, a la ósmosis. La conservación de la carne mediante salado y de las frutas al cubrirlas de azúcar, las protege contra la acción bacteriana. A través del proceso de ósmosis, una bacteria que se encuentre en la carne salada o en la fruta caramelizada pierde agua, se encoge y muere.

Durante el proceso de ósmosis, el agua se mueve de un área de alta concentración de agua (concentración baja de soluto) hacia un área de baja concentración de agua (alta concentración de soluto). El movimiento de una sustancia de una zona donde su concentración es elevada a otra donde es baja, es espontáneo. Las células biológicas transportan no solamente agua, sino también otros materiales seleccionados a través de sus membranas. Esto permite la entrada de nutrientes y la eliminación de materiales de desecho. En algunos casos, las sustancias deben moverse de un área de baja concentración a una de concentración elevada. Este movimiento se llama *transporte activo*. Este proceso no es espontáneo y por tanto requiere gasto de energía por las células.

C.- EJERCICIOS RESUELTOS

Ejercicio N°1: 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.

Paso 1: Ordenar los datos.

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

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la presión osmótica de la solución (π).

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones:

$$\pi = \frac{n R T}{V} \qquad \text{Ecuación 1}$$

$$\pi = M R T \qquad \text{Ecuación 2}$$

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.

Paso 4: Conversión de unidades.

$$\begin{aligned} T(^{\circ}\text{K}) &= T(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \\ T(^{\circ}\text{K}) &= 17 + 273,15 \\ T(^{\circ}\text{K}) &= 290,15 \end{aligned}$$

Paso 5: Cálculo de la presión osmótica de la solución (π).

$$\begin{aligned} \pi &= M R T \\ \pi &= (2 \text{ mol/L})(0,082 \text{ atm L/mol } ^{\circ}\text{K})(290,15 ^{\circ}\text{K}) \\ \pi &= 47,585 \text{ atm} \end{aligned}$$

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

Ejercicio N°2: Qué masa de anilina habría que disolver en agua para tener 200 mL de una solución cuya presión osmótica, a 18 °C, es de 750 mmHg; sabiendo que la masa molar de la anilina es 93,12 g/mol.

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto anilina	:	masa molar	=	93,12 g/mol
Solvente agua	:	no hay datos		
Solución	:	volumen	=	200 mL
		temperatura	=	18 °C
		presión osmótica	=	750 mmHg

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la masa en gramos de anilina.

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones:

$$\pi = \frac{n R T}{V} \quad \text{Ecuación 1}$$

$$\pi = M R T \quad \text{Ecuación 2}$$

Ambas ecuaciones podrían ser usadas para calcular el número de moles de anilina necesarios para preparar la solución, sin embargo, como en los datos nos dan el volumen de la solución sería más conveniente utilizar la ecuación 1. No olvidar convertir las unidades de: presión en atmósferas, volumen a litros y temperatura a grados Kelvin.

Paso 4: Conversión de unidades.

$$\begin{aligned} \text{Temperatura} &\Rightarrow T(^{\circ}\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \\ &T(^{\circ}\text{K}) = 18 + 273,15 \\ &T(^{\circ}\text{K}) = 291,15 \\ \text{Volumen} &\Rightarrow 1000 \text{ mL} \text{ ----- } 1 \text{ L} \\ &200 \text{ mL} \text{ ----- } X \\ &X = 0,2 \text{ L} \\ \text{Presión} &\Rightarrow 760 \text{ mmHg} \text{ ----- } 1 \text{ atm} \\ &750 \text{ mmHg} \text{ ----- } X \\ &X = 0,987 \text{ atm} \end{aligned}$$

Paso 5: Cálculo de los moles de anilina existente en la solución (n).

$$\begin{aligned} \pi &= \frac{n R T}{V} \\ 0,987 \text{ atm} &= \frac{n (0,082 \text{ atm L/mol } ^{\circ}\text{K}) (291,15 ^{\circ}\text{K})}{0,2 \text{ L}} \\ n &= 0,0083 \text{ moles} \end{aligned}$$

Paso 6: Transformando los moles a masa (g)

$$\begin{aligned} 93,12 \text{ g} &\text{ ----- } 1 \text{ mol} \\ X &\text{ ----- } 0,0083 \text{ moles} \\ X &= 0,7699 \text{ g} \end{aligned}$$

RESPUESTA: La masa de anilina es 0,7699 g.

