

CAPITULO VI

SOLUCIONES y PROPIEDADES COLIGATIVAS

El agua, un bien escaso

La hidrosfera es la totalidad de las aguas del planeta: océanos, mares y aguas continentales.



Propiedades de las disoluciones químicas

dependen de la

Naturaleza química del soluto

Propiedades constitutivas

- Densidad
- Viscosidad
- Conductividad eléctrica

Concentración de soluto en disolución

Propiedades coligativas

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



PROPIEDADES COLIGATIVAS

- ❑ Son las propiedades físicas de las soluciones.
- ❑ Dependen del número de partículas de soluto en una cantidad determinada de solvente.

$$X = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

$$\chi_{\text{soluto}} + \chi_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{soluto}} + n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{disolvente}}} = 1$$

Si hubiera más de un soluto siempre ocurrirá que la suma de todas las fracciones molares de todas las especies en disolución dará como resultado “1”.

Clasificación
de las
propiedades
coligativas

Descenso en la presión de vapor .

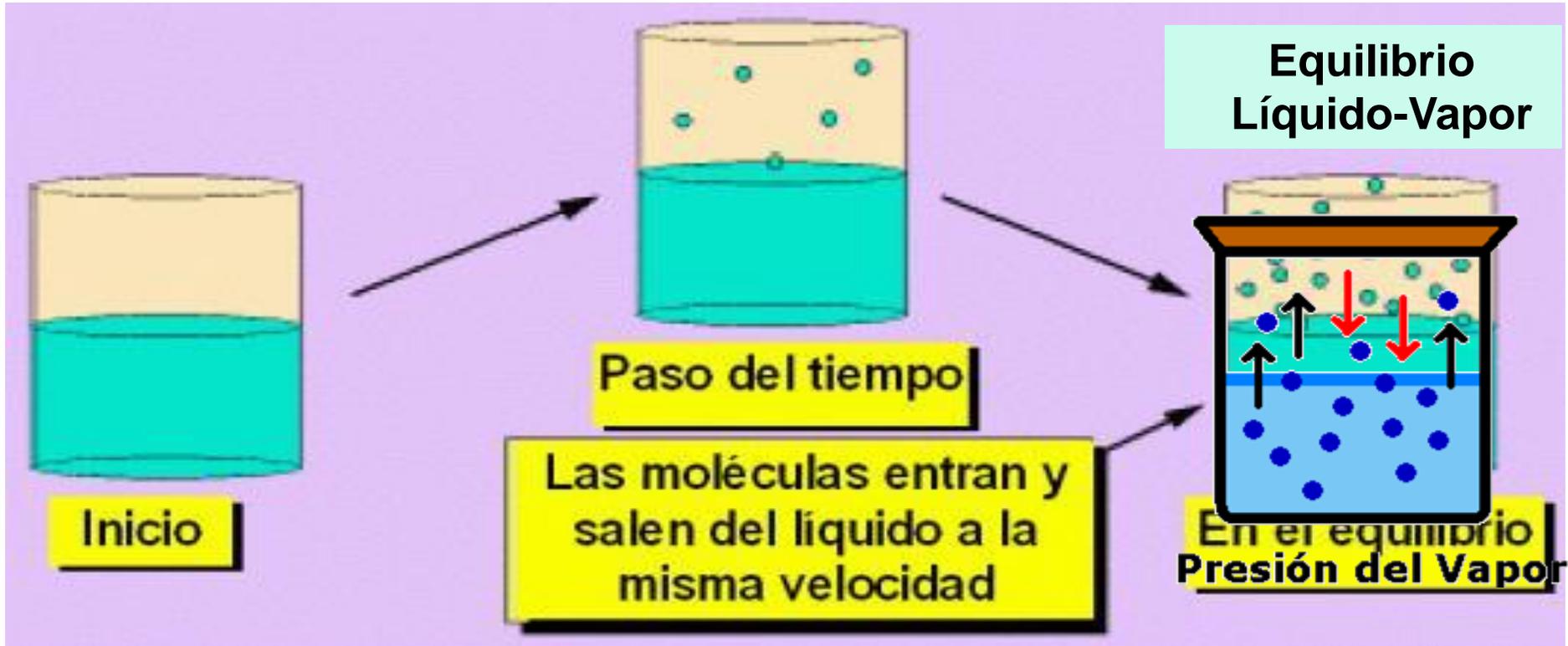
Aumento del punto de ebullición.

Disminución del punto de congelación.

Presión Osmótica.

