

Tema 2: Disoluciones

- Tipos de disoluciones.
- Composición de las disoluciones: formas de expresión.
- Diluciones.
- **Propiedades coligativas.**
 - Presión de vapor.
 - Presión osmótica.
 - Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico.



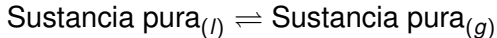
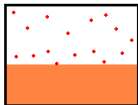
Propiedades coligativas

Propiedades Coligativas: Son aquellas propiedades de una disolución que dependen únicamente de la concentración de partículas de soluto, y no dependen de la naturaleza o tipo de soluto.

Están estrechamente relacionadas con la presión de vapor a una temperatura dada, que es la presión que ejerce la fase de vapor sobre la fase líquida (sólida), cuando el líquido se encuentra en un recipiente cerrado, en equilibrio con la fase líquida (sólida).

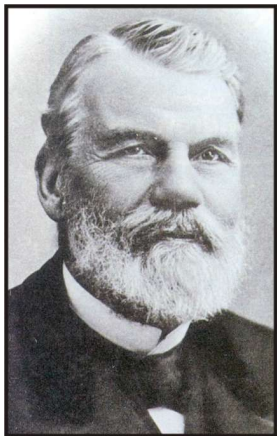
Presión de vapor

Presión de vapor de una sustancia pura a una temperatura T : Es la presión que ejerce la fase de vapor sobre la fase líquida (sólida), cuando el líquido se encuentra en un recipiente cerrado, en equilibrio con la fase líquida (sólida).



Presión de vapor de una disolución a una temperatura T : Es la presión que ejerce la fase de vapor **formada por los componentes volátiles** de la disolución sobre la fase líquida (sólida), cuando el líquido se encuentra en un recipiente cerrado, en equilibrio con la fase líquida (sólida).

Ley de Raoult



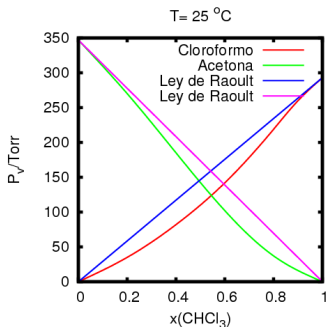
- El químico Francés François-Marie Raoult estudió hacia 1887 la variación de la presión de vapor de los componentes de una mezcla con la composición, estableciendo la denominada **Ley de Raoult**:

$$P_D = x_D P_D^0$$

- Denominaremos **disolución ideal** a las disoluciones que cumplen la ley de Raoult.

Ley de Raoult

- Presión de vapor de una disolución de cloroformo (CHCl_3) y acetona (CH_3COCH_3)



Ley de Raoult: La presión parcial ejercida por el vapor del disolvente en disoluciones diluidas, P_D , es el producto de la fracción molar del disolvente en la disolución, x_D , y la presión de vapor del disolvente puro, P_D^0 , a la temperatura del sistema.

$$P_D = x_D P_D^0$$

Ley de Raoult: Ejemplo

Ejemplo: Obtened la presión de vapor de una disolución (considerándola ideal) de cloroformo y acetona, sabiendo que la fracción molar del cloroformo es $x_c = 0,900$ y que las presiones de vapor del cloroformo y de la acetona puros son: $P_c^o = 293$ torr y $P_a^o = 347$ torr.

$$P_c = x_c P_c^o = 0,900 \times 293 \text{ torr} = 264 \text{ torr}$$

$$P_a = x_a P_a^o = 0,100 \times 347 \text{ torr} = 34,7 \text{ torr}$$

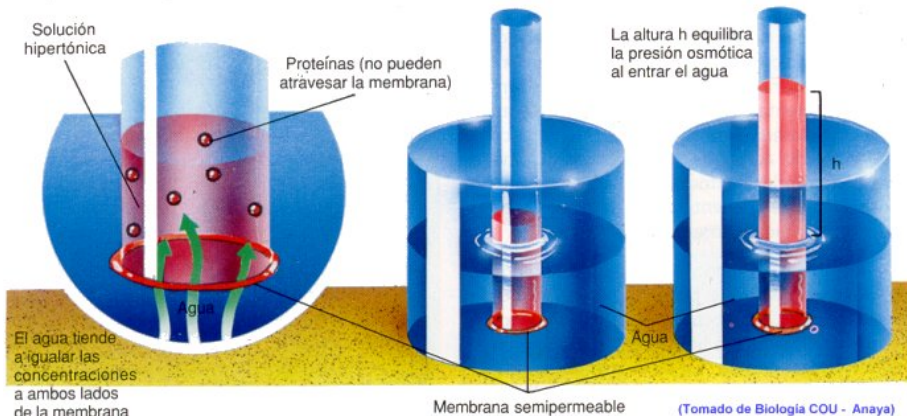
$$P_{total} = P_c + P_a = (264 + 34,7) \text{ torr} = 299 \text{ torr}$$

Nota: Factores de conversión:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mmHg} = 101,330 \text{ Pa}$$

Ósmosis

- El fenómeno de **ósmosis** es el paso de un disolvente puro a una disolución que está separada por una membrana semipermeable, que deja pasar el disolvente pero no el soluto.