Ejercicio N°3: Cuantos gramos de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ deberán disolverse por litro de agua para obtener una solución isoosmótica con otra de urea $CO(NH_2)_2$ que contiene 80 g de soluto por litro de solución a 25 °C.

Paso 1: Ordenar los datos.

Solución 1		Solución 2	
Soluto sacarosa	: no hay datos	Soluto urea	: masa = 80 g
	masa molar = 342 g/mol		masa molar = 60 g/mol
Solvente agua	: volumen = 1 L	Solvente agua	: volumen = no hay datos
Solución	: volumen = 1 L	Solución	: volumen = 1 L
	temperatura = 25 °C		temperatura = 25 °C

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la masa de sacarosa para tener una solución isoosmótica con la solución de urea.

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones:

$$\pi = \frac{n R T}{V} \qquad \text{Ecuación 1}$$

$$\pi = M R T \qquad \text{Ecuación 2}$$

Nos piden calcular la masa de sacarosa necesaria para obtener una solución isoosmótica con una solución de urea dada. Que dos soluciones sean isoosmótica entre sí significa que tienen igual presión osmótica, es decir poseen igual concentración. Por lo tanto, no es necesario calcular la presión osmótica, pues conociendo la concentración de la solución de urea conocemos la concentración de la solución de sacarosa requerida.

Paso 4: Determinamos la concentración de la solución de urea.

$$\begin{array}{l} 60 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol} \\ 80 \text{ g} \text{ ----- } X \\ X = 1,33 \text{ moles} \end{array}$$

Como los 80 g (1,33 moles) están disueltos en un litro, nuestra solución es 1,33 M en urea.

Paso 5: Cálculo de la masa de sacarosa.

Como la solución de urea es 1,33 M, la solución de sacarosa también es 1,33 M (soluciones isoosmóticas entre sí). Entonces necesitamos 1,33 moles de sacarosa por un litro de solución, por lo tanto, sólo nos basta con transformar los moles de sacarosa a masa.

$$\begin{array}{l} 342 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol} \\ X \text{ ----- } 1,33 \text{ moles} \\ X = 454,86 \text{ g} \end{array}$$

RESPUESTA: La masa de sacarosa requerida para tener una solución isoosmótica con una solución de urea dada es 454,86 g.

Ejercicio N°4: Se midió la presión osmótica de una solución acuosa de cierta proteína a fin de determinar su masa molar. La solución contenía 3,50 mg de proteína disueltos en agua suficiente para formar 500 mL de solución. Se encontró que la presión osmótica de la solución a 25 °C es 1,54 mmHg. Calcular la masa molar de la proteína.

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto proteína	:	masa	=	3,50 mg
Solvente agua	:	no hay datos		
Solución	:	volumen	=	500 mL
		temperatura	=	25 °C
		presión osmótica	=	1,54 mmHg

Paso 2: Pregunta concreta ⇒ determinar la masa molar de la proteína.

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones:

$$\pi = \frac{n R T}{V} \qquad \text{Ecuación 1}$$

$$\pi = M R T \qquad \text{Ecuación 2}$$

Utilizaremos la ecuación 1, ya que el volumen dado es 500 mL y así calcularemos los moles de proteína disueltas en estas condiciones. No olvidar conversión de unidades.

Paso 4: Conversión de unidades.

Temperatura	⇒	T(°K) = T(°C) + 273,15
		T(°K) = 25 + 273,15
		T(°K) = 298,15
Volumen	⇒	1000 mL ----- 1 L
		500 mL ----- X
		X = 0,5 L
Presión	⇒	760 mmHg ----- 1 atm
		1,54 mmHg ----- X
		X = 0,002 atm
masa	⇒	1000 mg ----- 1 g
		3,5 mg ----- X
		X = 3,5 x 10 ⁻³ g

Paso 5: Cálculo de los moles de proteína (n).

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

$$0,002 \text{ atm} = \frac{n (0,082 \text{ atm L/mol } ^\circ\text{K}) (298,15 \text{ } ^\circ\text{K})}{0,5 \text{ L}}$$

$$n = 41 \times 10^{-6} \text{ moles}$$

Paso 6: Transformando los moles a masa (g)

masa molar $\Rightarrow$ gramos de sustancia por un mol

$$\begin{array}{rcl} 3,5 \times 10^{-3} \text{ g} & \text{-----} & 41 \times 10^{-6} \text{ moles} \\ X \text{ g} & \text{-----} & 1 \text{ mol} \\ X & = & 85,37 \text{ g} \end{array}$$

RESPUESTA: La masa molar de la proteína es 85,37.