***Propiedades coligativas
de soluciones no
electroliticas***

1. Descenso de la Presión de vapor

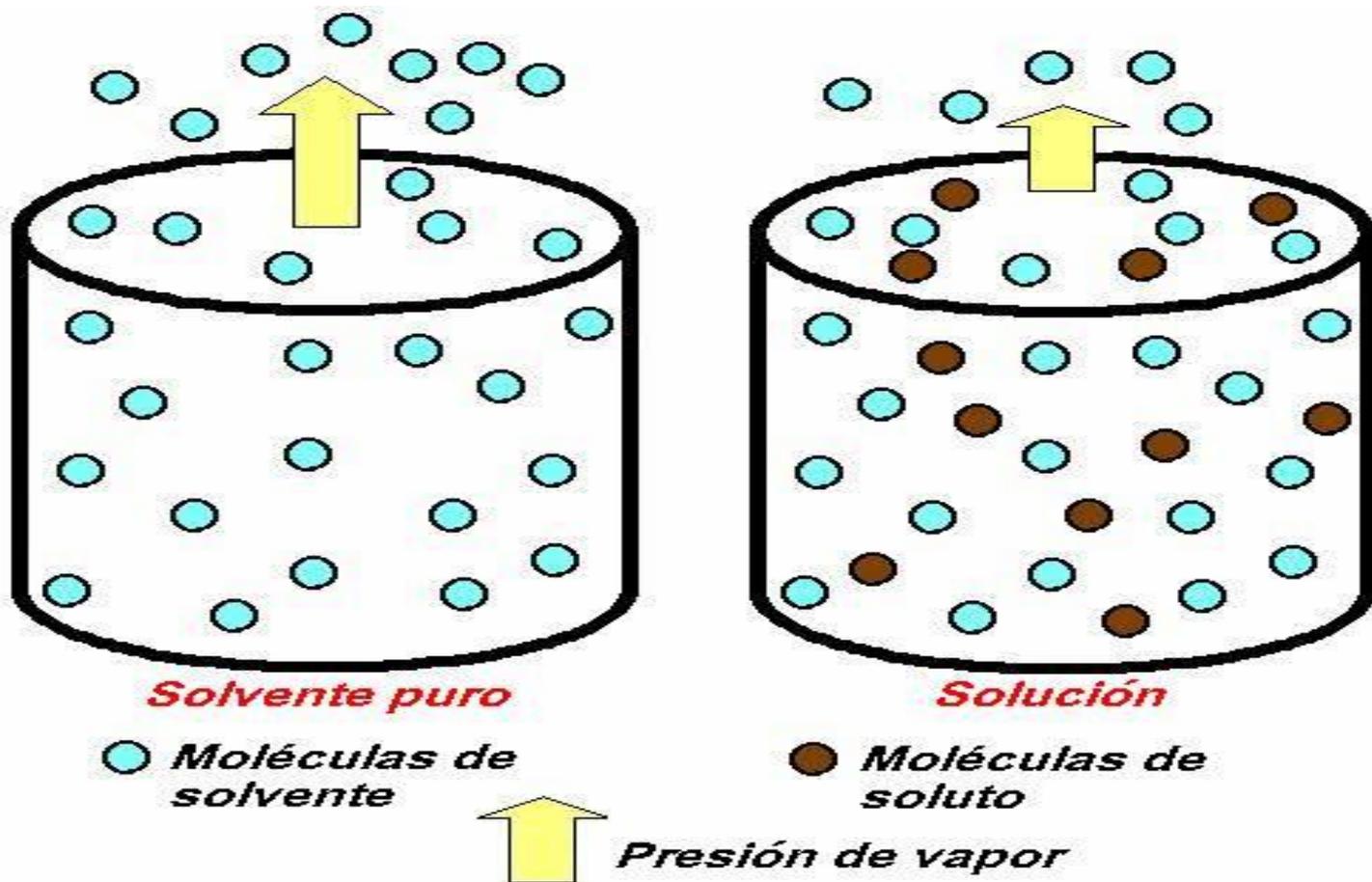


Presión de vapor. Es una medida del número de moléculas que escapan de la superficie de un líquido por unidad de área.

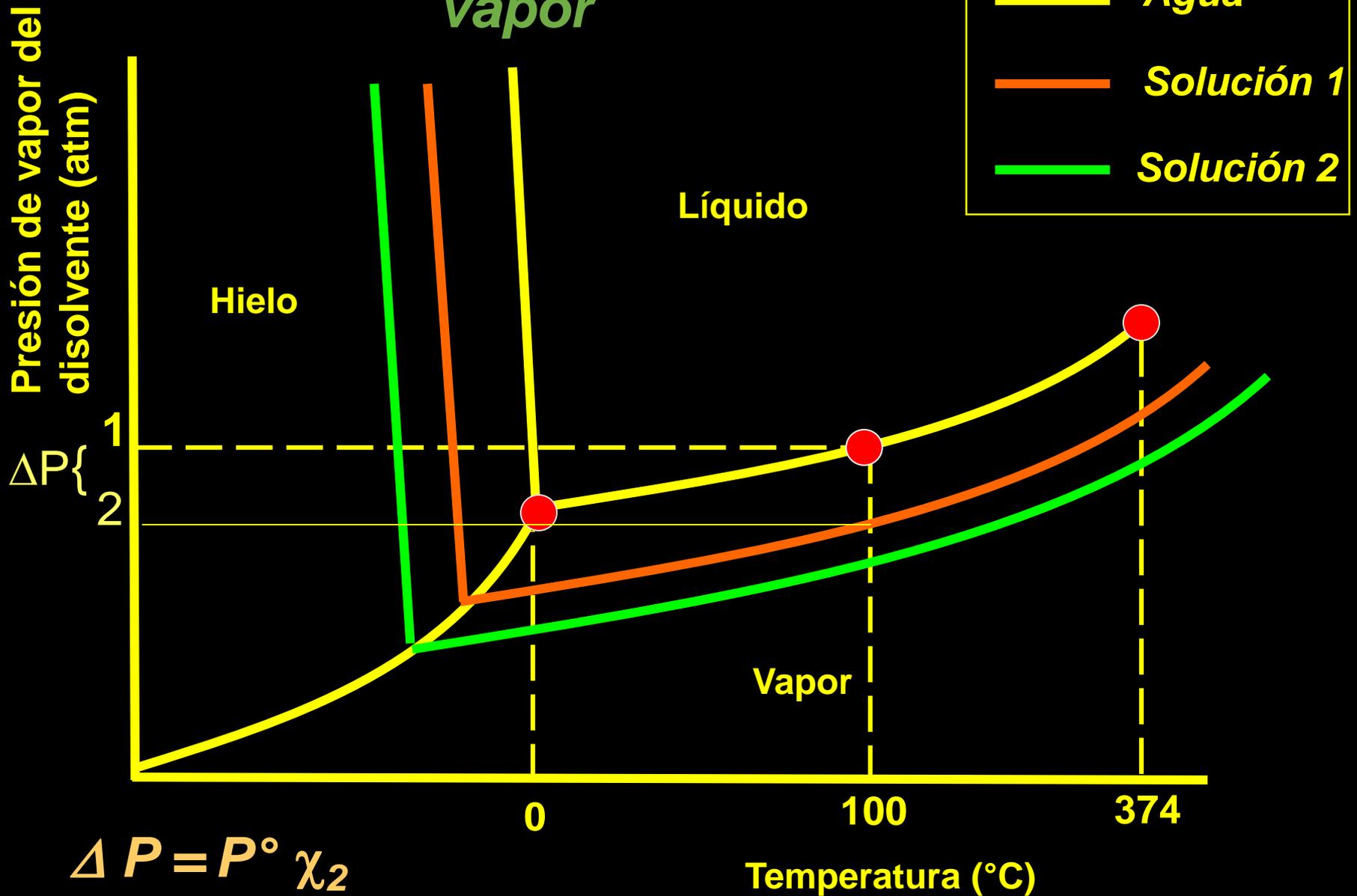
Según la presión de vapor (P_v) los líquidos pueden ser: volátiles (alta P_v) y no volátiles (baja P_v)

Solución con soluto no volátil

Si un soluto es no **volátil**, no tiene P_v que se puede medir, la P_v de vapor de sus disoluciones siempre es menor que la del disolvente puro.



