

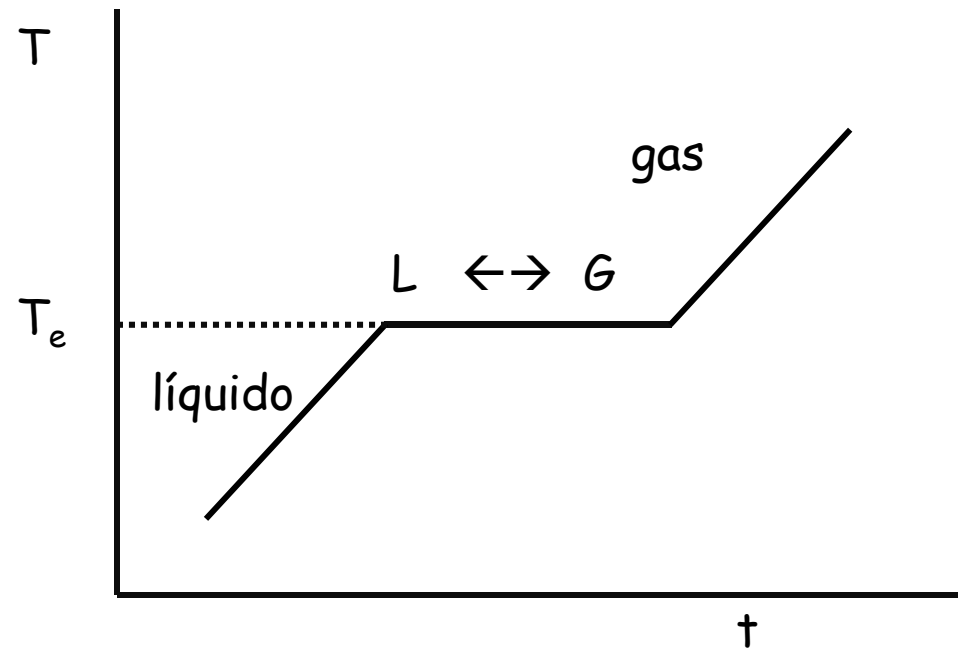
# DISOLUCIONES

**DIAGRAMA DE FASES**  
**TEMPERATURA DE EBULLICIÓN-**  
**COMPOSICIÓN**  
**DE UNA MEZCLA LÍQUIDA BINARIA**

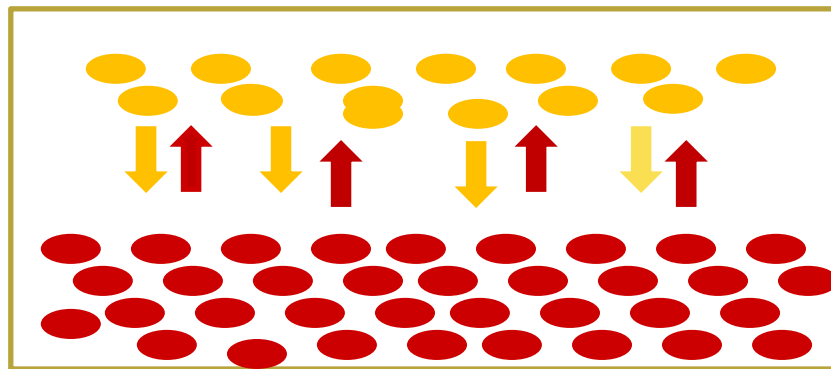
**“Fase es una porción homogénea y físicamente diferenciada de un sistema, separada de las otras partes del mismo por superficies límite bien definidas”.**