D.- EJERCICIOS PROPUESTOS.

- 1) ¿Cual es la presión osmótica a 20°C de una solución de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), 0,0020 M?
(Respuesta = 0,048 atm)
- 2) Disolviendo 6,73 g de sacarosa (masa molar 342 g/mol) hasta formar 1500 mL de solución a 20 °C. ¿Cual es la presión osmótica que teóricamente corresponderá?
(Respuesta = 0,315 atm)
- 3) ¿Que presión osmótica ejercerá una solución de urea en agua al 1% a 20 °C(masa molar de urea 60 g/mol)?
(Respuesta = 4 atm)
- 4) Calcular la masa molar aproximada del pineno sabiendo que al disolver 2,8 g en alcohol hasta un volumen de 500 mL se midió una presión osmótica de 1,2 atm a 20 °C.
(Respuesta = 112 g/mol)
- 5) Calcular la masa molar aproximada del tiofeno sabiendo que una solución de 100 mL que contiene 0,32 g de ese compuesto en alcohol dio una presión osmótica de 510 mmHg a 20 °C.
(Respuesta = 114,7 g/mol)
- 6) ¿Que presión osmótica en atm ejercerá cualquier solución 0,1 M de una sustancia no ionizable a 20 °C?
(Respuesta = 2,40 atm)

V.- PROPIEDADES COLIGATIVAS DE SOLUCIONES DE ELECTROLITOS.

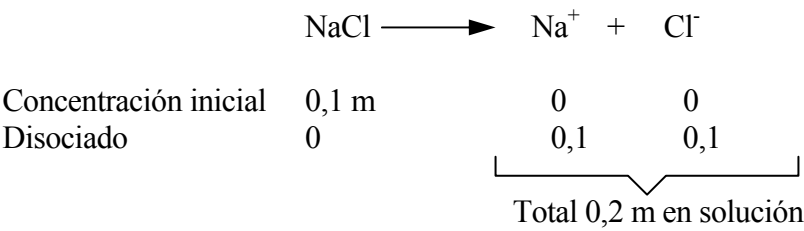
Los conceptos analizados hasta aquí son aplicables a soluciones de compuestos químicos **No electrolito** (compuestos que no se disocian en solución).

Como ya hemos visto la concentración de partículas en solución de estos compuestos es igual a la concentración del compuesto total adicionado.

Ejemplo: Si tenemos una solución 0,1 m de glucosa, la concentración total de partículas en solución será 0,1 m.

Hemos insistido en varias oportunidades que las propiedades coligativas de las soluciones dependen de la concentración total de partículas de soluto, sin importar si las partículas son iones o moléculas.

Así podemos esperar que una solución 0,1 m de NaCl tenga un total de partículas en solución igual a 0,2 m ya que como esta sal es un electrolito fuerte, disocia completamente en solución.



Para electrolitos fuertes y débiles la concentración de partículas en solución es mayor que la concentración inicial del compuesto en cuestión, por lo tanto, al determinar experimentalmente las propiedades coligativas de estos compuestos se observan desviaciones de las teóricas esperadas. Así, por ejemplo, si tenemos una solución 0,1 m de NaCl y calculamos su punto de congelación (T_c) considerando que este compuesto es un no electrolito resulta ser:

$$\begin{aligned} \Delta T_c &= K_c m \\ \Delta T_c &= T_c^\circ - T_c \\ K_c m &= T_c^\circ - T_c \\ (1,86 \text{ }^\circ\text{C/molal}) (0,1 \text{ molal}) &= 0 - T_c \\ T_c &= -0,186 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Ahora bien, si consideramos al NaCl como es en realidad (electrolito fuerte), la concentración de partículas en solución (si partimos de una solución 0,1 m) será de 0,2 m, luego el punto de congelación de la solución es:

$$\begin{aligned} K_c m &= T_c^\circ - T_c \\ (1,86 \text{ }^\circ\text{C/molal}) (0,2 \text{ molal}) &= 0 - T_c \\ T_c &= -0,372 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Sin embargo, *Van't Hoff* determinó experimentalmente que el punto de congelación de una solución 0,1 m de NaCl era realmente $-0,348 \text{ }^\circ\text{C}$, una temperatura superior a la esperada teóricamente ($-0,372 \text{ }^\circ\text{C}$).

La diferencia entre la propiedad coligativa esperada y observada experimentalmente para los electrolitos débiles **SE DEBE A LAS ATRACCIONES ELECTROSTÁTICAS ENTRE LOS IONES EN SOLUCIÓN.**

A medida que los iones se mueven en la solución, los iones de cargas opuesta chocan y se unen por breves momentos. Mientras están unidos se comportan como una sola partícula llama par iónico.