Descenso de la presión de vapor



Solución con soluto no volátil

$$P_{\text{solución}} < P^{\circ}_{\text{solvente puro}}$$

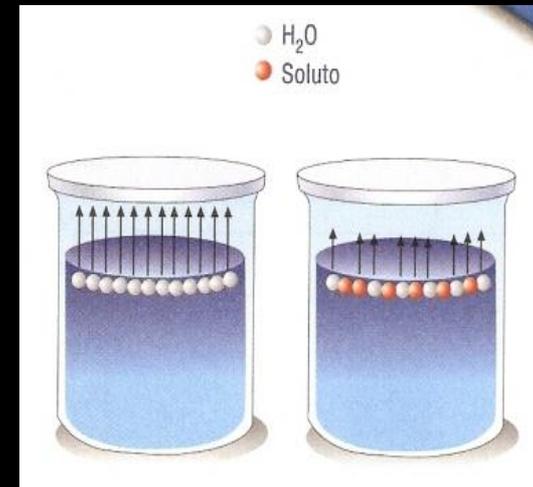
A partir de la Ley de Raoult:

$$P_1 = P_1^{\circ} x_1$$

$$\Delta P = P_1^{\circ} - P_1 = P^{\circ} x_2$$



$$\Delta P = P_1^{\circ} x_2$$



ΔP = descenso de la presión de vapor

X_1 : fracción molar del solvente

X_2 : fracción molar del soluto no volátil

Aplicación

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 ($\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$) debe agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este solvente a 760 mmHg?

Sol.

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

Cálculo de la fracción molar de etilenglicol (X_B)

$$1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg} = (1480 \text{ mmHg}) X_B$$

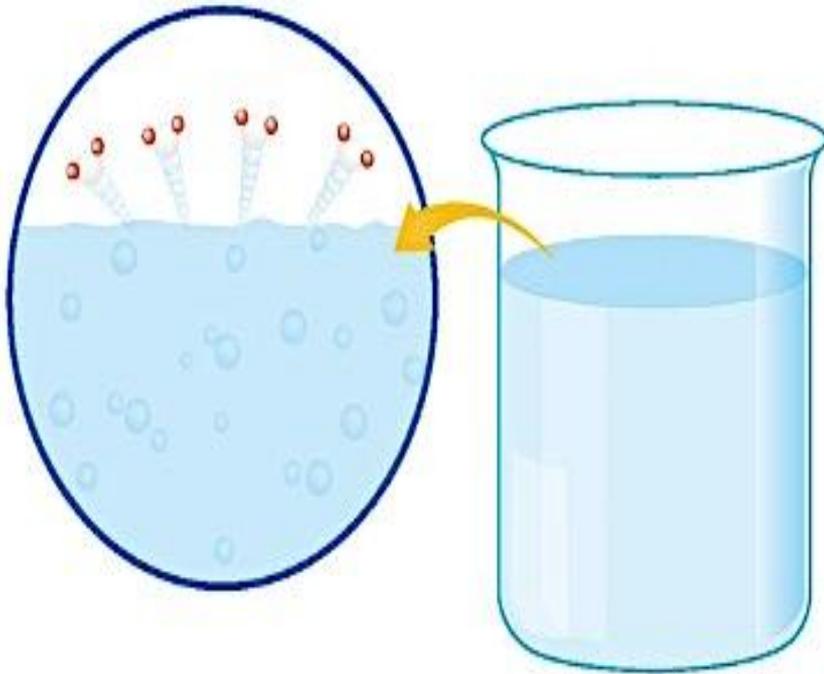
$$X_B = 0,486$$

2. Elevación del Punto de ebullición

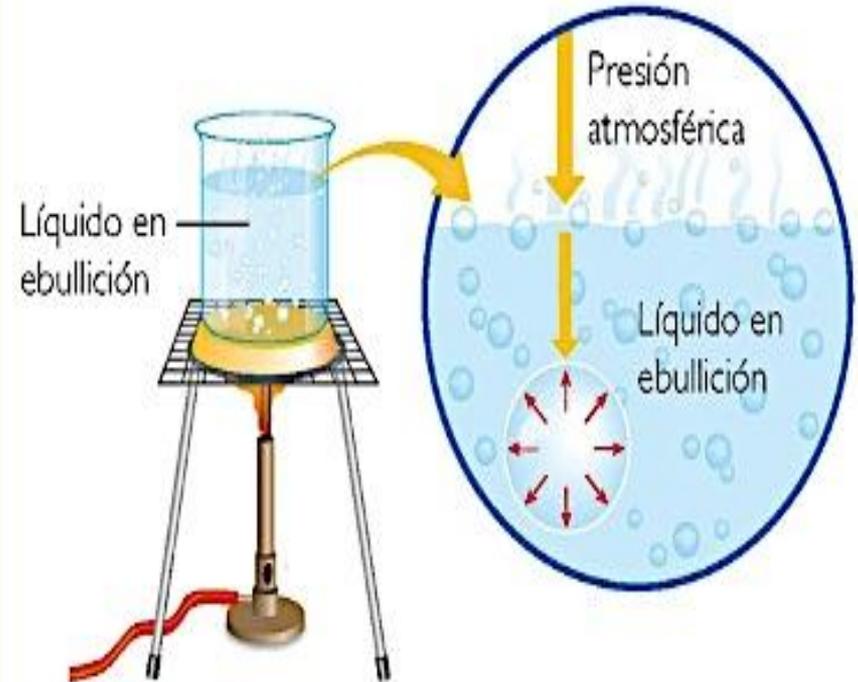
(Aumento ebulloscópico)

Recordar que:

Evaporación



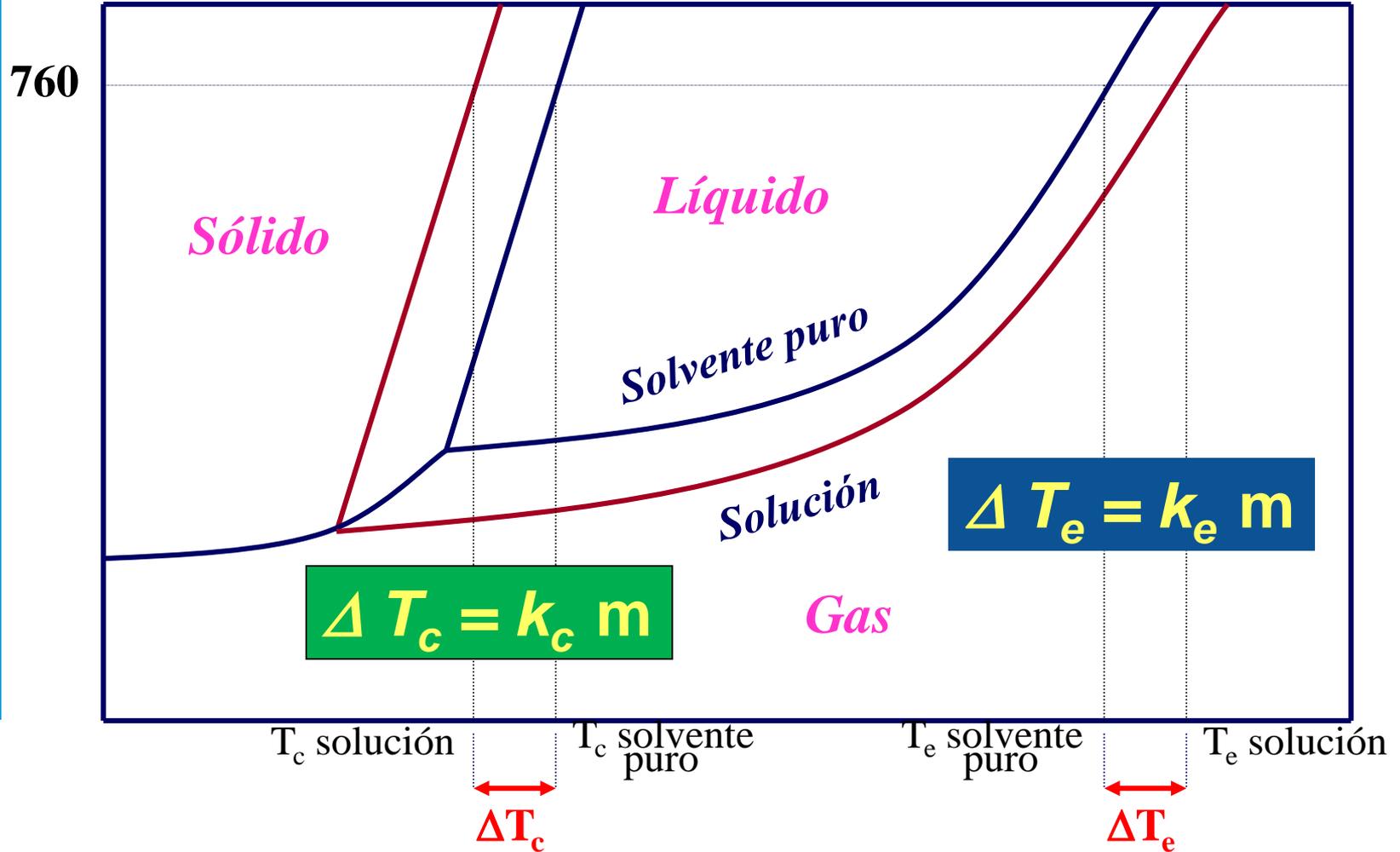
Ebullición



Punto de ebullición: Temperatura a la cual la presión de vapor de líquido se iguala a la presión atmosférica.

DIAGRAMA PUNTO FUSIÓN Y PUNTO EBULLICIÓN SOLVENTE PURO - SOLUCIÓN

Presión de vapor del solvente (torr)



Temperatura (°C)

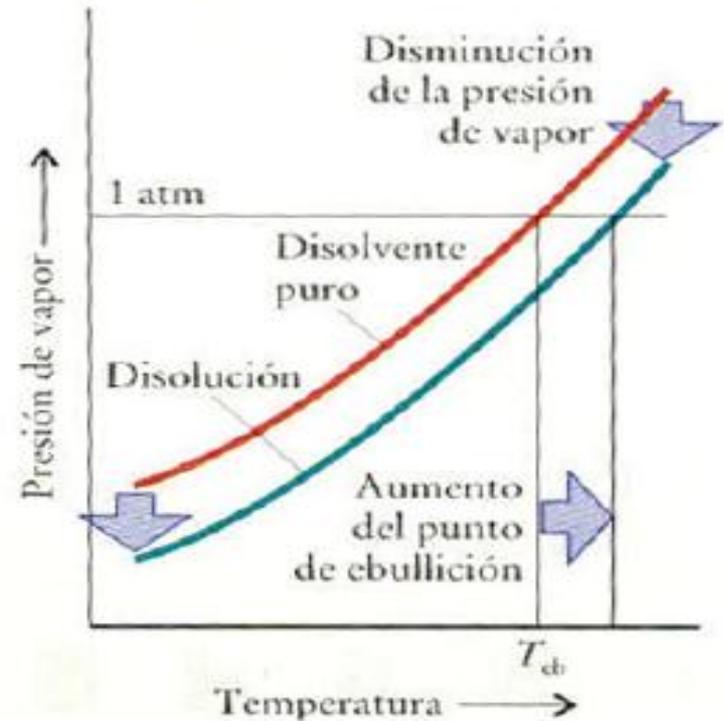
$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

Donde:

ΔT_e = Aumento del punto de ebullición

K_e = Constante ebulloscópica

m = molalidad de la solución



$$\Delta T_e = T_e \text{ solución} - T_e^0 \text{ solvente}$$

$T_e \text{ solución} > T_e^0 \text{ solvente puro}$

Aplicación

Una solución preparada con 1,25 g de aceite de menta (salicilato de metilo) en 99,0 g de benceno tiene un punto de ebullición de 80,31°C. Determine la masa molar de este compuesto.(Pe.benceno puro = 80,10°C y la $k_e=2.53$ °C/m).

m = moles de soluto/ masa de disolvente

$$\Delta T_e = k_e \times m \quad \text{por lo tanto} \quad \Delta T = 80,31 - 80,10 = 0,21^\circ\text{C}$$

Luego la molalidad $m = \Delta T / K_e = 0.083$ molal

$$0,083 = \frac{1,25 / M}{99 \times 10^{-3}}$$

$$M(\text{Masa molar}) = 152,1164 \text{ g/mol}$$

3. Disminución del punto de congelación

(descenso crioscópico)

Punto de congelación:

Temperatura a la que un líquido se solidifica. Es la temperatura a la cual los estados líquido y sólido de una sustancia están en equilibrio.



