

Cambios de Fase. Disoluciones

Tema 16

Cristina Díaz Oliva
Dpto Química Física Aplicada.

Cambios de Fase.

Disoluciones

- Propiedades de los líquidos
 - Tensión superficial
 - Capilaridad
 - Viscosidad
- Equilibrios de Fase. Sistema de un componente
 - Ecuaciones de Clapeyron y Clausius-Clapeyron
 - Regla de las Fases
 - Diagrama de Fases

Cambios de Fase.

Disoluciones

□ Disoluciones.

Sistemas con más de un componente

- Tipos de disoluciones
- Expresión de la concentración
- Solubilidad
- Ley de Raoult
- Ley de Henry
- Propiedades coligativas
- Mezclas binarias líquidas

LÍQUIDOS

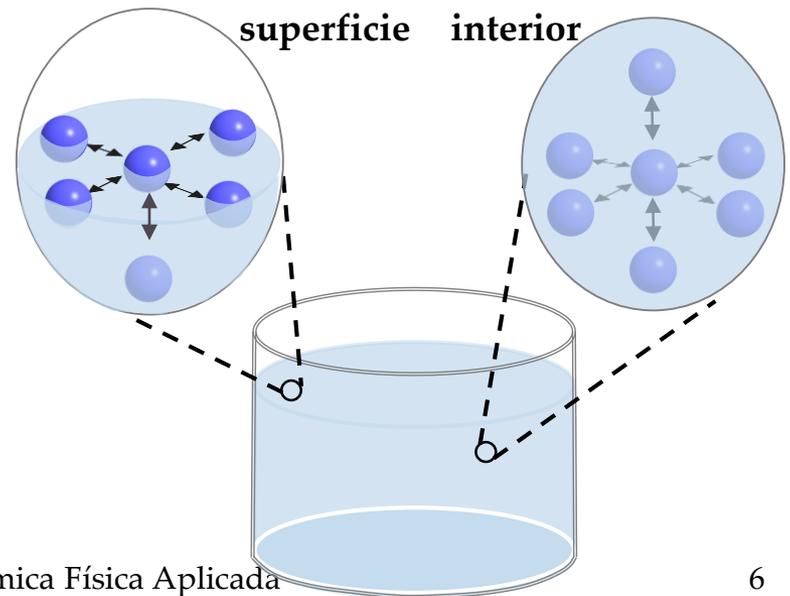
Líquidos

- Sus diferencias con los gases son:
 - Distancias intermoleculares menores
 - Son más difíciles de comprimir
 - Fuerzas intermoleculares más fuertes
 - Moléculas móviles, pero no escapan unas de otras
 - Responsables de las propiedades de los líquidos
 - Tensión superficial
 - Capilaridad
 - Viscosidad

Propiedades de los líquidos

□ *Tensión superficial*

- Las moléculas del interior del líquido están más estabilizadas que las de superficie (mayor nº de interacciones atractivas, menor energía)
- Tendencia a mantener un área superficial mínima (gotas: forma esférica)
- Líquidos con mayores fuerzas intermoleculares tienen mayor tensión superficial



Propiedades de los líquidos

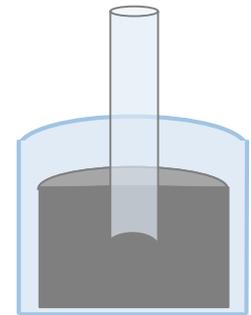
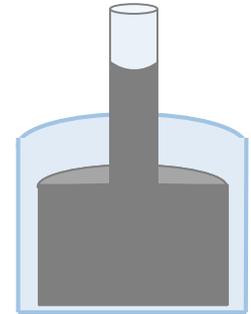
□ *Tensión superficial*

- Es la cantidad de energía necesaria para aumentar el área superficial de un líquido [γ (J/m^2)]
- Depende del balance de dos tipos de fuerzas atractivas:
 - Fuerzas de cohesión: entre moléculas de la misma sustancia (las del líquido).
 - Fuerzas de adhesión: entre moléculas de distinto tipo.
- Si *fuerzas adhesión* > *fuerzas cohesión* el líquido moja la superficie.
- Estas fuerzas son responsables del fenómeno de capilaridad

Propiedades de los líquidos

□ *Capilaridad*

- Ascenso de los líquidos por tubos finos.
- Cuando $F. \text{ adhesión (líquido/superficie)} > F. \text{ cohesión}$: el líquido asciende por el capilar \Rightarrow menisco cóncavo
- Cuando $F. \text{ adhesión} < F. \text{ cohesión}$: el nivel del líquido desciende \Rightarrow menisco convexo



Propiedades de los líquidos

□ *Viscosidad*

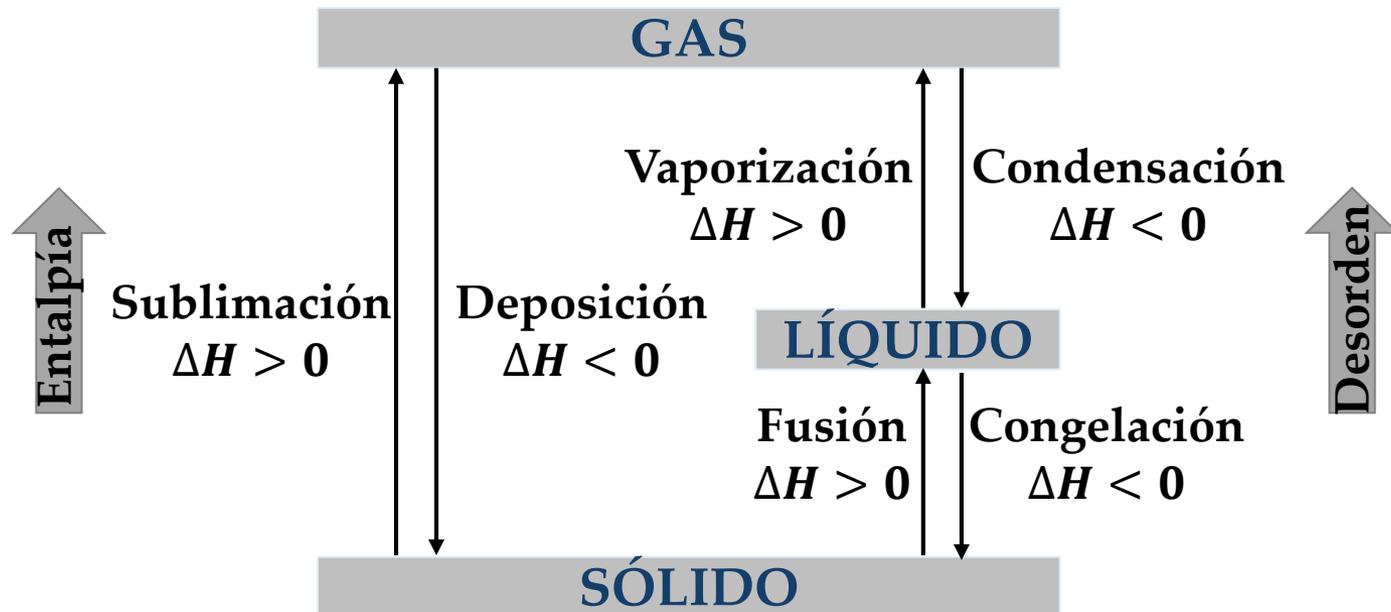
- Resistencia que experimenta un líquido a fluir
- Mayores fuerzas intermoleculares \Rightarrow mayor viscosidad
- Disminuye al aumentar la temperatura
- Depende también del tamaño y forma de las moléculas
 - Presencia de puentes de hidrógeno (glicerol), cadenas largas entrelazadas (aceites y grasas)

EQUILIBRIO DE FASES

Sistemas de un Componente

Equilibrio de Fases

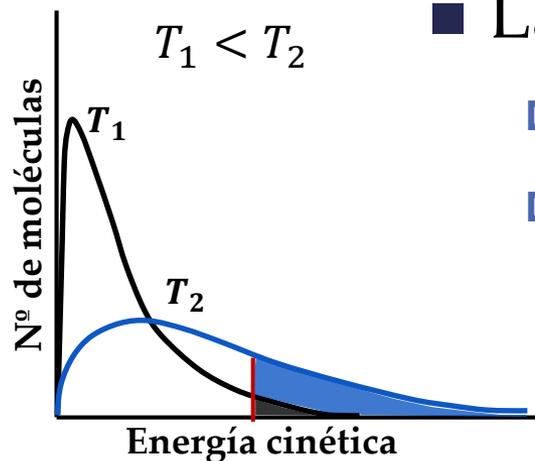
- La conversión entre fases lleva asociado un cambio de energía y de orden



Equilibrio de Fases

Equilibrio líquido \rightleftharpoons vapor

- Una pequeña fracción de moléculas con la energía cinética necesaria superan las fuerzas de atracción entre moléculas y escapan de la superficie del líquido



- La evaporación es mayor:

- A mayor T (mayor $E_{cinética}$)
- A mayor área superficial del líquido (mayor proporción de moléculas en la superficie)