El número de partículas independientes se reduce y ocasiona el cambio observado en el valor calculado respecto del valor experimental. Para nuestro ejemplo calculado -0,372 °C, observado experimentalmente -0,348 °C

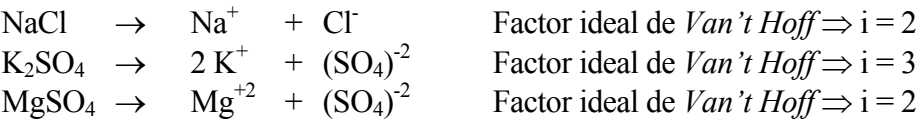
Este fenómeno se observa en todas las propiedades coligativas (Presión de Vapor, Presión Osmótica, Punto de Congelación y Punto de Ebullición) de soluciones de electrolitos. Es decir, para una solución de electrolito:

- Punto de Congelación calculado > Punto de Congelación experimental
- Punto de Ebullición calculado < Punto de Congelación experimental
- Presión Osmótica calculado > Presión Osmótica experimental
- Presión de Vapor calculada > Presión de Vapor experimental

Una medida del grado en que los electrolitos se disocian es el **factor de Van’t Hoff (i)**. Este factor es la relación entre el valor real de una propiedad coligativa y el valor calculado (considerando que la sustancia es un no electrolito)

$$i = \frac{\text{Punto de congelación (o ebullición) experimental}}{\text{Punto de congelación (o ebullición) para un no electrolito}}$$

El valor ideal de factor de *Van’t Hoff* para una sal puede calcularse observando la formula del compuesto. Por ejemplo:



Al factor ideal de *Van’t Hoff* se le simboliza por la letra $\sqrt{\text{nu}}$, debemos considerar este factor como un valor limitante, es decir, el factor *Van’t Hoff* para el NaCl tiene como máximo valor $\sqrt{\text{nu}} = 2$.

Cuando no se dispone de información acerca del verdadero valor de “i” para una solución se utiliza siempre el valor ideal ($\sqrt{\text{nu}}$) para realizar los cálculos.

En la tabla N°1 se indican los factores de *Van’t Hoff* observados para diversas sustancias a diferentes concentraciones.

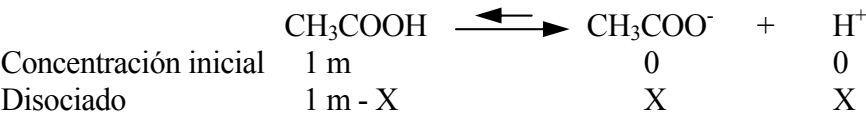
Tabla N°1: Factores de *Van't Hoff* para diversas sustancias a 25 °C.

Compuesto	Concentración			
	0,1 m	0,01 m	0,001 m	valor limitante (√)
Sacarosa	1,00	1,00	1,00	1,00
NaCl	1,87	1,94	1,97	2,00
K ₂ SO ₄	2,32	2,70	2,84	3,00
MgSO ₄	1,21	1,53	1,82	2,00

En estos datos hay dos tendencias evidentes.

- Primero: La dilución afecta los valores de “i” para los electrolitos **“cuanto más diluida es la solución, mas se aproxima i al valor limitante (√)** de esto podemos concluir que entre más diluida este la solución el grado de apareamiento de los iones en solución también disminuye”. La carga de los iones afecta el valor de i para los electrolitos.
- Segundo: **“Mientras menor sea la carga de los iones, menor es la desviación de i del valor limitante**, como conclusión entre menor sea la carga de los iones disminuye el grado de apareamiento de los iones en solución”

En el caso de electrolitos débiles es necesario introducir el concepto de **grado de disociación (α)** del soluto. Recordemos que un electrolito débil es aquel compuesto que disocia parcialmente en solución acuosa. Ejemplo, el ácido acético (CH₃COOH) disocia parcialmente en solución como se muestra en la siguiente ecuación:



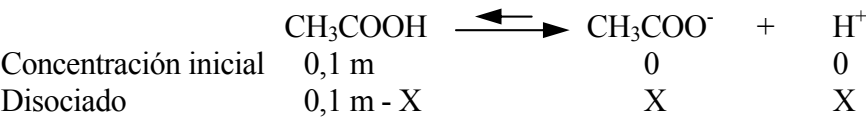
Para poder determinar el valor de X y saber efectivamente cuantas partículas hay en solución necesitamos de un valor dado llamado grado de disociación (α).