**Sistema heterogéneo:**  
Sistema formado por dos  
o más fases.

$$P = P_{\text{ext}} = \text{cte}$$

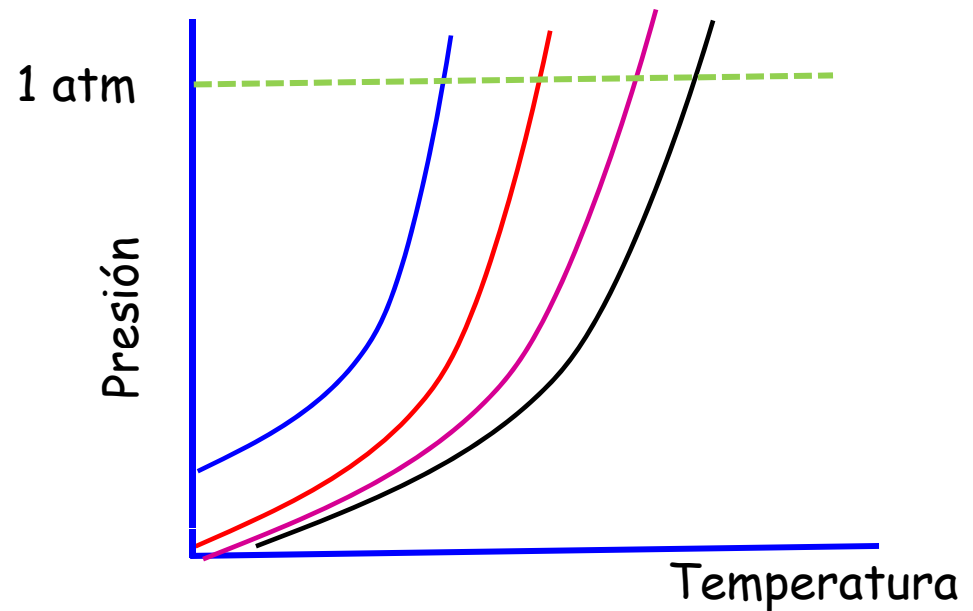


# EQUILIBRIO LÍQUIDO-VAPOR.

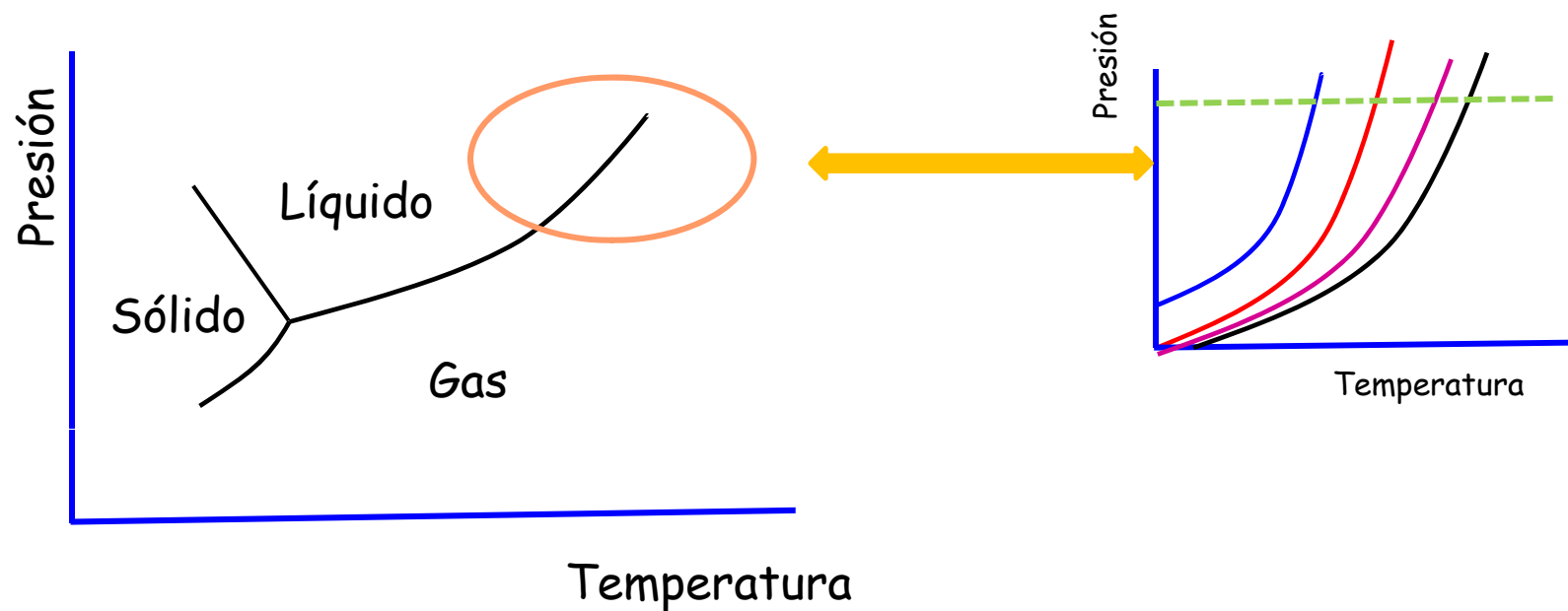


Sistema cerrado

## CURVAS DE PRESIÓN DE VAPOR (P-T).



# Diagrama de fases de una sustancia pura



# DISOLUCIONES

- **Disolución:** mezcla homogénea de dos o más sustancias.
- **Disolvente:** componente que está presente en mayor cantidad y determina el estado de agregación en el que existe una disolución.
- **Solutos:** Los restantes componentes

# MODELO DE LA DISOLUCIÓN IDEAL

- **Descripción molecular:** La fuerza de atracción entre todas las moléculas es la misma.
- **Termodinámica de una disolución ideal.**

