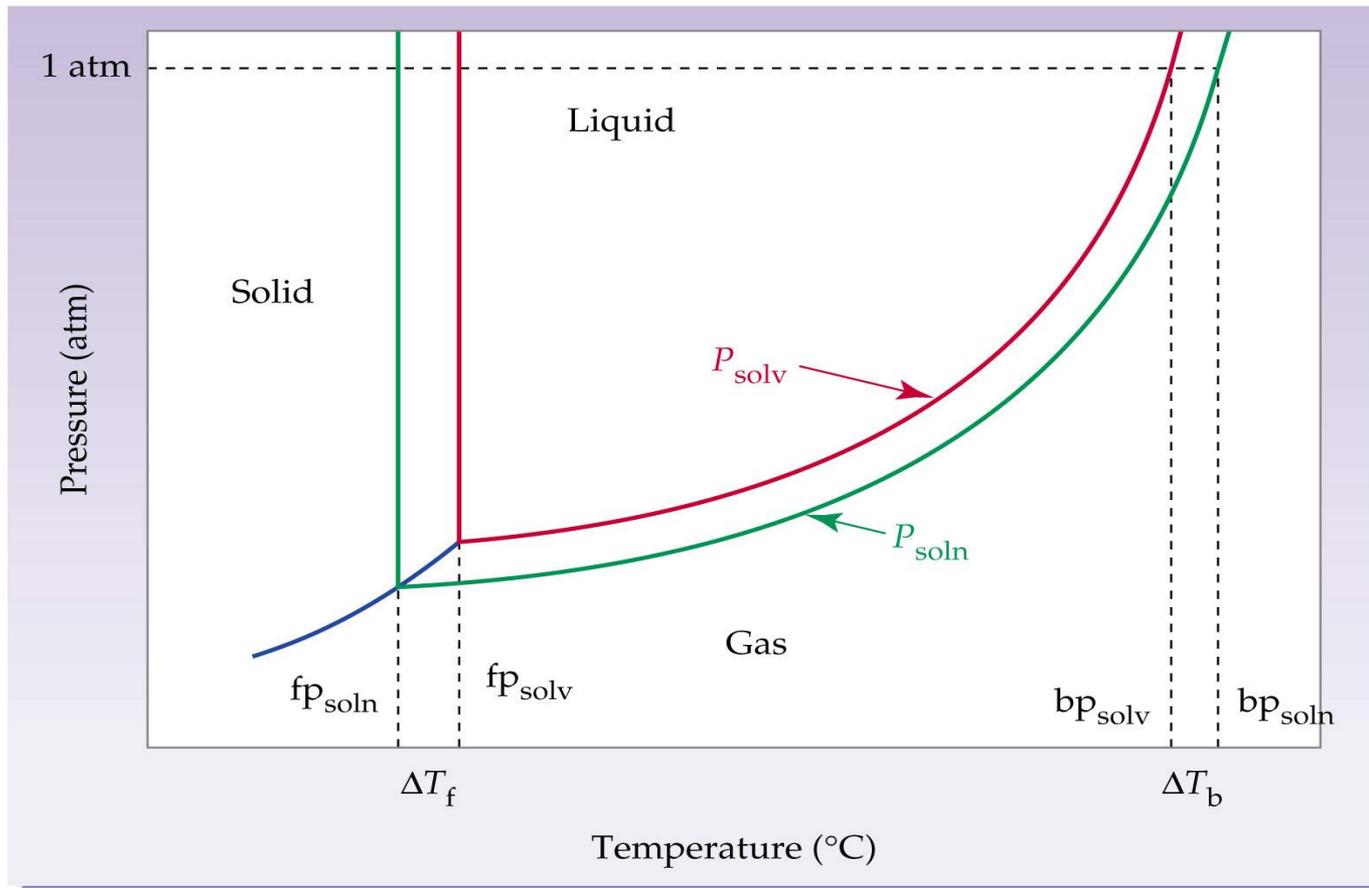


FORMAÇÃO DE SOLUÇÃO E DESLOCAMENTO DOS PONTOS FIXOS DO SOLVENTE



Aplicando a regra das fases: Variância $L = C - \text{Fases} + 2$
Ponto triplo: solvente puro $L = 1 - 3 + 2 = 0$ (invariante)
Solução: $L = 2 - 3 + 2 = 1$ (monovariante)

SOLUÇÃO IDEAL E PROPRIEDADES COLIGATIVAS

(Dependem do número de moléculas do soluto na solução)

1) Redução da Pressão de Vapor do Solvente (Tonometria)

$$\Delta P_1 = (P_1^0 - P_1) = x_2 P_1^0$$

$$\bar{M}_2 = \left(\frac{m_2}{m_1} \right) \frac{P_1^0}{\Delta P_1} \bar{M}_1$$

2) Redução do Ponto de Fusão (Crioscopia)

3) Aumento do ponto de Ebulição (Ebulioscopia)