α = corresponde a la proporción de partículas disociadas cuando la concentración inicial de soluto es 1 m (o 1 M).

Luego si la solución de ácido acético fuera 1m, el valor de X en la ecuación sería igual a α, como α para el ácido acético es 0,05, X =0,05. Por lo tanto, en solución tenemos:

Especie en solución	Concentración	X = α	Concentración final
CH ₃ COOH	1 - X	0,05	0,95
CH ₃ COO ⁻	X	0,05	0,05
H ⁺	X	0,05	+ 0,05 1,05 m concentración de partículas en solución

Ahora bien, si la concentración inicial de ácido acético hubiese sido otro valor, por ejemplo 0,1 m y α = 0,05 podremos calcular el número de partículas en solución de la siguiente forma:



Aquí α ≠ X, ya que la concentración inicial no es 1 m, pero si la concentración hubiese sido 1 m entonces α = X. Para encontrar el valor de X debemos realizar un planteamiento matemático:

1 m ----- α = 0,05

0,1 m ----- X

X = 5 · 10⁻³

Luego la concentración de partículas en solución será:

Especie en solución	Concentración	X	Concentración final
CH ₃ COOH	1 - X	5 · 10 ⁻³	0,995
CH ₃ COO ⁻	X	5 · 10 ⁻³	0,005
H ⁺	X	5 · 10 ⁻³	<u>+ 0,005</u>
			1,005 m

Finalmente aplicando el coeficiente de *Van't Hoff* (i) a las expresiones algebraicas de las propiedades coligativas de soluciones no electrolitos antes mencionadas, podemos calcular las propiedades coligativas de soluciones electrolitos.

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m \cdot i$$

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

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

C.- EJERCICIOS RESUELTOS

Ejercicio N°1: Se vertió en 200 g de agua, una cierta cantidad de NaCl. La solución resultante hirvió a 100,30 °C ¿Cuánta sal se había vertido en el agua? $\sqrt{ } = 2$, $K_{eb} = 0,52/\text{molal}$, masa molar de NaCl = 58,5

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto NaCl	: $\sqrt{ } = 2$	
	masa molar	= 58 g/mol
Solvente agua	: masa	= 200 mg
	K_{eb}	= 0,52 °C/m
	T°_{eb}	= 100 °C
Solución	: T°_{eb}	= 100,3 °C

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ Calcular la masa de NaCl necesaria para tener 200 mg de solución de NaCl con punto de ebullición 100,3 °C

Paso 3: Aplicamos ecuaciones:

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

Ecuación 1

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

Ecuación 2

Necesitamos calcular la molalidad de la solución de NaCl por medio de la ecuación 2, así podremos saber el numero de moles de NaCl que agregamos al agua para obtener la solución pedida. Con la ecuación 1 podemos calcular el aumento del punto de ebullición.

Paso 4: Aplicando ecuación 1, tenemos:

$$\begin{aligned}
 \Delta T_{\text{eb}} &= T_{\text{eb}} - T_{\text{eb}}^{\circ} \\
 \Delta T_{\text{eb}} &= 100,3^{\circ}\text{C} - 100^{\circ}\text{C} \\
 T_{\text{eb}} &= 0,3^{\circ}\text{C}
 \end{aligned}$$

Paso 5: Aplicando ecuación 2, calculamos la molalidad de partículas:

$$\begin{aligned}
 \Delta T_{\text{eb}} &= K_{\text{eb}} m \\
 0,3^{\circ}\text{C} &= (0,52^{\circ}\text{C/molal}) m \\
 m &= 0,58
 \end{aligned}$$

Paso 6: Calculo de la molalidad de la solución.

Ahora sabemos que tenemos una concentración de partículas disueltas de 0,58, como $\sqrt{2} = 2$ (valor límite), tenemos:

$$\begin{aligned}
 \text{Solución 1 m de NaCl} &\text{----- 2 m de partículas} \\
 X &\text{----- 0,58 m de partículas} \\
 X &= 0,29 \text{ m de NaCl}
 \end{aligned}$$

Paso 7: Calculo de los moles de NaCl.