(T y P ctes)

$$\Delta V = 0$$

$$\Delta H = 0$$

$$\Delta S > 0$$

$$\Delta G < 0$$

- **Descripción fenomenológica: LEY DE RAOULT.**

$$P_i = x_i^L P_i^*$$

# DIAGRAMA DE FASES DE DOS COMPONENTES

**P-T-composición (x)**

**T = cte** → **diagrama P-x**

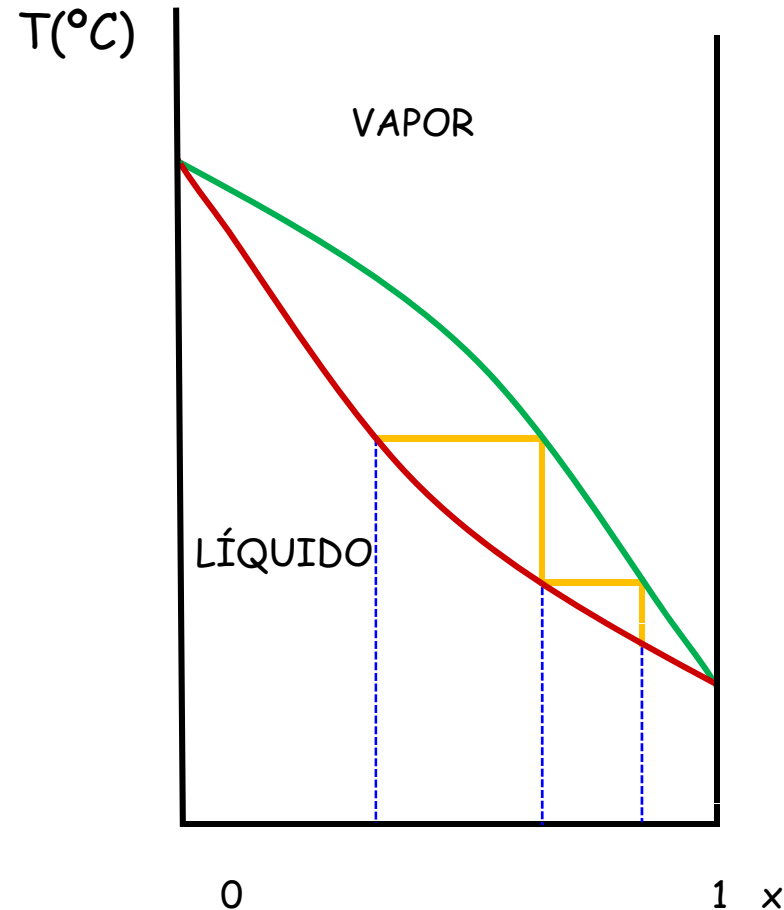
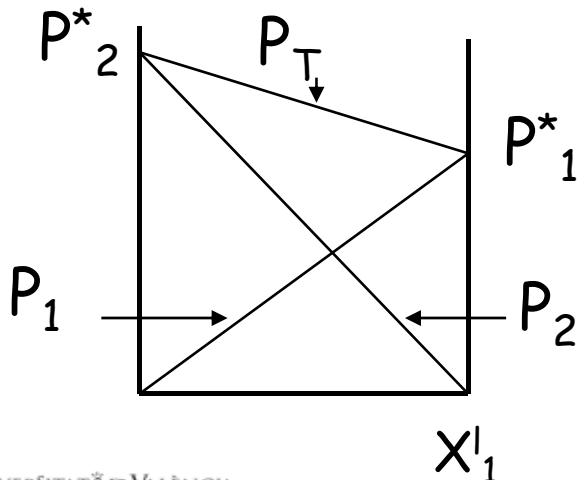
**DISOLUCIÓN IDEAL**

**P = cte** → **diagrama T-x**

**LEY DE RAOULT.**

$$P_i = x_i^L P_i^*$$

**Dos componentes volátiles**





# DISSOLUCION DILUÍDA IDEAL. LEY DE HENRY.

## 1) Descripción molecular

Disolución en la cual las moléculas del soluto prácticamente solo interaccionan con moléculas de disolvente.

Es el límite cuando  $x^L(\text{disolvente}) \rightarrow 1$  y  $x^L(\text{soluto}) \rightarrow 0$

(Solo aplicable a disoluciones no electrolíticas)