En una solución el punto de congelación es menor que el punto de congelación del solvente puro.

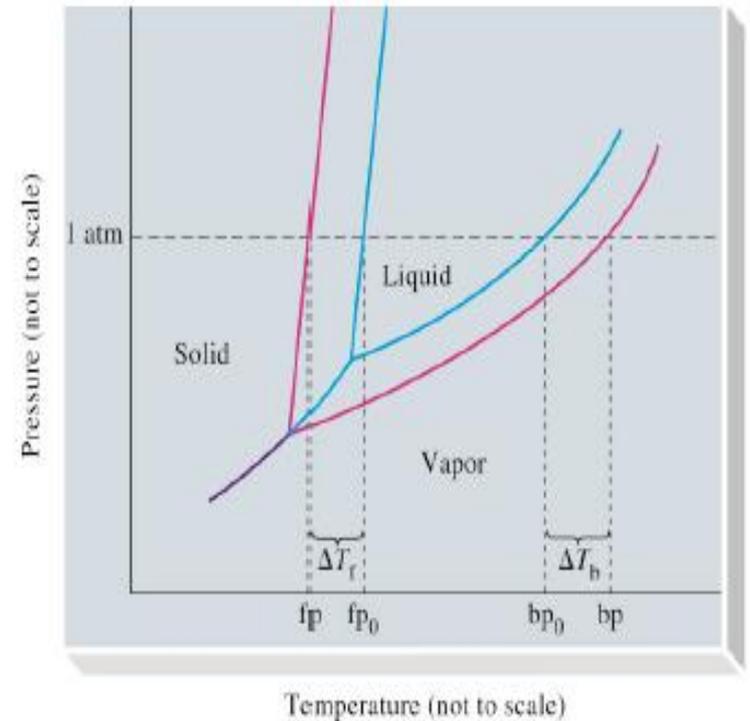
$$\Delta T_c = -K_c \cdot m$$

Donde:

ΔT_c = Disminución del punto de congelación

K_c = Constante Crioscópica

m = molalidad de la solución



$$\Delta T_c = T_c \text{ solución} - T^{\circ}_c \text{ solvente}$$

T Congelación solución < T^o Congelación Solvente puro

Aplicación

¿Qué masa de etilenglicol (masa molar 62 g/mol) se deberá agregar a 5,5 kg de agua para disminuir el punto de congelamiento en 10°C? (K_c del agua = 1,86°C/m)

Solución:

$$\Delta T_c = K_c \times m$$

$$m = \Delta T_c / K_c = 10^\circ\text{C} / 1.86^\circ\text{C}/m$$

$$m = 5.3763 \text{ molal}$$

5.3763 mol/Kg (5.5 kg) = 29.57 moles de etilenglicol

Si la masa molar del etilenglicol es 62.0 g/mol

entonces :

29.57 moles x 62 g/mol = 1833,34 g de etilenglicol

Tabla de K_e y K_c a 1 atm

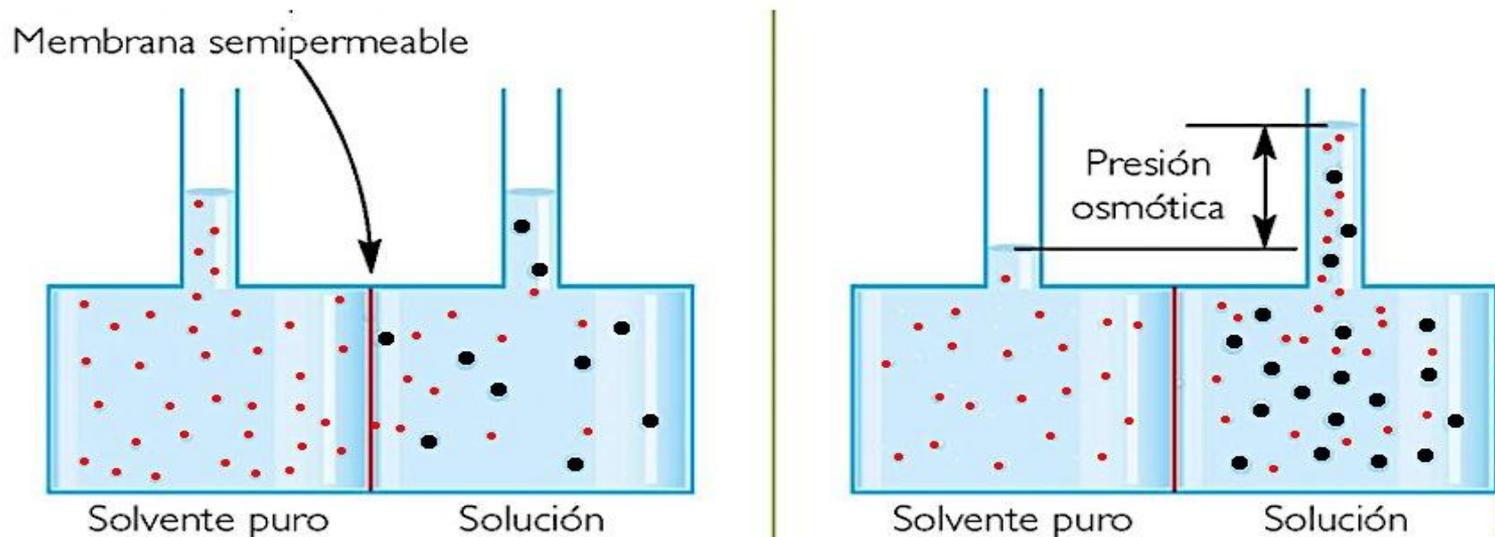
Disolvente	T_e (°C)	K_e (°C/m)	T_c (°C)	K_c (°C/m)
Agua	100	0.512	0	1.86
Benceno	80.1	2.53	5,5	5.12
Etanol	78.4	1.22	-117.3	1.99
Acido Acético	117.9	2.93	16.6	3.9
Ciclohexano	80.7	2.79	6.5	20

4. Presión Osmótica

La osmosis es el movimiento de un disolvente a través de una membrana de permeabilidad selectiva (semipermeable), es decir, solo permite el paso de un solo tipo de moléculas.