Sabemos entonces que para lograr la solución pedida necesitamos agregar 0,29 moles de NaCl para 1000 g de agua, como nos piden preparar 200 mL, tenemos:

$$\begin{aligned}
 0,29 \text{ moles de NaCl} &\text{----- 1000 g de agua} \\
 X &\text{----- 200 g de agua} \\
 X &= 0,058 \text{ moles de NaCl}
 \end{aligned}$$

Paso 8: Finalmente transformamos estos moles a masa sabiendo que:

$$\begin{aligned}
 58,5 \text{ g} &\text{----- 1 mol de NaCl} \\
 X &\text{----- 0,058 moles de NaCl} \\
 X &= 3,39 \text{ g de NaCl}
 \end{aligned}$$

RESPUESTA: La masa de NaCl, necesaria para tener una solución con punto de ebullición $100,3^{\circ}\text{C}$, es 3,39 g en 200 g de agua

Ejercicio N°2: Determinar la presión osmótica a 18 °C de una disolución acuosa de NaCl que contiene 2,5 g de sal en 100 mL de solución, si el factor de *Van't Hoff* es 1,83 y la masa molar de NaCl es 58,5.

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto NaCl	:	masa	=2,5 g
		masa molar	= 58,5 g/mol
		i	= 1,83
Solvente agua	:	no hay datos	
Solución	:	Volumen	= 100 mL
		Temperatura	= 18 °C

Paso 2: Pregunta concreta $\Rightarrow$ determinar la presión osmótica.

Paso 3: Ecuaciones:

$$\pi = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \cdot i \qquad \text{Ecuación 1}$$

$$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i \qquad \text{Ecuación 2}$$

Como el volumen no es un litro, es preferible utilizar la ecuación 1, ya que poseemos todos los datos necesarios, sin embargo debemos transformar los datos a las unidades adecuadas.

Paso 4: Conversión de unidades:

Temperatura $\Rightarrow$	$T(^{\circ}\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$ $T(^{\circ}\text{K}) = 18 + 273,15$ $T(^{\circ}\text{K}) = 291,15$
Volumen $\Rightarrow$	$1000 \text{ mL} \text{ ----- } 1 \text{ L}$ $100 \text{ mL} \text{ ----- } X$ $X = 0,1 \text{ L}$
Moles $\Rightarrow$	$58,5 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol}$ $2,5 \text{ g} \text{ ----- } X$ $X = 0,043 \text{ moles}$

Paso 5: Aplicamos ecuación 1:

$$\pi = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \cdot i$$
$$\pi = \frac{(0,043 \text{ moles}) \cdot (0,082 \text{ L atm/mol } ^{\circ}\text{K}) \cdot (291,15 \text{ } ^{\circ}\text{K}) \cdot (1,83)}{0,1 \text{ L}}$$
$$\pi = 18,67 \text{ atm}$$

RESPUESTA: La presión osmótica es 18,67 atm.

Ejercicio N°3: Si 7,1 g de Na₂SO₄ se disuelven en agua obteniendo 200 mL de solución. Calcule la presión osmótica de esta solución a 25 °C. ($\sqrt{} = 3$, masa molar de Na₂SO₄ es 142)

Paso 1: Ordenar los datos.

Soluto Na ₂ SO ₄	:	masa	=7,1 g
		masa molar	= 142 g/mol
		√	= 3
Solvente agua	:	no hay datos	
Solución	:	Volumen	= 200 mL
		Temperatura	= 25 °C

Paso 2: Pregunta concreta ⇒ determinar la presión osmótica.

Paso 3: Aplicamos las ecuaciones:

$$\pi = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \qquad \text{Ecuación 1}$$

$$\pi = M \cdot R \cdot T \qquad \text{Ecuación 2}$$

Como el volumen no es un litro, es preferible utilizar la ecuación 1, ya que poseemos todos los datos necesarios, sin embargo debemos transformar los datos a las unidades adecuadas.

Paso 4: Conversión de unidades:

Temperatura ⇒	T(°K) = T(°C) + 273,15
	T(°K) = 25 + 273,15
	T(°K) = 298,15
Volumen ⇒	1000 mL ----- 1L
	200 mL ----- X
	X = 0,2 L
Moles ⇒	142 g ----- 1 mol
	7,1 g ----- X
	X = 0,05 moles

Paso 5: Aplicamos el concepto de √.

Esto quiere decir que por cada mol de sulfato de sodio disuelto tendremos tres moles de partículas en solución. Como tenemos 0,05 moles de sulfato de sodio tendremos:

1 mol de Na ₂ SO ₄	-----	3 moles de partículas en solución
0,05 moles de Na ₂ SO ₄	-----	X
X = 0,15 moles de partículas		

Paso 6: Aplicamos ecuación 1:

$$\pi = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$
$$\pi = \frac{(0,15 \text{ moles}) \cdot (0,082 \text{ L atm/mol } ^\circ\text{K}) \cdot (298,15 \text{ } ^\circ\text{K})}{0,2 \text{ L}}$$

$$\pi = 18,34 \text{ atm}$$

RESPUESTA: La presión osmótica es 18,34 atm.