## 2) Descripción fenomenológica

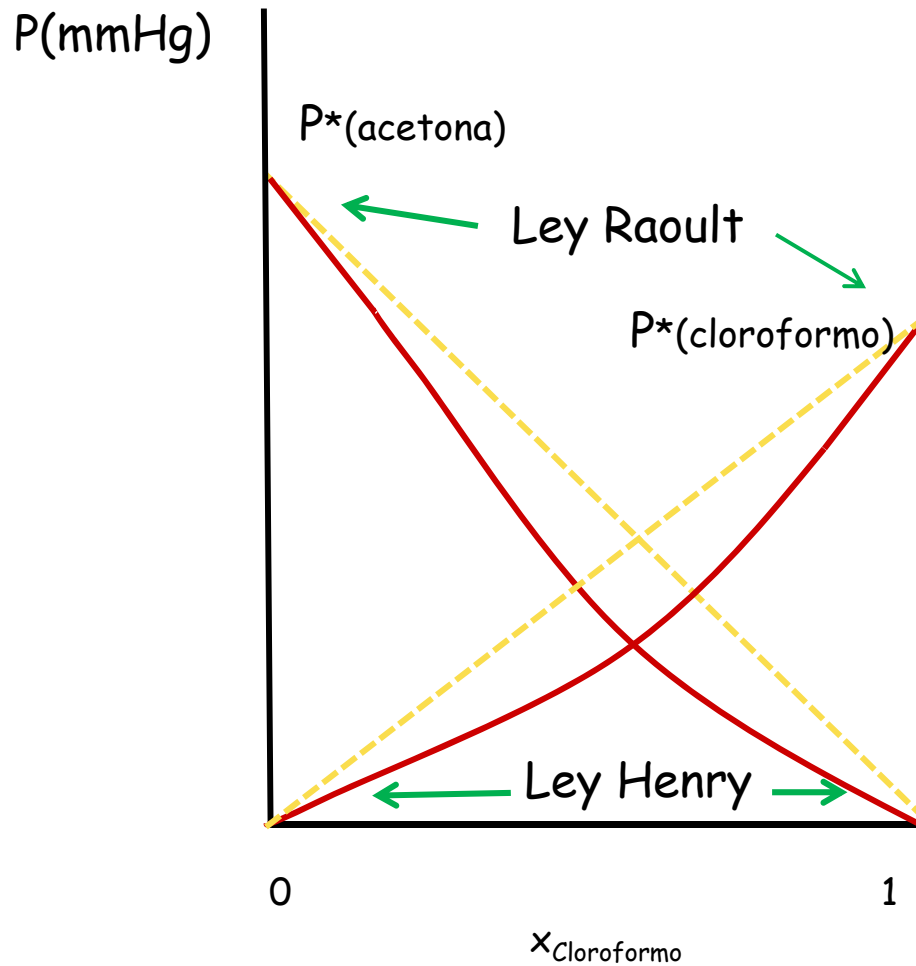
- El disolvente obedece la ley de Raoult:  $P_i = x_i^L P_i^*$
- El soluto obedece la ley de Henry:  $P_i = k_i x_i^L$

Constante de la ley de Henry  
(unidades de P)