El disolvente fluye desde la disolución **más diluida** hacia la **más concentrada**.

Cuando el flujo de disolvente es igual en ambos sentidos se dice que se ha llegado al equilibrio.



PRESIÓN OSMÓTICA.- Es la presión que se requiere para detener la Osmosis.

Presión osmótica (π)

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



$$\pi = C R T$$

π : en atm

V : en litros

R : cte universal

T : K

Como n/V es molaridad (M) = C

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?

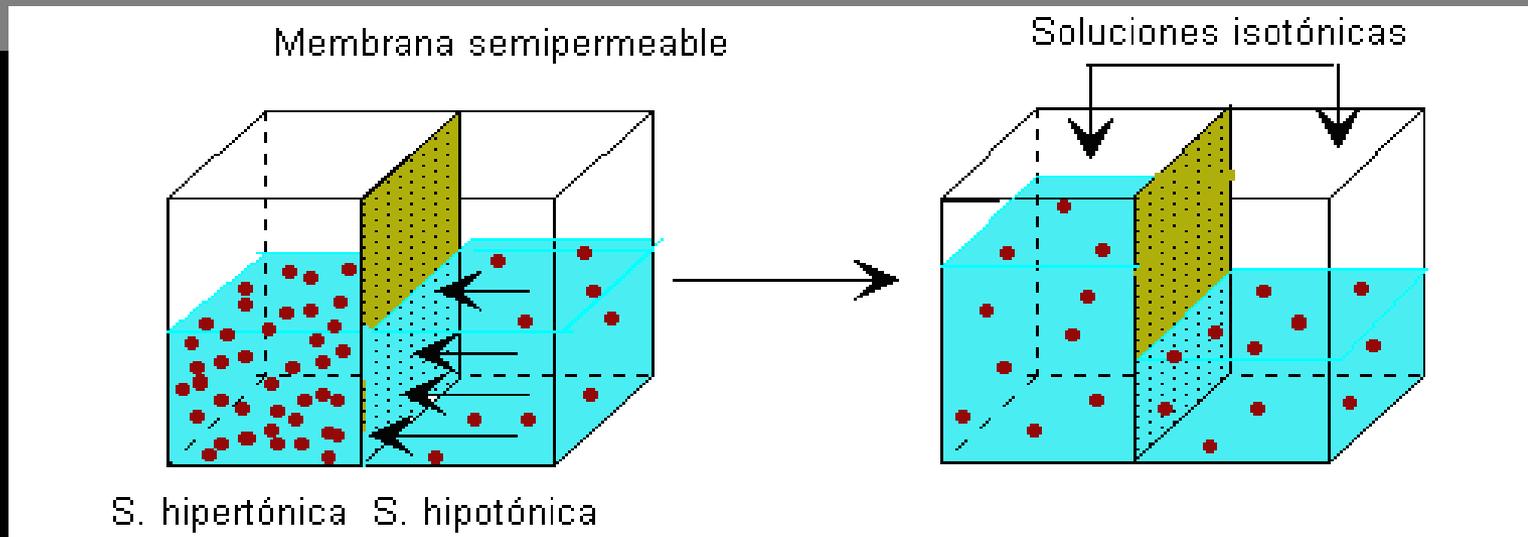
Sol.

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

Presión Osmótica (π)

Dos soluciones que tengan la misma concentración se denominan isotónicas.

Si la concentración de las soluciones es diferente, la más concentrada se denomina **hipertónica** y la más diluida **hipotónica**.



APLICACIONES

❑ Uso de **disoluciones hipertónicas** en la conservación de alimentos, como las frutas y mermeladas en conservas. La alta concentración de azúcar provoca que el agua salga por osmosis de las células de los organismos invasores, provocando su deshidratación y luego su muerte.



❑ Este mismo proceso ocurre cuando se agrega una alta concentración de sal, por ejemplo, en la deshidratación de la carne para elaborar charqui.

APLICACIONES

Uso de anticongelantes para vehículos. En zonas muy frías se agrega anticongelantes como el etilenglicol al agua de los radiadores de los automóviles. Así se evita que se congele el agua en el motor o que se reviente el radiador por el aumento de volumen del agua al solidificarse.



Limpieza en carreteras y caminos. Cuando las carreteras se cubren de nieve es necesario espolvorear las capas de hielo con sales como el NaCl , CaCl_2 , de modo que disminuya el punto de congelación del agua y así escurra provocando que no se acumule.



Anticongelantes biológicos. Algunos seres vivos habitantes de zonas muy frías poseen sus propios anticongelantes en el organismo (crioprotector) así pueden sobrevivir a temperaturas muy bajas.



***Propiedades coligativas
de soluciones
electrolíticas***

Propiedades coligativas de disoluciones de electrólitos

Elevación del punto de ebullición

$$\Delta T_e = i K_e m$$

Disminución del punto de congelación

$$\Delta T_c = i K_c m$$

Presión osmótica (π)

$$\pi = i CRT$$

Descenso de la presión de vapor

$$\Delta P = i P^\circ \chi_2$$

Propiedades coligativas de disoluciones de electrólitos

Para las disoluciones acuosas de electrolitos es necesario introducir en las ecuaciones, el factor i



0.1 m MgCl_2 disolución

0.3 m iones en disolución

Factor i de
Van't Hoff



“ i ” es una medida del grado en que los electrolitos se disocian o se ionizan.

Factor i de Van't Hoff

$i = 1$ El soluto no sufre modificaciones (Ej. urea)

$i > 1$ El soluto sufre disociación molecular

(NaCl, $i = 2$ (teórico) , $i = 1,9$ (experimental



MgSO₄, $i = 2$ (teórico), $i = 1,3$ (experimental)



“ i ” medido experimentalmente \neq de “ i ” calculado, debido a la formación de pares iónicos en las soluciones.