D.- EJERCICIOS PROPUESTOS.

- 1) Los Hematíes de la sangre son isotónicos con una disolución al 0,91 % de NaCl en agua, cuya densidad es prácticamente uno. El grado de disociación del cloruro de sodio a esta concentración es del 90 %, determinar:
 - a) La presión osmótica de la sangre a 37 °C (Respuesta = 7,52 atm)
 - b) Su punto de congelación si $K_c = 1,86 \text{ °C/mol}$ (Respuesta = -0,555 °C)
- 2) Ordene las siguientes soluciones acuosas en orden creciente de sus puntos de ebullición.
 - a) Glicerina 0,03 m
 - b) KBr 0,02 m; $\nu = 2$
 - c) Ácido benzoico 0,03 m; $\alpha = 0,043$
 - d) NaCl 0,02 m; $i = 1,94$
($K_{eb} = 0,52 \text{ °C/m}$)

(Respuesta: Glicerina punto de ebullición = 100,0156 °C
 Ácido benzoico punto de ebullición = 100,0163 °C
 NaCl punto de ebullición = 100,0202 °C
 KBr punto de ebullición = 100,0208 °C)

QUIM 3004
PROBLEMAS RESUELTOS - PROPIEDADES COLIGATIVAS

Ejemplo #1

PRESIÓN DE VAPOR DE UNA DISOLUCIÓN DE COMPONENTES VOLÁTILES

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.

Planteamiento

Primero calculamos la fracción molar de cada componente en la disolución líquida. Después aplicamos la Ley de Raoult a cada uno de los componentes volátiles. La presión de vapor total es la suma de las presiones de vapor de los componentes.

Solución

Primero calculamos la fracción molar de cada componente en la disolución líquida.

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

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

Aplicando la **Ley de Raoult** para los componentes volátiles en la solución:

$$P_{\text{heptano}} = X_{\text{heptano}} P^{\circ}_{\text{heptano}} = (0.200)(92.0 \text{ torr}) = 18.4 \text{ torr}$$

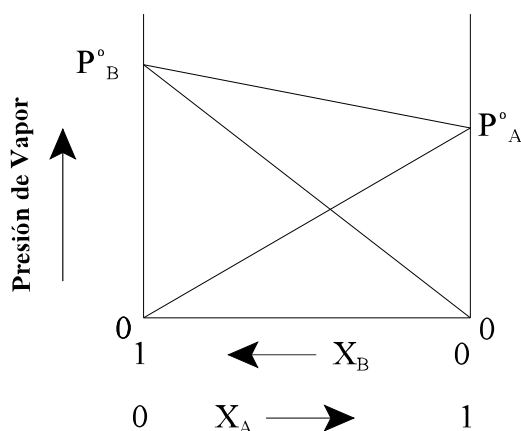
$$P_{\text{octano}} = X_{\text{octano}} P^{\circ}_{\text{octano}} = (0.800)(31.0 \text{ torr}) = 24.8 \text{ torr}$$

Aplicando la **Ley de Dalton** para los componentes volátiles sobre la solución:

$$P_{Total} = P_{heptano} + P_{octano}$$

$$P_{Total} = 18.4 \text{ torr} + 24.8 \text{ torr} = 43.2 \text{ torr}$$

Gráfica # 1: Equilibrio Líquido - Vapor para una solución ideal



Ejemplo #2

COMPOSICIÓN DEL VAPOR

Calcula las fracciones molares de heptano y de octano en el vapor que están en equilibrio con la disolución en el ejemplo anterior.

Planteamiento

La fracción molar de un componente en una mezcla gaseosa es igual a la relación entre su presión parcial y la presión total. En el ejemplo anterior calculamos la presión parcial de cada componente en el vapor y el de la presión de vapor total.

Solución :

Usando la Ley de Dalton , en el vapor

$$X_{\text{heptano}} = \frac{P_{\text{heptano}}}{P_{\text{total}}} = \frac{18.4 \text{ torr}}{43.2 \text{ torr}} = 0.426$$

$$X_{\text{octano}} = \frac{P_{\text{octano}}}{P_{\text{total}}} = \frac{24.8 \text{ torr}}{43.2 \text{ torr}} = 0.574$$

Ejemplo #3

MASA MOLAR A PARTIR DE UNA PROPIEDAD COLIGATIVA

Una muestra de 1.20 gramos de un compuesto covalente desconocido se disuelve en 50.0 gramos de benceno. La disolución se congela a 4.92°C. Calcule la masa molar del compuesto.