# DISOLUCIÓN NO IDEAL

## Diagramas P-x

Acetona + cloroformo



## Desviaciones negativas

de la ley de Raoult

Ocurre cuando las interacciones

A-B son mayores

que las A-A i B-B

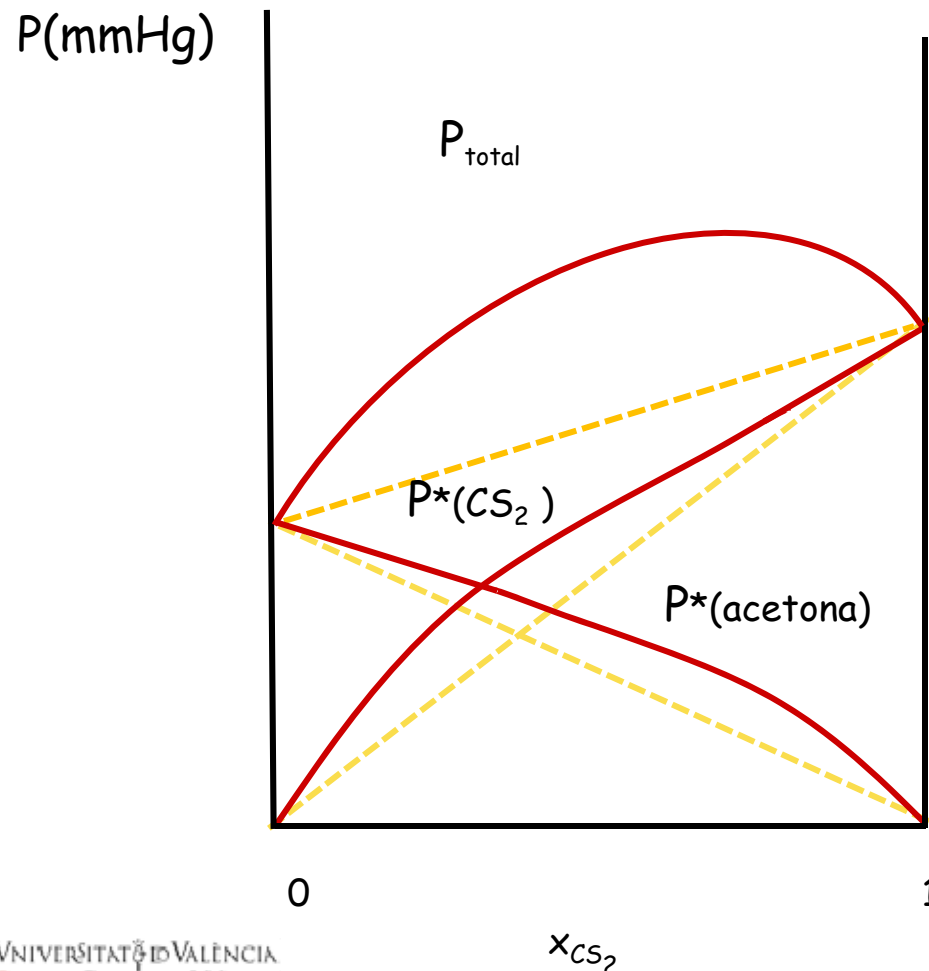
$$\Delta H_M < 0$$

$$\Delta V_M < 0$$

# DISOLUCIÓN NO IDEAL

## Diagramas P-x

Acetona + CS<sub>2</sub>



**Desviaciones positivas**  
de la ley de Raoult

Ocurre cuando las **interacciones**  
**A-B son menores**  
que las A-A i B-B

$$\Delta H_M > 0$$

$$\Delta V_M > 0$$

# DISOLUCIÓN NO IDEAL

Diagrama de fases líquido-vapor  
presión frente a composición

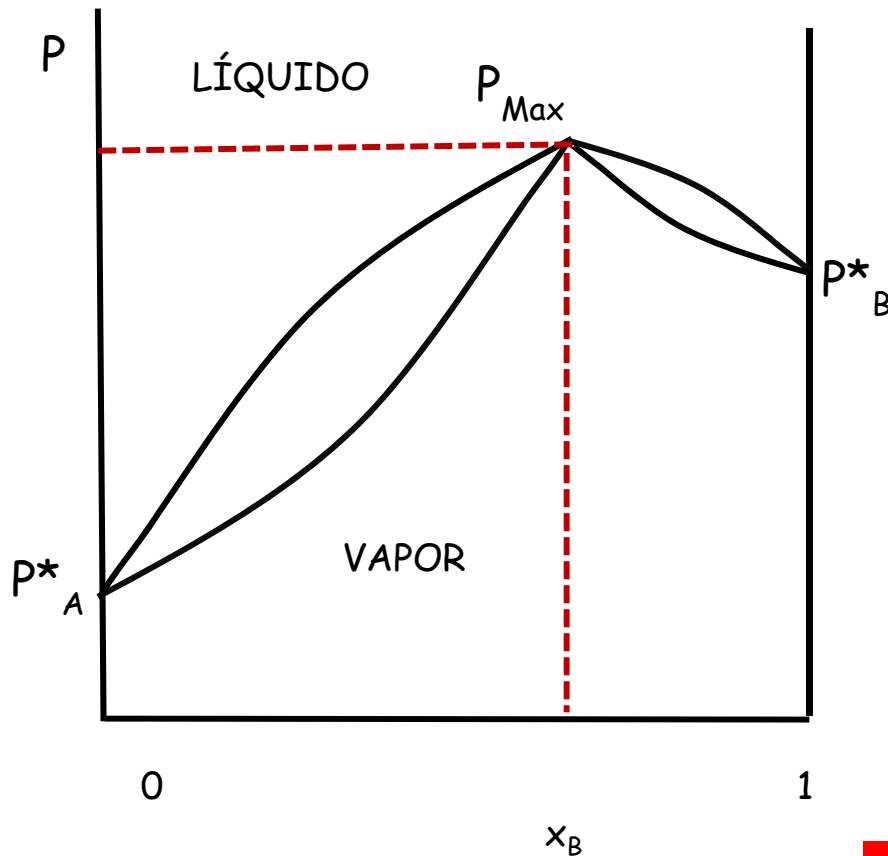
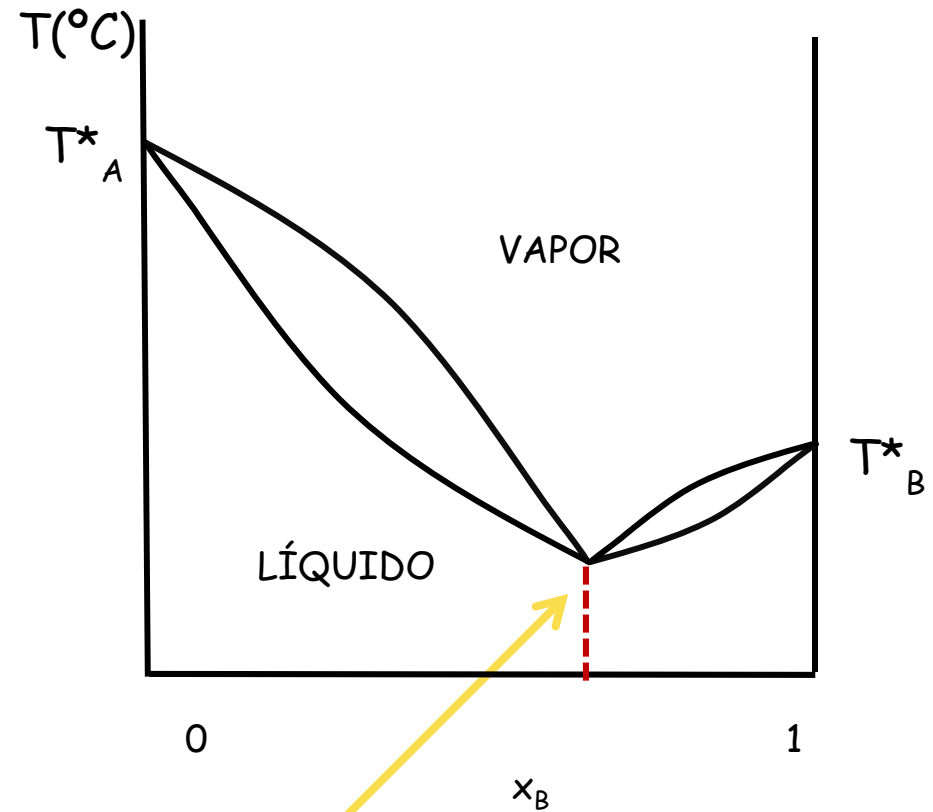