Equilibrio de Fases

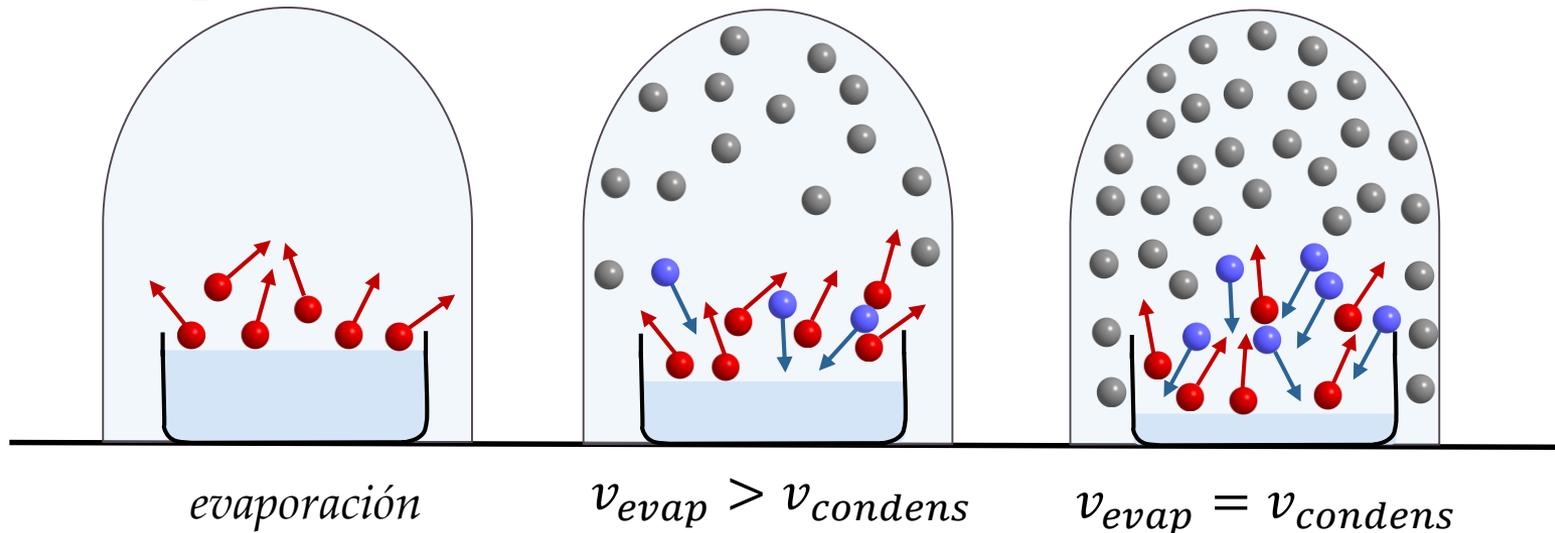
Equilibrio líquido \rightleftharpoons vapor. Presión de vapor

- La evaporación en un recipiente abierto continúa hasta que todo el líquido pasa a gas
- En un recipiente cerrado, el vapor, en contacto con la superficie, choca con ella y vuelve a incorporarse al líquido (condensación)
 - A mayor concentración (presión) de moléculas gaseosas, mayor velocidad de condensación
 - Las velocidades de evaporación y condensación se igualan: Equilibrio dinámico ($\Delta G = 0$)
 - La presión del vapor se hace constante

Equilibrio de Fases

Equilibrio líquido \rightleftharpoons vapor. Presión de vapor

- Presión de vapor: “presión ejercida por el vapor cuando éste está en equilibrio con la fase condensada”
 - Depende solo de la naturaleza del líquido y de la temperatura

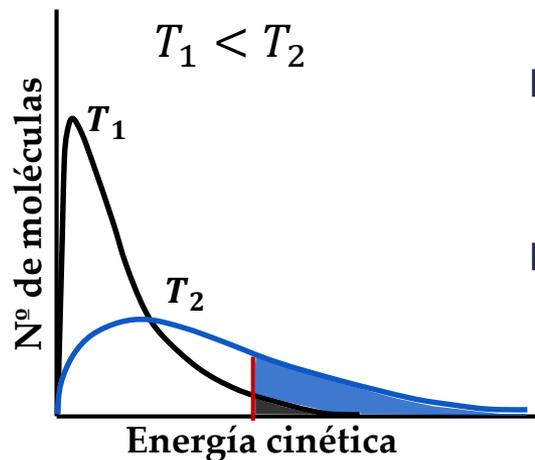


Equilibrio de Fases

Equilibrio líquido \rightleftharpoons vapor. Presión de vapor

□ Aumenta con la temperatura

- Mayor proporción de moléculas con la energía necesaria para vencer las fuerzas atractivas \Rightarrow mayor velocidad de evaporación y mayor P_{vapor}



- Fuerzas intermoleculares altas \Rightarrow P_{vapor} bajas
- Líquidos volátiles: aquellos con altas P_{vapor}

Equilibrio de Fases

Equilibrio líquido \rightleftharpoons vapor. $\Delta H_{\text{vaporización}}$

- Al evaporarse las moléculas más energéticas, la energía cinética media del resto disminuye y T_{liq} también. Para mantener T constante hay que suministrar calor al líquido (ΔH_{vap})
- ΔH_{vap} : “Cantidad de calor que debe ser absorbida para que una cierta cantidad de líquido se vaporice a temperatura constante”
 - Fuerzas intermoleculares fuertes \Rightarrow elevada ΔH_{vap}
- $\Delta \bar{H}_{\text{vap}}$: ΔH para la conversión de un mol de líquido en vapor a temperatura constante

Equilibrio de Fases

Equilibrio líquido \rightleftharpoons vapor. Ebullición

- Al calentar un líquido en un recipiente abierto, la temperatura a la que $P_{vapor} = P_{atmosférica}$ es la temperatura de ebullición
 - La vaporización tiene lugar en todo el líquido, no solo en la superficie y el líquido hierve.
 - Si $P_{atmosférica} = 1 \text{ atm}$ T_v^0 : punto de ebullición normal

Equilibrio de Fases

Equilibrio sólido \rightleftharpoons líquido

- El punto de fusión es la temperatura a la que un sólido pierde su forma definida y pasa a líquido.
- A esta temperatura se establece un equilibrio dinámico sólido \rightleftharpoons líquido
 - A $P = 1 \text{ atm}$. Punto de fusión normal (T_{fus}^0)
 - Los puntos de fusión de la mayoría de sustancias aumenta al aumentar la presión (efecto muy pequeño)
- $\Delta\bar{H}_{fus}$: energía necesaria para fundir un mol de sólido
 - Fuerzas intermoleculares fuertes \Rightarrow elevada ΔH_{fus}

Equilibrio de Fases

Equilibrio sólido \rightleftharpoons vapor

- $F_{intermoleculares}$ (sól.) $>$ $F_{intermoleculares}$ (líq.)
- P_{vapor} (sólidos) \ll P_{vapor} (líquidos)
- $\Delta\bar{H}_{sub}$: “Energía necesaria para sublimar un mol de sólido”

$$\Delta\bar{H}_{sub} = \Delta\bar{H}_{fus} + \Delta\bar{H}_{vap}$$

- Siempre $\Delta\bar{H}_{fus} < \Delta\bar{H}_{vap}$

Equilibrio de Fases

Ecuación de Clapeyron

- Existe una dependencia entre P y T en los cambios de fase

- La P_{vapor} de líquidos y sólidos aumenta con T

- La T_{fus} de los sólidos, generalmente, aumenta con P

- En un sistema $\alpha \rightleftharpoons \beta$ en equilibrio a P y T constantes:

$$\Delta G = G_\beta - G_\alpha = 0 \quad G_\alpha = G_\beta \quad dG_\alpha = dG_\beta$$

$$d\bar{G} = -\bar{S}dT + \bar{V}dP \quad -\bar{S}_\alpha dT + \bar{V}_\alpha dP = -\bar{S}_\beta dT + \bar{V}_\beta dP$$

$$(\bar{S}_\beta - \bar{S}_\alpha)dT = (\bar{V}_\beta - \bar{V}_\alpha)dP$$

$$\boxed{\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta\bar{S}}{\Delta\bar{V}}}$$

Equilibrio de Fases

Ecuación de Clapeyron

- Como en el equilibrio, a P y T constantes, $\Delta\bar{S} = \frac{\Delta\bar{H}}{T}$

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta\bar{S}}{\Delta\bar{V}} = \frac{\Delta\bar{H}}{T\Delta\bar{V}}$$

$$\left(\frac{dP}{dT}\right)_{fus} = \frac{\Delta\bar{H}_{fus}}{T_{fus}\Delta\bar{V}_{fus}} \quad \left(\frac{dP}{dT}\right)_{sub} = \frac{\Delta\bar{H}_{sub}}{T_{sub}\Delta\bar{V}_{sub}}$$

sólido \rightleftharpoons *líquido* *líquido* \rightleftharpoons *vapor* *sólido* \rightleftharpoons *vapor*

$$\left(\frac{dP}{dT}\right)_{vap} = \frac{\Delta\bar{H}_{vap}}{T_{vap}\Delta\bar{V}_{vap}}$$