Planteamiento

Para calcular la masa molar de un compuesto desconocido, hallamos el número de moles representados por 1.20 gramos del compuesto desconocido. Usamos primero los datos de punto de congelación para determinar la molalidad de la disolución. La molalidad relaciona el número de moles de soluto y la masa de disolvente (conocida), de modo que esto nos permite calcular el número de moles del desconocido.

Solución

El punto de congelación del benceno puro es de 5.48°C y K_f vale 5.12°C/m.

$$\Delta T_f = 5.48^\circ\text{C} - 4.92^\circ\text{C} = 0.56^\circ\text{C}$$

m = molal

M = masa molar

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{0.56^\circ\text{C}}{5.12^\circ\text{C}/m} = 0.11 m$$

$$M_{\text{solute}} = \frac{g_{\text{solute}}}{(m)(Kg_{\text{disolvente}})}$$

$$M_{\text{solute}} = \frac{1.20 \text{ g}}{(0.11 \text{ m})(0.50 \text{ Kg})}$$

$$M_{\text{solute}} = 218 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ejemplo # 4

Determinación de una fórmula molecular a partir de datos de puntos de congelación. La nicotina, extraída a partir de las hojas de tabaco, es un líquido completamente miscible con agua a temperaturas inferiores a 60°C (a) ¿cuál es la molalidad de la disolución acuosa si comienza a congelarse a 0.450°C, (b) si la disolución se obtiene disolviendo 1.921 g de nicotina en 48.92 g de H₂O, ¿cuál debe ser la masa molar de la nicotina? © los productos de la combustión indican que la nicotina contiene 74.03 por ciento de C; 8.70 por ciento de H; 17.27 por ciento de N, por masa. ¿Cuál es la fórmula molecular de la nicotina?

Solución:

- a) Se puede calcular la molalidad de la nicotina. Observe que $T_f = -0.450^\circ \text{C}$ y que $\Delta T_f = 0.00^\circ \text{C} - [-(0.45^\circ \text{C})] = 0.45^\circ \text{C}$

$$\text{molalidad} = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{0.450^\circ \text{C}}{1.86^\circ \text{C m}^{-1}} = 0.242 \text{ m}$$

- b) Ahora puede utilizarse la definición de molalidad, pero con una molalidad conocida (0.242m) y una masa molar del soluto desconocida (M). El número de moles de soluto es simplemente 1.921 g/M.

$$\text{molalidad} = \frac{(1.921 \text{ g/M})}{(0.04892 \text{ Kg agua})} = \frac{0.242 \text{ mol}}{\text{Kg agua}}$$

$$M = \frac{1.921 \text{ g}}{(0.04892 \text{ Kg})(0.242 \text{ mol / Kg})} = 162 \text{ g / mol}$$

- c) Determine la fórmula empírica. El resultado que debe obtener es C_5H_7N . La masa de la fórmula empírica es de 82 u. La masa es exactamente dos veces este valor, 162 u. La fórmula molecular es dos veces C_5H_7N , es decir $C_{10}H_{14}N_2$. Puede determinar M (la masa molar exacta utilizando una tabla de pesos atómicos).

Ejemplo # 5

Determinación de la masa molar a partir de medidas de presión osmótica

Se prepara una muestra de 50.00 mL de una solución acuosa que contiene 1.08 g de una proteína del plasma sanguíneo, seroalbúmina humana. La disolución tiene una presión osmótica de 5.85 mmHg a 298 K. ¿Cuál es la masa molar de la albúmina?

Solución

Primero es necesario expresar la presión osmótica en atmósferas

$$\pi = (5.85 \text{ mmHg}) \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 7.70 \times 10^{-3} \text{ atm}$$

Ahora se puede despejar la ecuación, esto es con el número de moles de soluto (n) representado por la masa del soluto (m) dividida por la masa molar (M) y se obtiene M.

$$\pi = \frac{(m / M) RT}{V} \quad \text{y} \quad M = \frac{m RT}{\pi V}$$

$$M = \frac{(1.08 \text{ g})(0.08206 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(298 \text{ K})}{(7.70 \times 10^{-3} \text{ atm})(0.0500 \text{ L})} = 6.86 \times 10^4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$