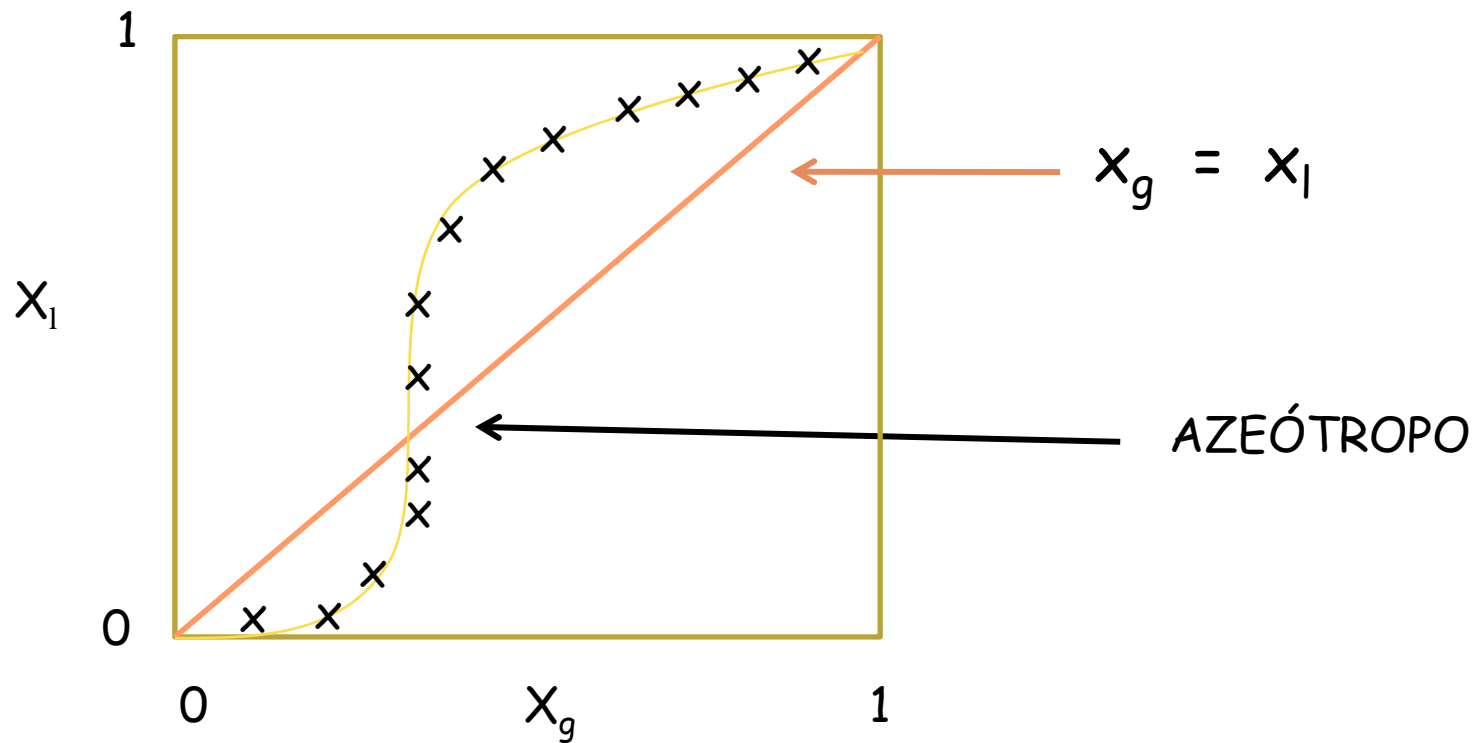
Diagrama de fases líquido-vapor  
temperatura frente a composición.



**azeótropo**

$$x_g = x_l$$

# Caracterización del punto azeótropo

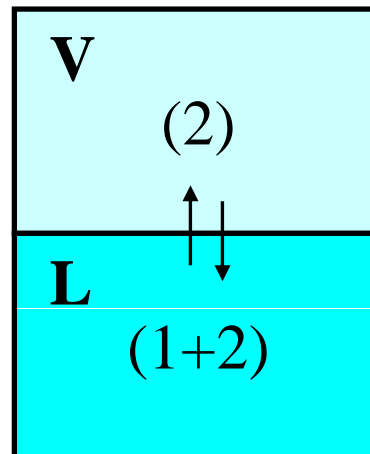


# PROPIEDADES COLIGATIVAS.

- Propiedades que dependen sólo del número de partículas de soluto en un solvente y no de la identidad del soluto.
- **Disminución de la presión de vapor**
- **Aumento de la temperatura de ebullición**
- **Descenso de la temperatura de fusión**
- **Presión osmótica**