Equilibrio de Fases

Ecuación de Clapeyron

- Siempre $\Delta\bar{H}_{fus} > 0$, $\Delta\bar{H}_{vap} > 0$ y $\Delta\bar{H}_{sub} > 0$
- Siempre $\Delta\bar{V}_{vap} = \bar{V}_g - \bar{V}_l > 0$ y $\Delta\bar{V}_{sub} = \bar{V}_g - \bar{V}_s > 0$
- Sin embargo, $\Delta\bar{V}_{fus} = \bar{V}_l - \bar{V}_s \cong 0$
- Por lo tanto:
 - La presión de vapor aumenta al aumentar la temperatura, siempre
 - El punto de fusión puede aumentar o disminuir al aumentar P

Equilibrio de Fases

Ecuación de Clausius–Clapeyron

- Para los equilibrios *líquido* \rightleftharpoons *vapor* y *sólido* \rightleftharpoons *vapor* es posible una aproximación

$$\textit{líquido} \rightleftharpoons \textit{vapor} \quad \left(\frac{dP}{dT}\right)_{vap} = \frac{\Delta\bar{H}_{vap}}{T_{vap}(\bar{V}_g - \bar{V}_l)} \approx \frac{\Delta\bar{H}_{vap}}{T_{vap}\bar{V}_g}$$

$$\left(\frac{dP}{dT}\right)_{vap} \approx \frac{\Delta\bar{H}_{vap}}{T_{vap} \frac{RT_{vap}}{P_v}} = \frac{\Delta\bar{H}_{vap} P_v}{RT_{vap}^2} \quad \frac{dP}{P} = \frac{\Delta\bar{H}_{vap}}{RT^2} dT$$
$$\int_{P_1}^{P_2} \frac{dP}{P} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{\Delta\bar{H}_{vap}}{RT^2} dT$$

Equilibrio de Fases

Ecuación de Clausius–Clapeyron

líquido \rightleftharpoons vapor

- Para intervalos $T_1 - T_2$ pequeños, $\Delta\bar{H}_{vap}$ se puede considerar constante

$$\int_{P_1}^{P_2} \frac{dP}{P} = \frac{\Delta\bar{H}_{vap}}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T^2}$$

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta\bar{H}_{vap}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

sólido \rightleftharpoons vapor

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta\bar{H}_{sub}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Equilibrio de Fases

sólido \rightleftharpoons *líquido*

$$\int_{P_1}^{P_2} dP = \int_{T_1}^{T_2} \frac{\Delta \bar{S}_{fus}}{\Delta \bar{V}_{fus}} dT = \int_{T_1}^{T_2} \frac{\Delta \bar{H}_{fus}}{T \Delta \bar{V}_{fus}} dT$$

- Para pequeñas variaciones de P y T, $\Delta \bar{S}_{fus}$, $\Delta \bar{H}_{fus}$, y $\Delta \bar{V}_{fus}$ se pueden considerar constantes

$$\int_{P_1}^{P_2} dP = \frac{\Delta \bar{H}_{fus}}{\Delta \bar{V}_{fus}} \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} \quad P_2 - P_1 = \frac{\Delta H_{fus}}{\Delta V_{fus}} \ln \frac{T_2}{T_1}$$

Equilibrio de Fases

Diagrama de Fases. Regla de las Fases

- *Diagrama de fases*: representación gráfica (P *vs* T, P *vs* composición o T *vs* composición) de las condiciones en las que una sustancia existe como una sola fase o como dos o más en equilibrio.
 - Permite predecir los cambios que tienen lugar cuando se cambian las condiciones
- *Regla de las Fases*: Permite establecer los grados de libertad necesarios para especificar el estado de un sistema.

Equilibrio de Fases

Regla de las Fases

- Fase (f): Porción homogénea del sistema, es uniforme tanto en la composición química como el estado físico
 - Un gas, una mezcla de gases, dos líquidos totalmente miscibles y una disolución son ejemplos de una fase
 - $\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g): f = 3$
- *Componente (c)*: Especie química independiente
 - Una mezcla de etanol–agua: $c = 2$
 - Una mezcla de $\text{H}_2(g)$, $\text{O}_2(g)$ y $\text{H}_2\text{O}(l)$ a T ambiente: $c = 3$
 - $2 \text{NH}_3(g) \rightleftharpoons \text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g): c = 1$
- *Grados de Libertad (o Varianza, L)*: N° de variables intensivas que se pueden cambiar independientemente sin alterar el n° de fases en equilibrio.

Equilibrio de Fases

Regla de las Fases

Consideremos un sistema con "c" componentes y "f" fases

- El estado del sistema se define con P, T y la composición de cada fase (determinada por las fracciones molares)

$cf + 2$: variables intensivas

- Relaciones entre variables

$$\text{Fase } \alpha: X_1^\alpha + X_2^\alpha + X_3^\alpha + \dots + X_c^\alpha = 1 \quad [(c - 1) X \text{ independientes}]$$

$$\text{Fase } \beta: X_1^\beta + X_2^\beta + X_3^\beta + \dots + X_c^\beta = 1$$

[...]

$$\text{Fase } f: X_1^f + X_2^f + X_3^f + \dots + X_c^f = 1$$

[Total: $f(c - 1) X$ independientes, **f dependientes**]

Equilibrio de Fases

Regla de las Fases

Consideremos un sistema con "c" componentes y "f" fases

□ Relaciones entre variables

- Para que las fases estén en equilibrio se debe cumplir:

$$\text{Componente 1: } G_1^\alpha = G_1^\beta = G_1^\gamma = \dots = G_1^f$$

$$\text{Componente 2: } G_2^\alpha = G_2^\beta = G_2^\gamma = \dots = G_2^f$$

[...]

$$\text{Componente c: } G_c^\alpha = G_c^\beta = G_c^\gamma = \dots = G_c^f$$

[Componente 1: 1 G independiente, $(f - 1)$ relacionadas]

[Total: c G independientes, **$c(f - 1)$ dependientes**]

Equilibrio de Fases

Regla de las Fases

Consideremos un sistema con "c" componentes y "f" fases

□ El número de variables intensivas independientes (L) son:

■ $L = (n^{\circ} \text{ variables intensivas}) - (n^{\circ} \text{ variables intensivas relacionadas})$

■ $L = (cf + 2) - [f + c(f - 1)]$ $L = c - f + 2$

■ Sistema con un componente: $L = 3 - f$

□ Si $f = 1: L = 2$. Son necesarias dos variables (P y T)

□ Si $f = 2: L = 1$. Si $T = cte$, P no puede variar libremente

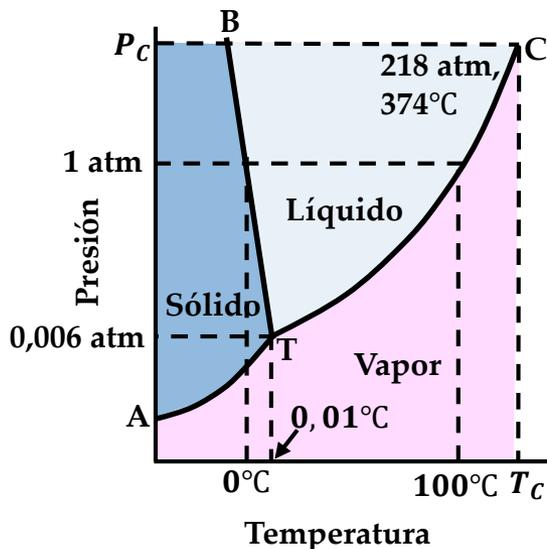
□ Si $f = 3: L = 0$. El sistema no tiene grados de libertad

(regla de las fases)

Equilibrio de Fases

Diagrama de Fases. Sistema de un componente

□ Agua

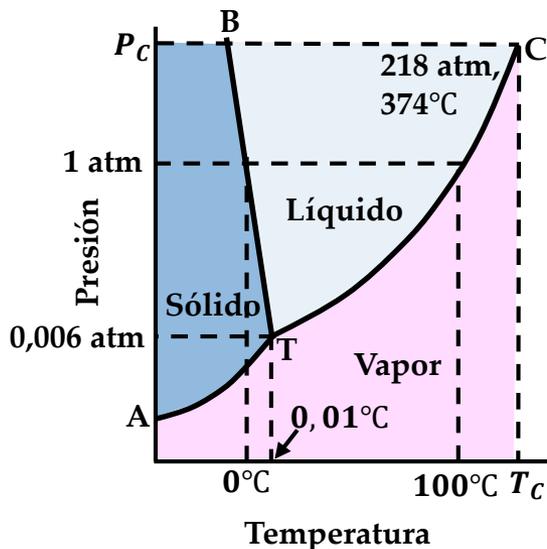


- Las regiones abiertas representan una fase pura.
- La línea que separa dos regiones indica las condiciones en las que las dos fases están en equilibrio dinámico
- Curvas AT y TC: Indican la P_{vapor} del sólido y el líquido respectivamente.
- La línea BT: equilibrio *sólido* \rightleftharpoons *líquido*, tiene pendiente negativa (el punto de fusión del hielo disminuye al aumentar la presión)