Dependem da molalidade (m) (Número de mols de soluto por Kg de solvente)

$$\Delta T_f = K_f m$$

$$K_f = \frac{RT_0^2 \bar{M}_1}{1000 \Delta \bar{H}_f}$$

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

$$K_{eb} = \frac{RT_0^2 \bar{M}_1}{1000 \Delta \bar{H}_{vap}}$$

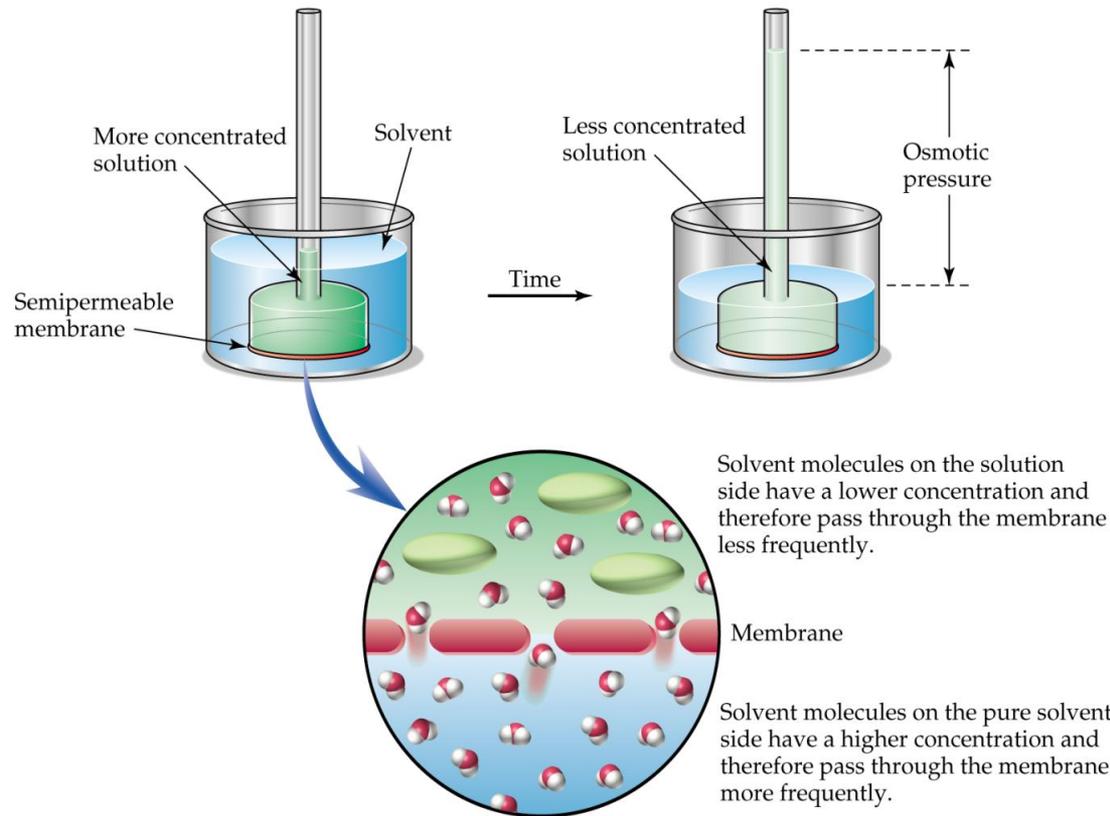
Obs 1: As constantes só dependem de parâmetros do solvente e não do soluto

Obs 2: Permite o cálculo da massa molar do soluto

$$\bar{M}_2 = \left(\frac{m_2}{m_1} \right) \frac{1000}{\Delta T} K_f$$

3) Pressão Osmótica (π)

$$\pi = \left(\frac{n_1}{V_{sol}} \right) RT = cRT$$



A pressão osmótica de uma solução é a pressão que o soluto exerceria hipoteticamente no estado gasoso ocupando o mesmo volume da solução na mesma temperatura.

Aplicação: Determinação da massa molar do soluto (2)

$$\bar{M}_2 = \left(\frac{m_2}{V_{sol}} \right) \frac{RT}{\pi}$$

PROPRIEDADES COLIGATIVAS NA PRESENÇA DE DISSOCIAÇÃO IÔNICA OU MOLECULAR (processos que geram mais partículas)

No caso de dissociação completa ($K_{eq} \gg \gg 1$)



$$(P)_n = nP \quad (i = n)$$

The van't Hoff Factor

We modify the previous equations for Colligative Properties by multiplying them by the van't Hoff factor, i

- Equations

➤ Vapor pressure lowering: $P_A = i X_A P_A^\circ$

➤ Boiling point elevation: $\Delta T_b = i K_b \cdot m$

➤ Freezing point depression: $\Delta T_f = i K_f \cdot m$

➤ Osmotic pressure: $\pi = i MRT$