Factor i de Van't Hoff

$$i = \frac{\text{propiedad coligativa medida}}{\text{valor esperado para un no electrolito}}$$

$$i = 1 + \alpha (\nu - 1)$$

α = corresponde a la proporción de partículas disociadas cuando la concentración inicial del soluto es uno molal (o 1M)

ν = número de partículas

Factor i de Van't Hoff para distintos solutos en solución acuosa

Soluto	Concentración de las soluciones	
	0,001m	0,01m
NaCl	1,97	1,94
MgSO ₄	1,82	1,53
K ₂ SO ₄	2,84	2,69
AlCl ₃	3,82	3,36

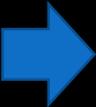
Ejemplo de aplicación

En 220 g de agua y cierta cantidad de NaCl se formó una solución. La solución resultante hirvió a 100,40 °C ¿Cuántos gramos de NaCl se adicionó en el agua?

SOL. $K_e = 0,512^\circ\text{C/molal}$, masa molar de NaCl = 58,5

Sol. $\Delta T_e = T_e - T^{\circ}_e$ $\Delta T_e = 100,4^\circ\text{C} - 100^\circ\text{C}$

$\Delta T_e = 0,4^\circ\text{C}$ $\Delta T_e = i K_e m$

$0,4^\circ\text{C} = 2 (0,512) m$  $m = 0,3906$

$m = \text{moles de soluto/masa de sol(kg)}$

$\text{moles de soluto} = 0,3906(0,22) = 0,08593$

$\text{masa de soluto} = 0,08593 \times 58,5 = 5,0273 \text{ g}$

X = 5,03 g de NaCl

Importancia de las propiedades coligativas

Las propiedades coligativas tienen muchos usos prácticos, por ejemplo:

- la fusión de la nieve con sal,
- la desalinización del agua de mar por ósmosis inversa,
- la separación y purificación de líquidos volátiles por destilación fraccionada y,
- la determinación de la masa molecular medio de la presión osmótica, crioscopia, etc.
- Otros.



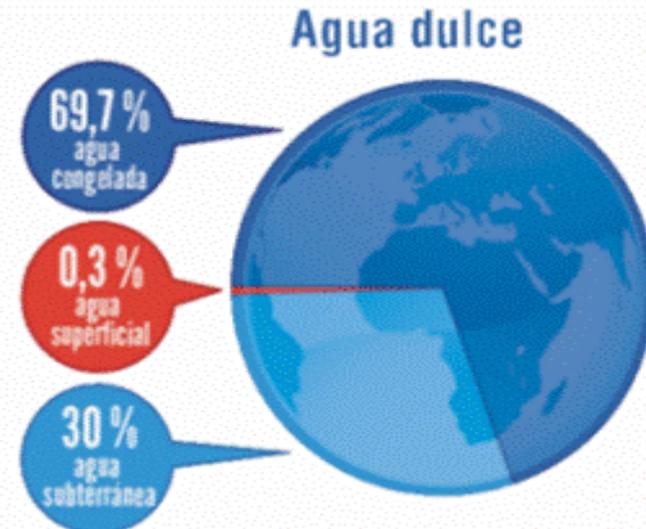
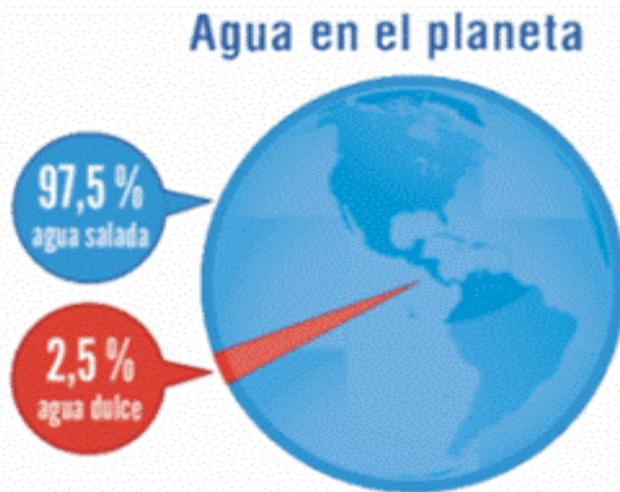
Un andinista se encuentra a 4100 msnm e intenta cocinar sus alimentos, pero a esta altitud el agua ebulle a aproximadamente 86°C , por lo que le resulta difícil lograrlo. Ha escuchado que agregando un soluto no volátil al agua se produce un aumento de su punto de ebullición, por lo que decide diseñar un experimento para determinar la cantidad de sal que debe agregar al agua para contrarrestar el efecto de la disminución de la presión atmosférica sobre el punto de ebullición. El, planea calentar 1 L de agua sobre un mechero y esperar a que ebulle. En este momento, registrará la temperatura usando un termómetro y luego agregará dos cucharadas de sal. Esperará a que la disolución vuelva a ebullición y determinará nuevamente la temperatura, para luego agregar dos cucharadas más de sal y repetir el procedimiento hasta que ya no se pueda disolver más sal. Con respecto a este experimento, ¿cuál es la variable independiente?

- A) La temperatura
- B) La cantidad de sal
- C) El volumen de agua
- D) El punto de ebullición
- E) La presión atmosférica

La **variable independiente** es aquella que se manipula con el objetivo de observar su efecto sobre la variable dependiente o de interés. En este caso, el experimento consiste en variar la cantidad de sal que se agrega al agua y registrar cómo cambia el punto de ebullición, de modo que la **variable independiente** es la **cantidad de sal**.

Trabajo de investigación

1. ¿Cuáles son las nuevas tecnologías para desalinizar el agua de mar?
2. Describa la tecnología más apropiada para desalinizar el agua de mar.