Equilibrio de Fases

Diagrama de Fases. Sistema de un componente

□ Agua

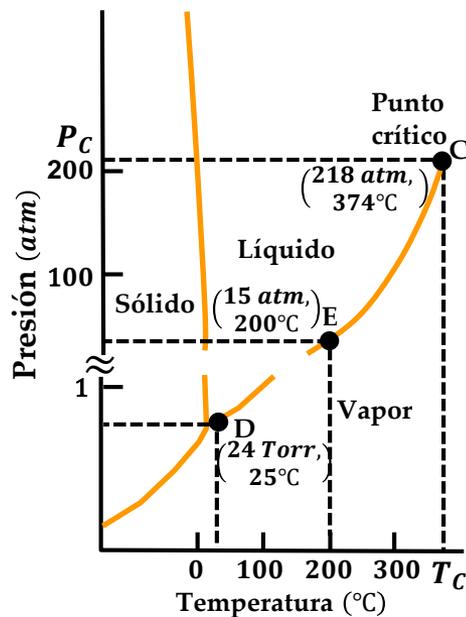


- El punto donde se unen las tres líneas es el punto triple (T)
 - Coexisten las tres fases
 - Propiedad fija de la sustancia, no puede alterarse al cambiar las condiciones [0,01°C (273.15K) y 0,006 atm (4.58 torr)]
- Punto C: punto crítico. Por encima de este punto no hay transición de vapor a líquido (el gas no se licua independientemente de lo que se aumente la presión), *fluido supercrítico*

Equilibrio de Fases

Diagrama de Fases. Sistema de un componente

□ Agua

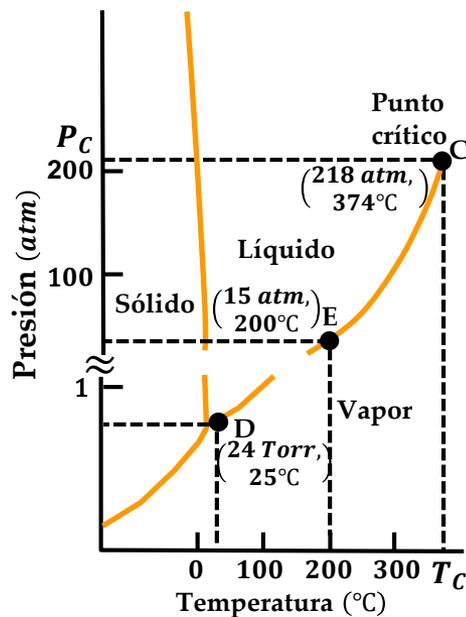


- Punto D (25°C y 24 torr): Agua líquida en equilibrio con el vapor

Equilibrio de Fases

Diagrama de Fases. Sistema de un componente

□ Agua

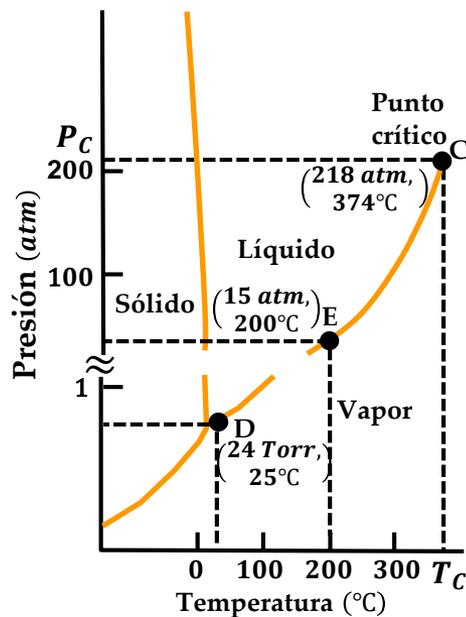


- Punto D (25°C y 24 torr): Agua líquida en equilibrio con el vapor
- Punto E (200°C y 15 atm): dos fases, vapor muy denso

Equilibrio de Fases

Diagrama de Fases. Sistema de un componente

□ Agua

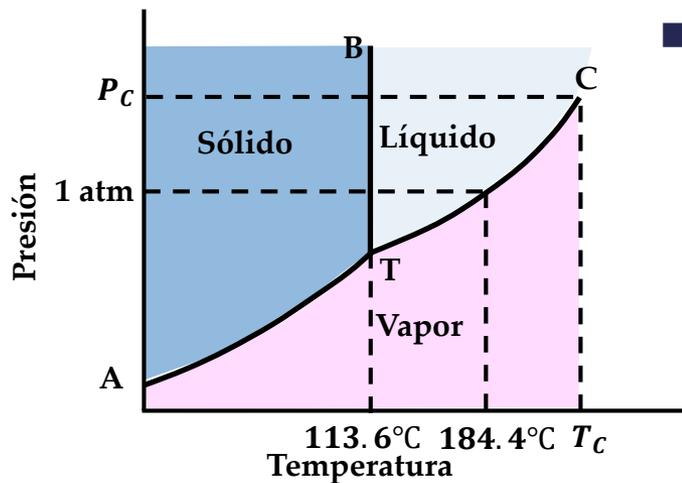


- Punto D (25°C y 24 torr): Agua líquida en equilibrio con el vapor
- Punto E (200°C y 15 atm): dos fases, vapor muy denso
- Punto C: ρ_{vapor} muy grande (igual a la del líquido). La superficie que separa las fases desaparece. Sólo hay una fase: **fluido supercrítico** (estado de la materia con la densidad de un líquido y la viscosidad de un gas)

Equilibrio de Fases

Diagrama de Fases. Sistema de un componente

□ Yodo



- La línea **BT** es prácticamente vertical, la fusión no se ve afectada por la presión
- Las curvas de sublimación y vaporización nunca son continuas. El valor de las pendientes está determinado por ΔH_{sub} y ΔH_{vap} (ec. Clausius–Clapeyron)

DISOLUCIONES

Sistemas con más de un componente

Disoluciones

- Mezclas homogéneas de dos o más sustancias
 - *Disolvente*: componente que está en mayor proporción. Determina el estado de agregación de la disolución
 - *Solutos*: Resto de componentes (minoritarios) de la disolución
 - Punto de vista molecular: Componentes uniformemente dispersos (no se diferencian entre sí)
 - Ausencia de cambio químico en el proceso

Disoluciones

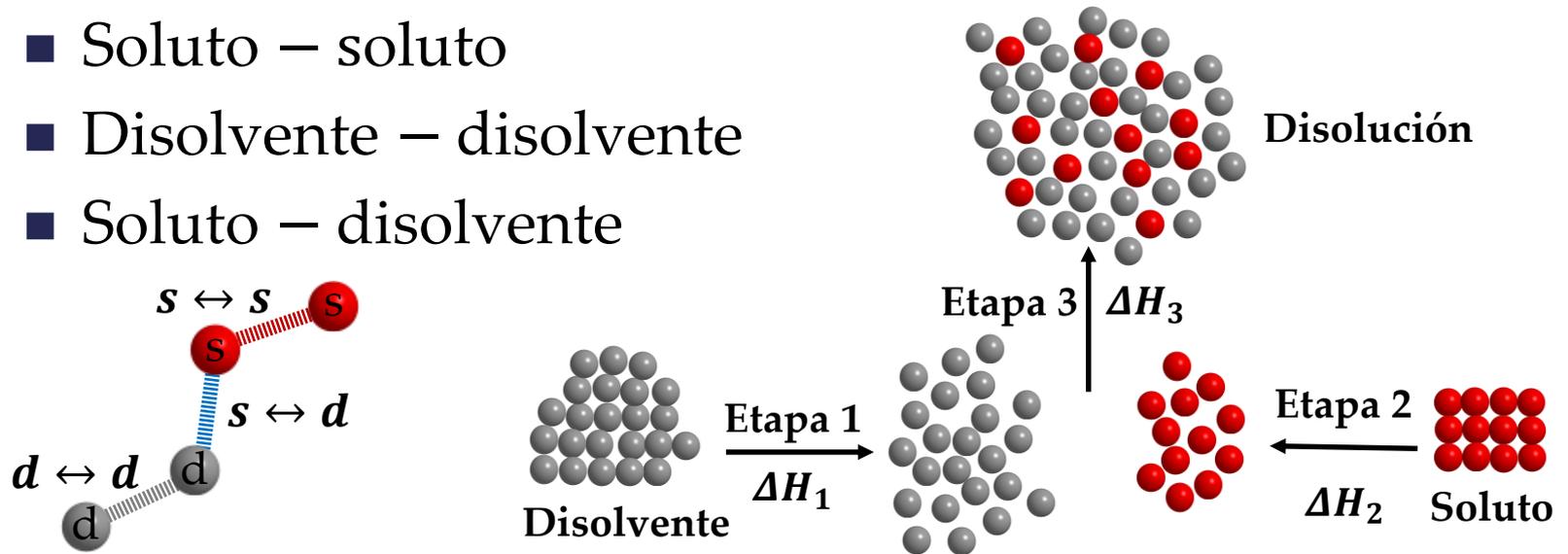
□ Tipos de disoluciones

Componente 1	Componente 2	Estado disol. resultante	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Agua gaseosa (CO_2 en agua)
Gas	Sólido	Sólido	H_2 gaseoso en Pd
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua
sólido	Sólido	Sólido	Latón (Cu/Zn), soldadura (Sn/Pb)