Presión Osmótica

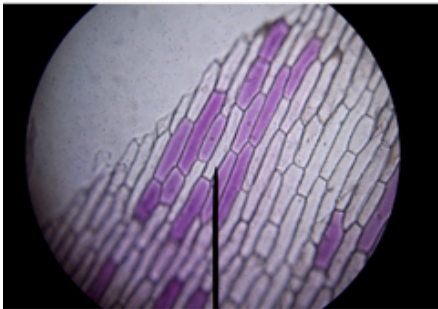
- El fenómeno de **ósmosis** es el paso de un disolvente puro a una disolución que está separada por una membrana semipermeable, que deja pasar el disolvente pero no el soluto.
- La **presión osmótica**, π , es la presión que se debe aplicar a la disolución para detener la difusión del disolvente.
- Como es una **propiedad coligativa**, dependerá únicamente de la concentración de moléculas de soluto, pero no de su naturaleza. Se puede obtener mediante una ecuación formalmente análoga a la ecuación de los gases ideales:

$$\pi V = nRT \longrightarrow \pi = MRT$$

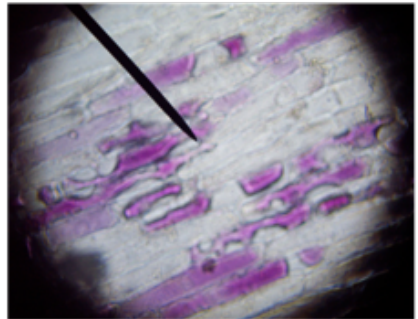
donde n es el número de moles de soluto disueltos, V el volumen de la disolución, R la constante de los gases ideales y $M = n/V$ la concentración molar del soluto.

Presión Osmótica Celular

Red Onion Cells



Fresh water



Salt water

Imágenes obtenidas de:

<http://podcast.nhart.org/groups/7thgradescience/weblog/42420/>

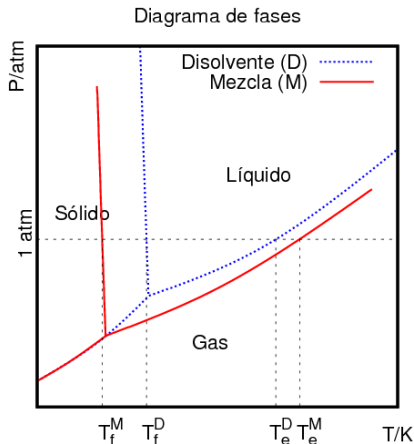
Presión Osmótica: Ejemplo

Ejemplo: Suponiendo que la presión osmótica de la sangre a 37 °C es 7,65 atm ¿qué cantidad, en gramos, de glucosa (C₆H₁₂O₆) por litro debe utilizarse para una inyección intravenosa que ha de ser isotónica con la sangre?

Solución: Sabemos que la relación de la presión osmótica, π , con la concentración molar, M , es $\pi = MRT$. Despejando la molaridad:

$$\begin{aligned}
 M &= \frac{\pi}{RT} = \frac{7,65 \text{ atm}}{0,0820 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} (37 + 273) \text{ K}} = 0,301 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\
 &= 0,301 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{180 \text{ g}}{\text{mol}} = 54 \frac{\text{g}}{\text{L}}
 \end{aligned}$$

Descenso crioscópico y aumento ebulloscópico



- Descenso crioscópico:
 $T_f^M - T_f^D = -K_f^D m$, donde K_f^D es la constante crioscópica del Disolvente y m la molalidad.
- Aumento ebulloscópico:
 $T_e^M - T_e^D = K_e^D m$ donde K_e^D es la constante ebulloscópica del Disolvente.
- Unidades de K_f^D y K_e^D :
 $^{\circ}\text{C} \cdot \text{m}^{-1} = \text{K} \cdot \text{m}^{-1}$

Descenso crioscópico y aumento ebulloscópico: Ejemplo

Ejemplo: Sabiendo que la constante crioscópica del H_2O es: $K_f^{\text{H}_2\text{O}} = 1,86^\circ\text{C m}^{-1}$, calculad la temperatura a la que congela una disolución de 50 g de sal (NaCl) en 1000 g de H_2O , a una presión de 1,00 atm, considerando un comportamiento ideal.

Solución: Como la sal se disocia cuando se disuelve según la reacción $\text{NaCl}_{(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+_{(ac)} + \text{Cl}^-_{(ac)}$, por cada mol de NaCl se forman **2 moles** de iones disueltos:

$$\begin{aligned}\Delta T_f &= T_f^M - T_f^D = -K_f^D m \\ &= -1,86^\circ\text{C m}^{-1} \cdot \frac{50 \text{ g}}{1,00 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{68,4 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol soluto}}{1 \text{ mol NaCl}} = -2,7^\circ\text{C} \\ T_f^M &= T_f^D + \Delta T_f = 0,00^\circ\text{C} - 2,7^\circ\text{C} = -2,7^\circ\text{C}\end{aligned}$$