Ejercicio 1. Calcule el descenso de la presión de vapor de agua, cuando se disuelven 5.67 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 25.2 g de agua a $25^\circ C$. La presión de vapor de agua a $25^\circ C$ es 23.8 mm Hg

$$\text{moles de soluto} = \frac{\text{masa}}{M} = \frac{5,67 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}}$$

$$\text{moles de soluto} = 0,0315 \text{ mol}$$

$$\text{moles de solvente} = \frac{25,2 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 1,4 \text{ moles}$$

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles totales}} = \frac{0,0315 \text{ moles}}{(0,0315 + 1,4) \text{ moles}}$$

$$X_{\text{soluto}} = 0,022$$

$$\Delta P = P^\circ_A X_B = 23,8 \times 0,022 = 0,5236 \text{ mm de Hg}$$

Ejercicio 2:

Una cantidad de agua se disuelve con 50g de sacarosa y se prepara una solución de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ 1.25m. Que presión osmótica se observara en la solución de sacarosa a $25^{\circ} C$? la densidad de esta solución es 1.34g/mL.

Solución:

Primero se debe determinar el volumen total de la solución.

$$m_{\text{solución}} = \frac{\text{moles de } C_{12}H_{22}O_{11}}{\# Kg_{\text{ Agua}}} \Rightarrow \# Kg_{\text{ Agua}} = \frac{\text{moles de } C_{12}H_{22}O_{11}}{m_{\text{solución}}}$$

$$\# \text{ moles } C_{12}H_{22}O_{11} = 50g \text{ de } C_{12}H_{22}O_{11} * \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342g C_{12}H_{22}O_{11}} = 0.146 \text{ moles } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$\# Kg_{\text{ Agua}} = \frac{0.146 \text{ moles de } C_{12}H_{22}O_{11}}{1.25m} = 0.117 Kg H_2O = 117g H_2O$$

Solución:

Recuerde que 167g de solución contienen 50g de sacarosa y 117g de agua, por lo tanto el volumen de esta solución es:

$$V_{\text{solución}} = 167\text{g} * \frac{1\text{ mL}}{1.34\text{g}} = 125\text{mL} = 0.125\text{L}$$

$$\Pi = MRT = (1.17\text{mol/L}) * (0.0821 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}})(298\text{K}) = 28.6\text{ atm}$$

$$M_{\text{solución}} = \frac{0.146\text{moles}}{0.125\text{L}} = 1.17 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1.17\text{M}$$

Con estos datos se procede a calcular la presión osmótica.

Ejercicio 3. ¿Cuál es el punto de congelación de una disolución que contiene 478 g de etilenglicol (anticongelante) en 3202 g de agua? La masa molar de etilenglicol es 62.01 g.

$$\Delta T_c = K_c m \quad K_c \text{ agua} = 1.86 \text{ }^\circ\text{C}/m$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del disolvente (kg)}} = \frac{478 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{62.01 \text{ g}}}{3.202 \text{ kg disolvente}} = 2.41 m$$

$$\Delta T_c = K_c m = 1.86 \text{ }^\circ\text{C}/m \times 2.41 m = 4.48 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_c = T_c^0 - T_c$$

$$T_c = T_c^0 - \Delta T_c = 0.00 \text{ }^\circ\text{C} - 4.48 \text{ }^\circ\text{C} = -4.48 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ejercicio 4 ¿Qué presión osmótica ejercerá una solución de urea (NH_2CONH_2) en agua al 1%, a 20°C ? Considere que 1000 g corresponde aproximadamente a 1 L de solución. *(0,4 atm)*

Ejercicio 5 ¿Qué concentración en g/L habría de tener una solución de anilina en agua, para que su presión osmótica a 18°C sea de 750 mm Hg? ($M= 93.12 \text{ g/mol}$)
(3,85 g/L)

Ejercicio 6 Una disolución contiene 1 g de hemoglobina disuelto en suficiente agua para formar 100 mL de disolución. La presión osmótica a 20°C es 2.72 mm Hg. Calcular:

- a) La molaridad de la hemoglobina. *(1,488x10⁻⁴ M)*
- b) La masa molecular de la hemoglobina. *(67165,8 g/mol)*

• Ejercicio 7

Una solución acuosa de glucosa es $0.0222\ m$ ¿cuáles son el punto de ebullición y el punto de congelación de esta solución? **$(100,011\ ^\circ\text{C}\ y\ -\ 0,041\ ^\circ\text{C})$**

• Ejercicio 8

¿Cuántos gramos de etilenglicol, $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$, se deben adicionar a $37.8\ \text{g}$ de agua para dar un punto de congelación de $-0.150\ ^\circ\text{C}$? **$(0,189\ \text{g})$**

• Ejercicio 9

Se disolvió una muestra de $0.205\ \text{g}$ de fósforo blanco en $25.0\ \text{g}$ de CS_2 . Se encontró que la elevación del punto de ebullición de la solución de CS_2 fue $0.159\ ^\circ\text{C}$. Cuál es el peso molecular del fósforo en solución? ¿cuál es la fórmula del fósforo molecular? ($K_e = 2,47$) **$(127,38\ \text{g/mol})$**

- **Ejercicio10**

- Una solución líquida consiste en 0,35 fracciones mol de dibromuro de etileno, $C_2H_4Br_2$, y 0,65 fracciones mol de dibromuro de propileno, $C_3H_6Br_2$. Ambos son líquidos volátiles; sus presiones de vapor a $85^\circ C$ son 173 mm Hg y 127 mm Hg, respectivamente. Calcule la presión de vapor total de la solución. *(143,1 mm Hg)*

Ejercicio 12

Estimar los puntos de congelación de las disoluciones 0.20 molal de:

- a) KNO_3 *(-0,74 °C)*
- b) MgSO_4 *(-0,74 °C)*
- c) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ *(-1,488 °C)*

Ejercicio 13.

El punto de congelación del HF 0.20 m es -0.38°C . ¿estará disociado o no? *(NO ya que C molal desde la fórmula es la misma)*

Ejercicio 14.

- ◆ Cuando se disuelven 15.0g de alcohol etílico C_2H_5OH , en 750g de ácido fórmico $HCOOH$, el abatimiento del punto de congelación de la solución es de $7.20^\circ C$. El punto de congelación del ácido fórmico es de $8.40^\circ C$, determine K_c para el ácido fórmico.
- ◆ Rta. $2,76^\circ C/m$

Ejercicio 15. Calcule la presión de vapor de agua a 90°C para una solución preparada disolviendo 5,00 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en 100 g de agua. La presión de vapor del agua pura a esa temperatura es de 524 Torr

Rta: 521 torr