Disoluciones

Proceso de disolución

- Las partículas de soluto se dispersan en el disolvente ocupando lugares antes ocupados por el disolvente
- Depende de tres tipos de interacciones:
 - Soluta – soluto
 - Disolvente – disolvente
 - Soluta – disolvente



Disoluciones

Proceso de disolución

- Tiene lugar en tres etapas
 - Etapa 1: separación moléculas de disolvente.
 - Etapa 2: separación moléculas soluto
 - Endotérmicas (ΔH_1 y $\Delta H_2 > 0$), se necesita energía para vencer las fuerzas de atracción intermoleculares
 - Etapa 3: mezcla moléculas soluto y disolvente
 - Endo– o exotérmica
- El calor de disolución: $\Delta H_{disol} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

Disoluciones

Proceso de disolución

- $\Delta H_{disol} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \cong 0$
 - Será exotérmico ($\Delta H_{disol} < 0$) si
 - Atracción $s \leftrightarrow d >$ atracción $d \leftrightarrow d$ y $s \leftrightarrow s$
 - Será endotérmico ($\Delta H_{disol} > 0$) si
 - Interacción $s \leftrightarrow d <$ interacciones $d \leftrightarrow d$ y $s \leftrightarrow s$
- El segundo factor que favorece la formación de una disolución es el entrópico
 - Disolvente y soluto poseen cierto grado de orden que se destruye en la disolución.
 - El aumento de desorden favorece la disolución (incluso si $\Delta H_{disol} > 0$)

Disoluciones

Tipos de disoluciones

□ Disoluciones ideales:

- interacciones $s \leftrightarrow s \approx d \leftrightarrow d \approx s \leftrightarrow d$
- $\Delta H_{disol} = 0$ $\Delta H_3 = -(\Delta H_1 + \Delta H_2)$
- Sus propiedades se pueden predecir a partir de las de los componentes puros

□ Disoluciones reales (no ideales):

- Interacciones $s \leftrightarrow d > s \leftrightarrow s$ y $d \leftrightarrow d$: $\Delta H_{disol} < 0$
- Interacciones $s \leftrightarrow d < s \leftrightarrow s$ y $d \leftrightarrow d$: $\Delta H_{disol} > 0$
 - Si $s \leftrightarrow d \ll s \leftrightarrow s$ y $d \leftrightarrow d$: mezcla heterogénea

Disoluciones

Expresión de la concentración

□ Concentración: Cantidad de soluto disuelto en una cantidad de disolvente

■ *Fracción molar (X)*: tanto por 1 de moles de la especie

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{totales}}} \text{ (adimensional)} \quad 0 \leq X \leq 1$$

□ Porcentaje molar: $X_i \times 100$

■ *Porcentaje en peso (masa) (% en peso) (% (m/m))*:

□ Gramos de soluto en 100 g de disolución

$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de disolución}} \times 100 \text{ (adimensional)}$$

Disoluciones

Expresión de la concentración

- *Porcentaje en volumen (% en volumen) (%(v/v)):*
 - ▣ Volumen de soluto en 100 mL de disolución

$$\% \text{ volumen} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{total disolución}}} \times 100$$

- *Porcentaje en masa/volumen (% m/v):*
 - ▣ Gramos de soluto en 100 mL de disolución

$$\% (m/v) = \frac{\text{masa de soluto}}{V_{\text{total disolución}}} \times 100$$

Disoluciones

Expresión de la concentración

- **Molaridad (M):** nº de moles de soluto por litro de disolución

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}(\text{en L})} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

- ▣ No mide la concentración de forma exacta: el volumen depende de la temperatura (los líquidos se expansionan al aumentar la temperatura)

- **Molalidad (m):** moles de soluto en 1 kg de disolvente

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{masa de disolvente}(\text{en kg})} \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right)$$

- ▣ Independiente de la temperatura. Proporcional a X en disol. diluidas

Disoluciones

Expresión de la concentración

□ Relacionadas con % en peso

■ Partes por millón (ppm)

$$ppm = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de disolución}} \times 10^6$$

■ Partes por billón (ppb):

$$ppb = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de disolución}} \times 10^9$$

■ Partes por trillón (ppt):

$$ppt = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de disolución}} \times 10^{12}$$

□ Útiles para expresar concentraciones de disol. muy diluidas

Disoluciones

Expresión de la concentración

□ Ejemplo:

- *Se prepara una disolución de etanol-agua, disolviendo 10.00 mL de etanol ($\rho = 0.789 \text{ g/mL}$) en un volumen suficiente de agua para obtener 100.0 mL de la disolución ($\rho = 0.982 \text{ g/mL}$) ¿Cuál es la concentración de etanol en esta disolución expresada como (a) porcentaje en volumen, (b) porcentaje en masa, (c) porcentaje en masa/volumen, (d) fracción molar, (e) porcentaje molar, (f) molaridad, (g) molalidad?*

Disoluciones

Expresión de la concentración

□ Ejemplo: $\rho_{disolución} = 0.982 \frac{g}{mL}$ $\rho_{etanol} = 0.789 \frac{g}{mL}$

- *Peso de 100 mL de disolución* = $0.982 \frac{g}{mL} \times 100 mL = 98.2 g$
- *m_{etanol} (en 100 mL de disolución)* = $0.789 \frac{g}{mL} \times 10 mL = 7.89 g$
- *m_{agua} (en 100 mL de disolución)* = $98.2 g - 7.89 g = 90.31 g$

- (a)

$$\% \text{ volumen} = \frac{V_{etanol}}{V_{disolución}} \times 100 = \frac{10.00}{100} \times 100 = \mathbf{10.00\%}$$

Disoluciones

Expresión de la concentración

□ Ejemplo:

$$\blacksquare \text{ (b) } \% \text{ peso} = \frac{m_{\text{etanol}}}{m_{\text{disolución}}} \times 100 = \frac{7.89}{98.2} \times 100 = \mathbf{8.03\%}$$

$$\blacksquare \text{ (c) } \% (m/V) = \frac{m_{\text{etanol}}}{V_{\text{disolución}}} \times 100 = \frac{7.89}{100} \times 100 = \mathbf{7.89\%}$$

$$\blacksquare \text{ (d) } X_{\text{etanol}} = \frac{n_{\text{etanol}}}{n_{\text{totales}}} = \frac{\frac{7.89g}{46.07 \frac{g}{mol}}}{\frac{7.89g}{46.07 \frac{g}{mol}} + \frac{90.31g}{18.02 \frac{g}{mol}}} = \mathbf{0.033}$$

Disoluciones

Expresión de la concentración

□ Ejemplo:

■ (e) % **molar** = $X_{etanol} \times 100 = 3.3\%$

■ (f)

$$M = \frac{n_{etanol}}{1 \text{ L disolución}} = \frac{\frac{7.89 \text{ g}}{46.07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{100 \times 10^{-3}} = 1.71 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

■ (g)

$$m = \frac{n_{etanol}}{1 \text{ kg disolvente}} = \frac{\frac{7.89 \text{ g}}{46.07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{90.31 \times 10^{-3}} = 1.90 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Disoluciones

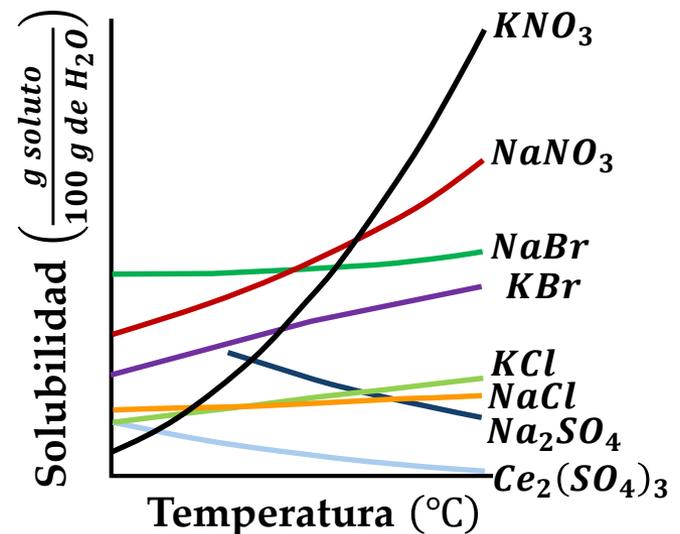
Solubilidad

- Máxima cantidad de soluto que se disuelve en un determinado disolvente a una temperatura específica
 - Disolución saturada: contiene la máxima cantidad de soluto posible
 - Existe un equilibrio dinámico entre sólido disuelto y no disuelto
 - Disolución no saturada: contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver
 - Disolución sobresaturada: contiene más soluto que el que puede haber en una disolución saturada
 - No son estables. Con el tiempo parte del soluto precipita

Disoluciones

Solubilidad. Efecto de la temperatura

- La solubilidad de la mayoría de las sustancias varía con la temperatura.
 - La mayoría de los sólidos disueltos en líquidos aumenta su solubilidad al aumentar T (procesos endotérmicos)