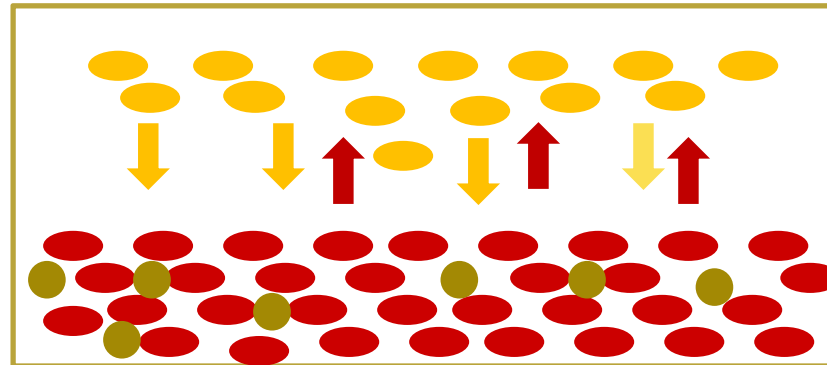
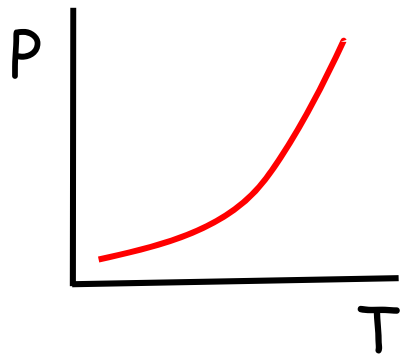
# DISOLUCION BINARIA IDEAL DE UN SOLO COMPONENTE VOLATIL

Disolución ideal **no electrolítica**)



# Descenso de la presión de vapor de un disolvente

DISOLUCION BINARIA IDEAL no electrolítica de un solo componente volátil

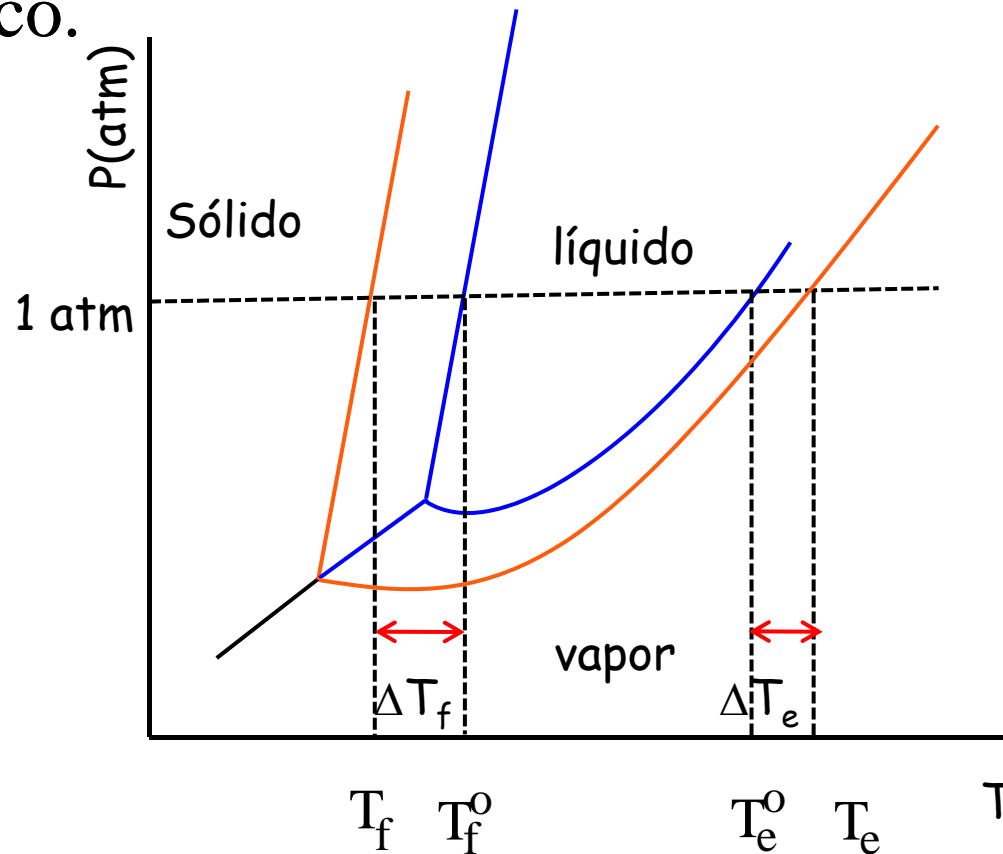




# Descenso crioscópico.

La adición del soluto provoca un descenso del punto de fusión.

$$\Delta T_f = T_f^* - T_f = k_f \cdot m$$



Constante  
crioscópica

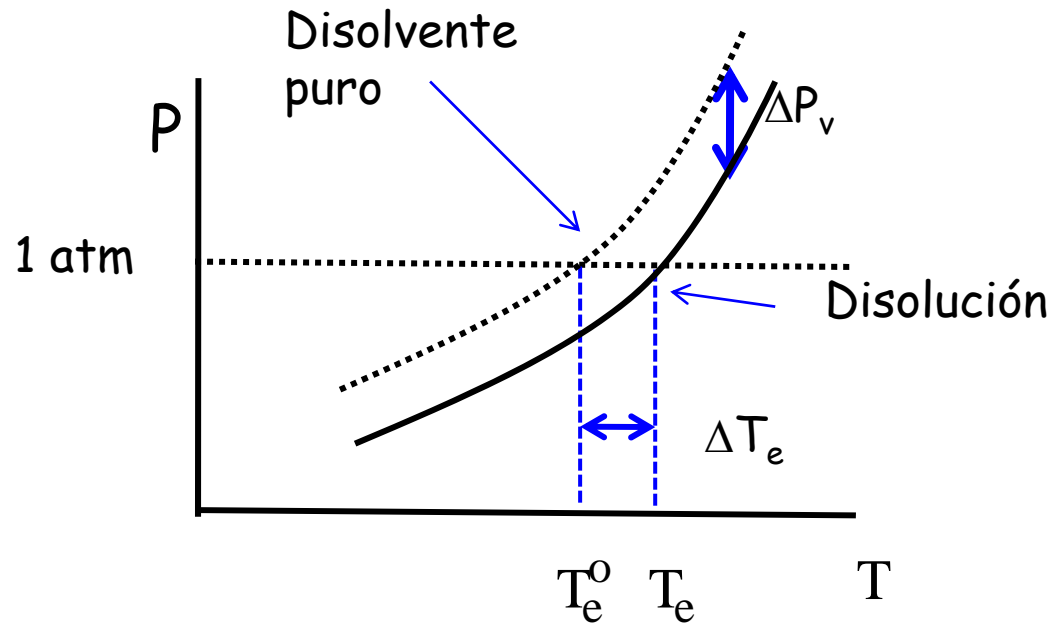
- Propiedad del disolvente (no depende del soluto)
- Unidades:  $K \cdot kg \cdot mol^{-1}$

$$P < P^0$$



$$T_e > T_e^0$$

$$\Delta T_e > 0$$



¿Cómo está relacionada  $\Delta T_e$  y la concentración?

# Elevación del punto de ebullición

## Disminución del punto de congelación

$$\Delta T_b = T_{b \text{ solución}} - T_{b \text{ disolvente}}$$

$$\Delta T_b = K_b m_{\text{soluto}}$$

$K_b$  = Constante de elevación  
del punto de ebullición

$$\Delta T_f = T_{f \text{ solución}} - T_{f \text{ disolvente}}$$

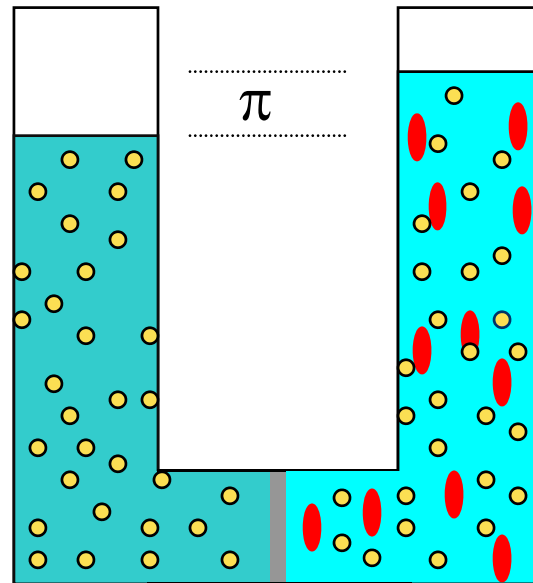
$$\Delta T_f = K_f m_{\text{soluto}}$$

$K_f$  = Constante de disminución  
del punto de congelación

$$K_f > K_{eb}$$

## Constantes del disolvente

# Presión osmótica



Si el soluto es molecular

$$\pi = cRT$$

$c$  = molaridad del soluto

$R$  = constante del gas ideal

$T$  = temperatura absoluta

# Propiedades coligativas de los electrolitos



Concentración total de “partículas de soluto”

$$i \ m$$

**$i = n^\circ$  de moles de iones por mol de electrolito.**

$$i_{\text{NaCl}} = 2$$

# Propiedades coligativas de los electrolitos

$$\Delta T_f = k_f \times m \times i$$

$$\Delta T_{eb} = k_{eb} \times m \times i$$

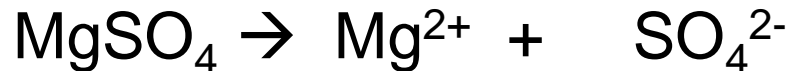
$$\pi = c R T i$$

- **$i = n^\circ$  de moles de iones por mol de electrolito.**

ej:  $i_{\text{NaCl}} = 2$



$$i_{\text{MgSO}_4} = 2$$



$$i_{\text{CaCl}_2} = 3$$