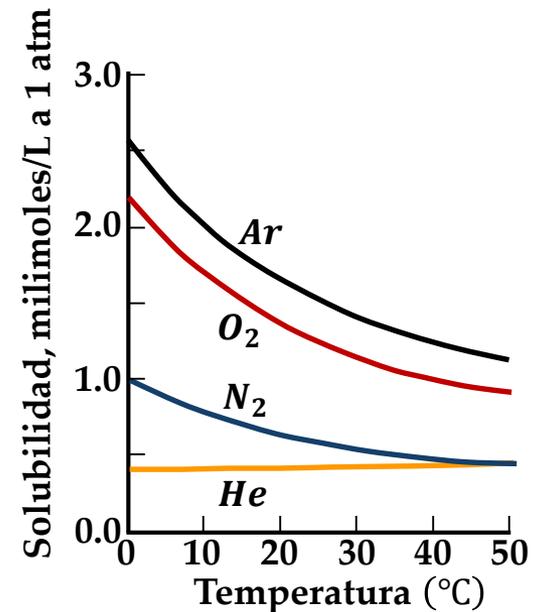


Curva de solubilidad

Disoluciones

Solubilidad. Efecto de la temperatura

- La solubilidad de la mayoría de las sustancias varía con la temperatura.
 - La solubilidad de los gases disminuye al aumentar T (procesos exotérmicos)



Curva de solubilidad

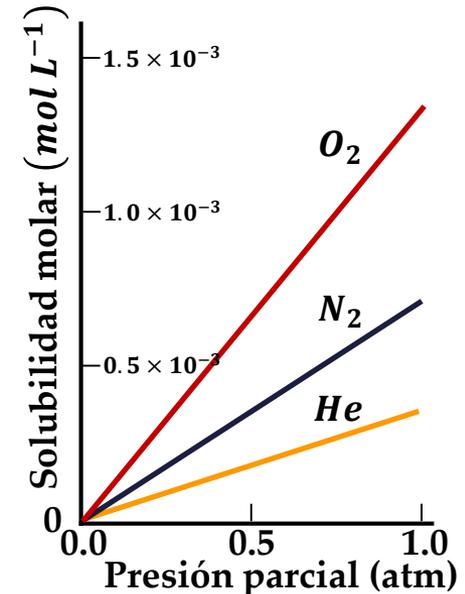
Disoluciones

Solubilidad. Efecto de la presión

- Las solubilidades de líquidos y sólidos en los líquidos apenas varía con la presión, la de los gases si está afectada.
- *“La solubilidad (s) de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas sobre la disolución” Ley de Henry*

$$s = k_H P$$

(k_H : constante de Henry)



Disoluciones

Solubilidad. Efecto de la presión

- Para un gas en equilibrio dinámico con la disolución:

$$(n^{\circ} \text{ moléculas})_{\text{entran}} = (n^{\circ} \text{ moléculas})_{\text{salen}}$$

- Al aumentar la presión ($P_2 > P_1$):

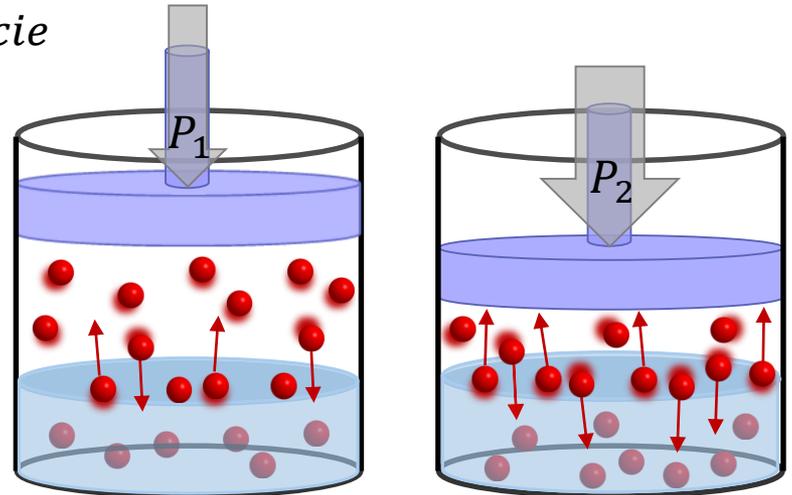
$\uparrow (n^{\circ} \text{ moléculas})$ chocan con superficie



$\uparrow (n^{\circ} \text{ moléculas})$ disuelven



nuevo equilibrio dinámico



Disoluciones

Propiedades coligativas

- Son las propiedades del líquido que se ven alteradas por la presencia del soluto
- Dependen de la concentración de soluto y no de su naturaleza específica
 - *Disminución de la presión de vapor del disolvente*
 - *Aumento del punto de ebullición*
 - *Descenso del punto de congelación*
 - *Presión osmótica*

Disoluciones

Propiedades coligativas

- Disoluciones de disolvente volátil y soluto no volátil
 - Disoluciones no electrolíticas
 - Disoluciones electrolíticas
- Mezclas Binarias (dos componentes volátiles)
 - Sustancia no volátil: aquella cuya P_{vapor} sobre la disolución es despreciable
 - Electrolito: aquella sustancia que en solución está presente como iones
 - No electrolito: no forma iones en disolución

PROPIEDADES COLIGATIVAS

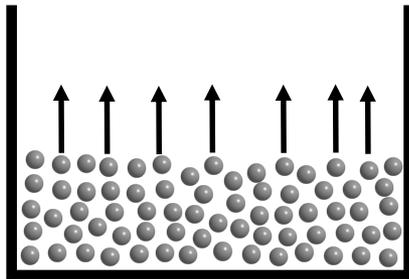
Disolvente volátil-soluto no volátil

Disoluciones no electrolíticas

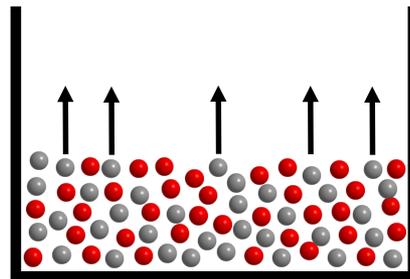
Propiedades coligativas

Disminución de la presión de vapor

- $(P_{vapor})_{disolución} < (P_{vapor})_{disolvente\ puro}$
 - La P_{vapor} se establece cuando $v_{evaporación} = v_{condensación}$
 - $(v_{evaporación})_{disolución} < (v_{evaporación})_{disolvente\ puro}$



Disolvente



Disolución

- Menor nº de moléculas de disolvente en la superficie de la disolución

- La P_{vapor} del disolvente sobre la disolución es proporcional a la fracción de moléculas de disolvente en la superficie

Propiedades coligativas

Disminución de la presión de vapor

- La fracción de moléculas de disolvente en la superficie es proporcional a la fracción molar del disolvente
- Si **1 = disolvente** y **2 = soluto** $P_1 = kX_1$
- Cuando $X_1 = 1$ (disolvente puro): $P_1 = P_1^* \Rightarrow P_1^* = k$

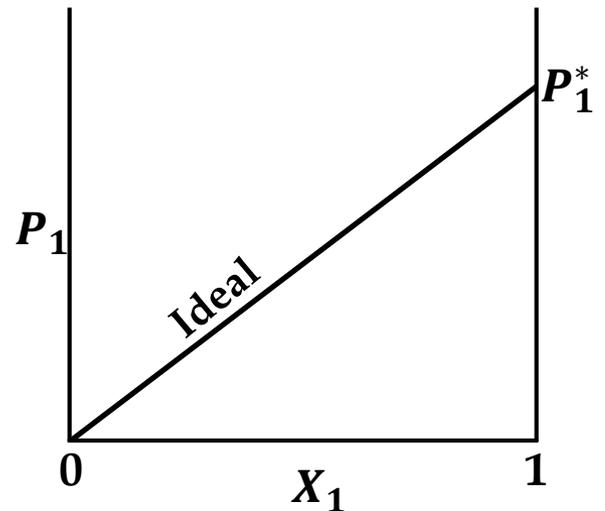
$$P_1 = X_1 P_1^* \quad (\text{Ley de Raoult})$$

- “La presión de vapor del disolvente en equilibrio con la disolución es directamente proporcional a la fracción molar del disolvente en la disolución”
- Puesto que siempre $X_1 < 1$, $P_1 < P_1^*$

Propiedades coligativas

Disminución de la presión de vapor

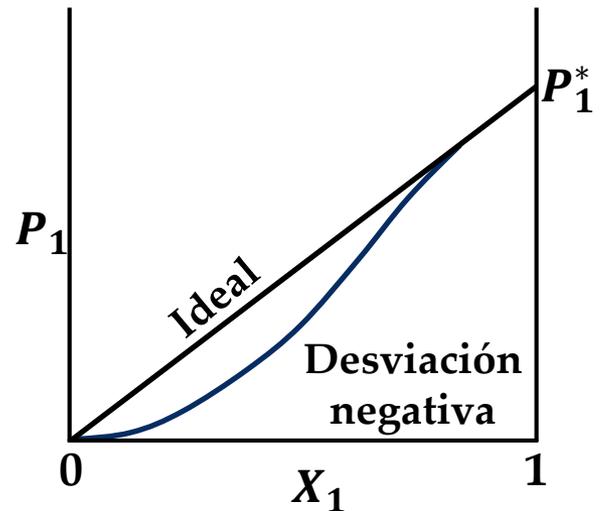
- $\Delta P = P_1^* - P_1 = P_1^* - (X_1 P_1^*) = (1 - X_1)P_1^* = X_2 P_1^*$
 - La disminución de la presión de vapor es proporcional a la concentración de soluto
- Una *disolución ideal* cumple la ley de Raoult a todas las concentraciones
 - La representación P_{vapor} vs X es una línea recta
 - Cuando $s \leftrightarrow s \approx d \leftrightarrow d \approx s \leftrightarrow d$
 - Las moléculas de soluto se entremezclan libremente con las de disolvente



Propiedades coligativas

Disminución de la presión de vapor

- Una *disolución no ideal (real)* no obedece la ley de Raoult a todas las concentraciones
 - Su comportamiento se desvía de una línea recta
 - Son aproximadamente ideales cuando $X_1 = 0.98$
 - *Desviación negativa:*
 - Cuando $s \leftrightarrow d > s \leftrightarrow s, d \leftrightarrow d$
 - El soluto atrae fuertemente a las moléculas de disolvente y reduce su tendencia a escapar. La presión de vapor es menor que la predicha por la ley Raoult

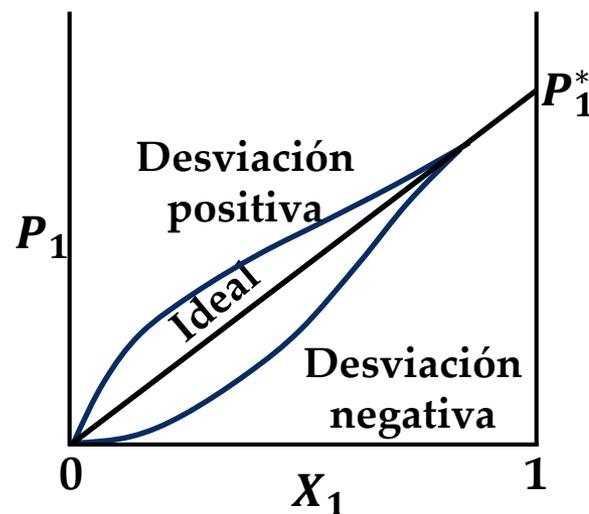


Propiedades coligativas

Disminución de la presión de vapor

■ *Desviación positiva:*

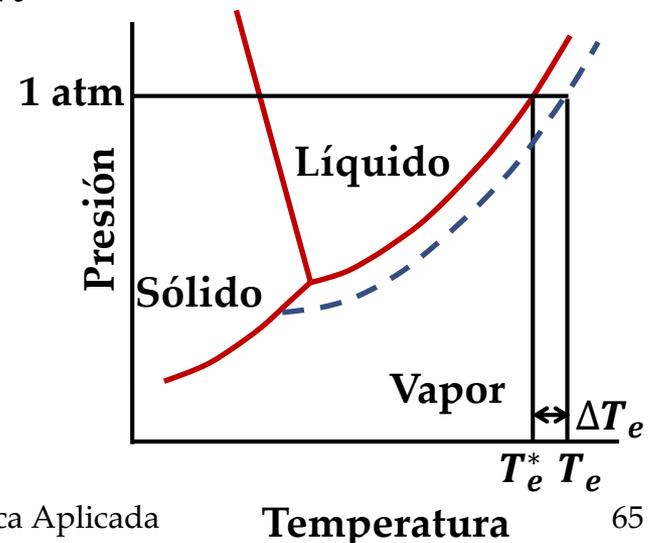
- Cuando $s \leftrightarrow d < s \leftrightarrow s, d \leftrightarrow d$
- Las moléculas de disolvente tienen más tendencia a abandonar la disolución que en una ideal
- La presión de vapor es mayor que la predicha por la ley Raoult



Propiedades coligativas

Elevación del punto de ebullición

- Punto de ebullición: temperatura a la que $P_v = P_{atm}$
- $(P_v)_{disolución} < (P_v)_{disolvente\ puro}$
- Curva $(l \rightleftharpoons v)_{disolución}$ debajo de $(l \rightleftharpoons v)_{disolv.\ puro}$
 - Intersección con línea de $P = 1\ atm$ a mayor temperatura
- $T_e > T_e^* \Rightarrow \Delta T_e = T_e - T_e^* > 0$



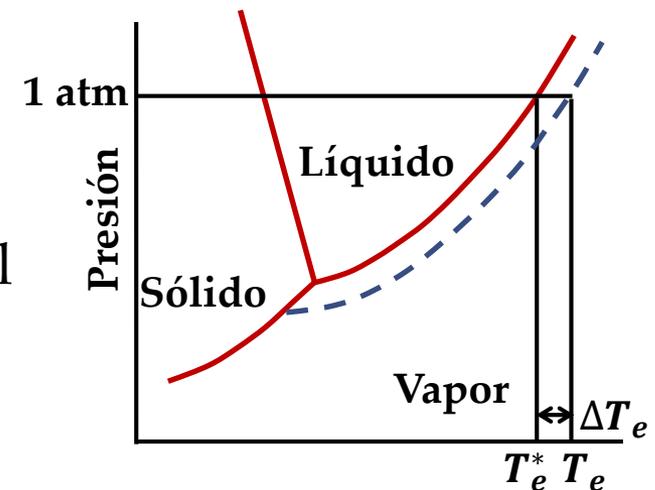
Propiedades coligativas

Elevación del punto de ebullición

- Para la mayoría de disoluciones ΔP_v es pequeña
 - La curva $l \rightleftharpoons v$ se considera recta para pequeños ΔT_e
 - $\Delta T_e \propto \Delta P_v$
 - $\Delta T_e = T_e - T_e^* \propto (P_1^* - P_1) = k_e X_{\text{soluta}}$

$$\Delta T_e = k_e m$$

- k_e ($^{\circ}\text{C}/m$): cte ebulloscópica
 - Depende exclusivamente del disolvente

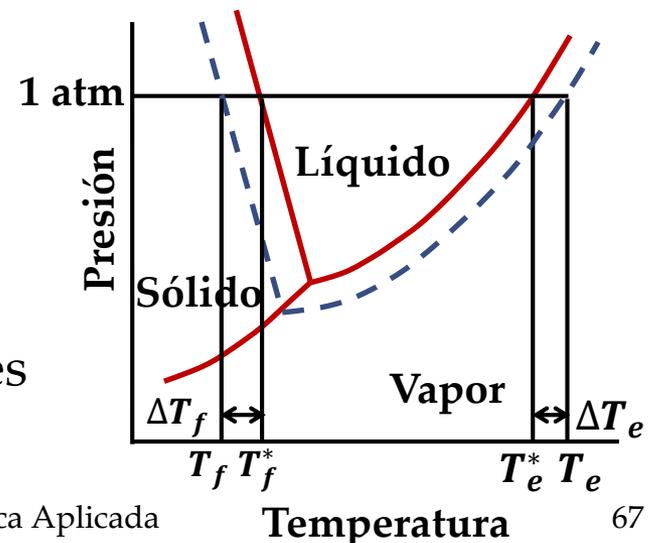


Propiedades coligativas

Descenso del punto de congelación

- La disminución de P_v del disolvente por el soluto, desplaza la curva $s \rightleftharpoons l$ a la izquierda
 - Intersección con línea de $P = 1 \text{ atm}$ a menor temperatura
 - $T_f^* > T_f \Rightarrow \Delta T_f = T_f^* - T_f > 0$

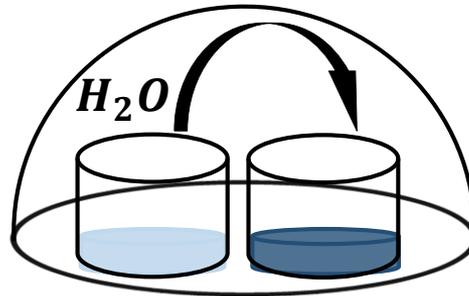
$\Delta T_f = k_f m$
 - k_f ($^{\circ}\text{C}/m$): cte crioscópica
 - Fundamento de los anticongelantes



Propiedades coligativas

Presión osmótica

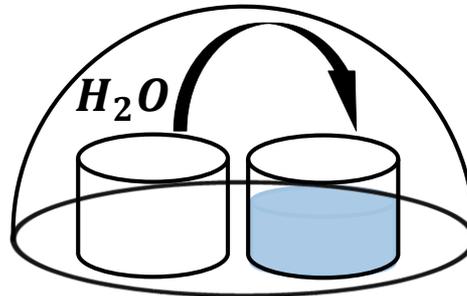
- El disolvente puro se transfiere al recipiente de la disolución



Propiedades coligativas

Presión osmótica

- El disolvente puro se transfiere al recipiente de la disolución

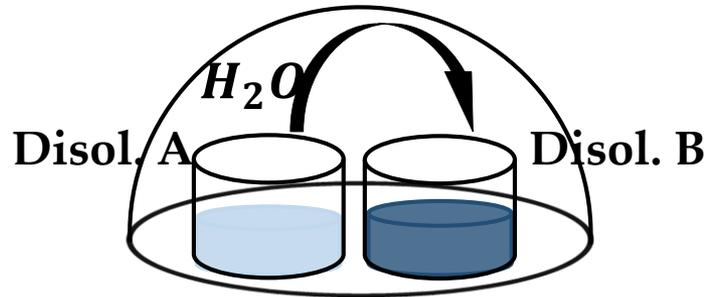


- $(P_v)_{H_2O} (pura) > (P_v)_{H_2O} (disolución)$
- En la disolución: $(v_{condensación}) > (v_{evaporación})$
- Efecto neto: $H_2O (pura) \rightarrow H_2O(vapor) \rightarrow disolución$

Propiedades coligativas

Presión osmótica

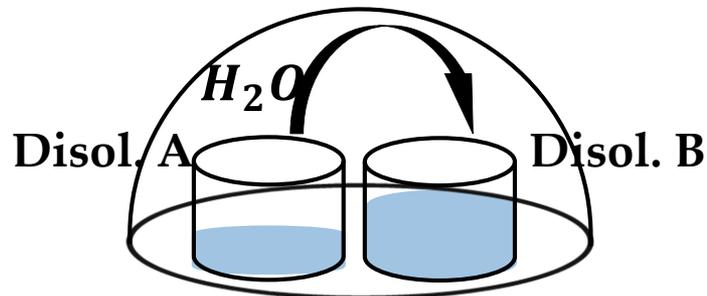
- El disolvente se transfiere de la disolución más diluida a la más concentrada



Propiedades coligativas

Presión osmótica

- El disolvente se transfiere de la disolución más diluida a la más concentrada



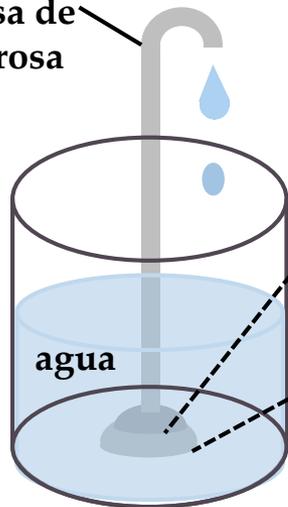
- $(P_v)_{H_2O}(\text{disol. A}) > (P_v)_{H_2O}(\text{disol. B})$
- En la disolución B: $(v_{\text{condensación}}) > (v_{\text{evaporación}})$
- Efecto neto: transferencia de agua desde disol. A hasta disol. B a través de la fase vapor.
 - Se detiene cuando X_{H_2O} es igual en ambas disoluciones

Propiedades coligativas

Presión osmótica

- A través de una membrana semipermeable, que permite el paso de partículas de disolvente pero no de soluto, ocurre un flujo neto desde el disolvente puro a la disolución.

disolución
acuosa de
sacarosa



■ Este flujo neto se denomina *ósmosis*

- Hace que la sacarosa ascienda por el tubo
- El ascenso es mayor cuanto más concentrada es la disolución

Propiedades coligativas

Presión osmótica

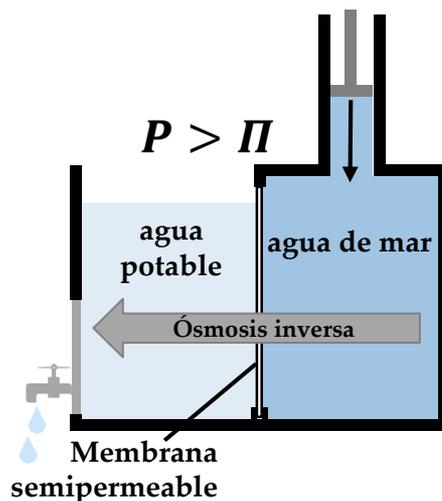
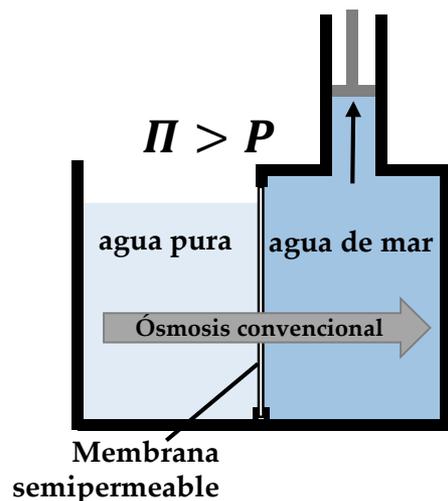
- Ósmosis: “Es todo proceso de paso espontáneo de disolvente a través de una membrana semipermeable desde una disolución diluida a otra más concentrada”
- Es posible detener el flujo de agua a través de la membrana aplicando una presión a la disolución
- La presión necesaria para detener el flujo osmótico es la *presión osmótica* (Π)
 - Es proporcional a la concentración de soluto

$$\Pi = \frac{n}{V} RT = M \times RT = c_{\text{soluta}} \times RT$$

Propiedades coligativas

Presión osmótica

- *Ósmosis inversa*: Aplicando una presión a la disolución superior a la presión osmótica se puede invertir el proceso. Paso de disolvente desde la disolución al disolvente puro



- Se utiliza para desalinizar el agua del mar

Propiedades coligativas

Resumen propiedades coligativas

- Todas responden a la relación:

$$\text{propiedad} = \text{constante} \times \text{concentración de soluto}$$

Propiedad	Símbolo	Concentración	constante
Presión de vapor	ΔP	Fracción molar	P^*
Punto de ebullición	ΔT_e	molal	k_e
Punto de fusión	ΔT_f	molal	k_f
Presión osmótica	Π	molar	RT

- La constante de proporcionalidad es característica del disolvente, no depende del soluto particular

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Disolvente volátil-soluto no volátil

Disoluciones electrolíticas

Propiedades coligativas

- Las propiedades coligativas dependen del n^o de partículas de soluto
- Los electrolitos, en disolución se disocian en iones (un electrolito se separa en dos o más partículas)
- Los electrolitos producen un efecto mayor sobre las propiedades coligativas
 - Este efecto se expresa con el **factor de van't Hoff (*i*)**

$$i = \frac{\text{número de partículas en disolución después de la disociación}}{\text{número de unidades inicialmente disueltas en la disolución}}$$

- Representa el número de moles de partículas generadas cuando se disuelve un mol de sustancia

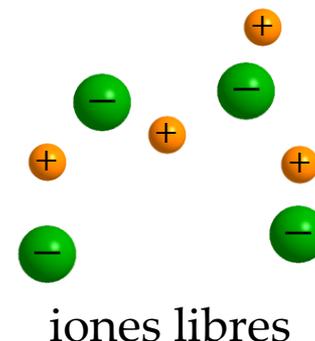
Propiedades coligativas

- $i = 1$ para todos los no electrolitos
- Para $NaCl$ $i = 2$ y para $CaCl_2$ $i = 3$
- Las propiedades coligativas se modifican:

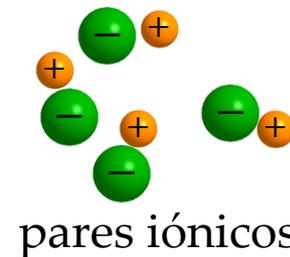
$$\Delta T_e = i k_e m$$

$$\Delta T_f = i k_f m$$

$$\Pi = i MRT$$



- Los valores de i solo son fiables en disoluciones muy diluidas
 - A concentraciones elevadas la formación de pares iónicos reduce el nº de partículas en disolución y disminuyen las propiedades coligativas



DISOLUCIONES MEZCLAS BINARIAS

Sistemas de dos componentes volátiles

Mezclas Binarias

- Sistema de dos componentes y una fase

$$L = c - f + 2 = 3$$

- El sistema tiene tres grados de libertad: P , T , y X de uno de los componentes

- Diagrama de Fases

- Manteniendo constante P o T : representación tridimensional→bidimensional (corte transversal)

- Se considera solo una porción:

- **Región líquido \rightleftharpoons vapor**

- Disoluciones ideales
- Disoluciones no ideales

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

- *La presión de vapor de cada componente es proporcional a su fracción molar en todo el rango de composición*
- Si A y B son los componentes de la disolución

$$P_A = X_A^l P_A^* \quad \blacksquare P_A^* \text{ y } P_B^*: \text{ presiones de vapor de A y B puros}$$
$$P_B = X_B^l P_B^* \quad \blacksquare X_A^l \text{ y } X_B^l: \text{ fracciones molares en la fase líquida}$$

- De acuerdo con la ley de Dalton:

$$P = P_A + P_B = X_A^l P_A^* + X_B^l P_B^* = X_A^l P_A^* + (1 - X_A^l) P_B^*$$

$$P = P_B^* + (P_A^* - P_B^*) X_A^l$$

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

□ Se puede calcular la presión de vapor de la mezcla, si conocemos las presiones de vapor individuales y las fracciones molares en la mezcla

■ Ej.: Sabiendo que $P_{benceno}^* = 94.6 \text{ torr}$ y $P_{tolueno}^* = 29.1 \text{ torr}$, para una mezcla de ambos de $X_{benceno} = 0,333$, las presiones $P_{benceno}$, $P_{tolueno}$ y P_{total} a 25°C son:

$$P_{benceno} = X_{benceno}^l P_{benceno}^* = 0.333 \times 94.6 = 31.50 \text{ torr}$$

$$P_{tolueno} = X_{tolueno}^l P_{tolueno}^* = (1 - 0.333) \times 29.1 = 19.41 \text{ torr}$$

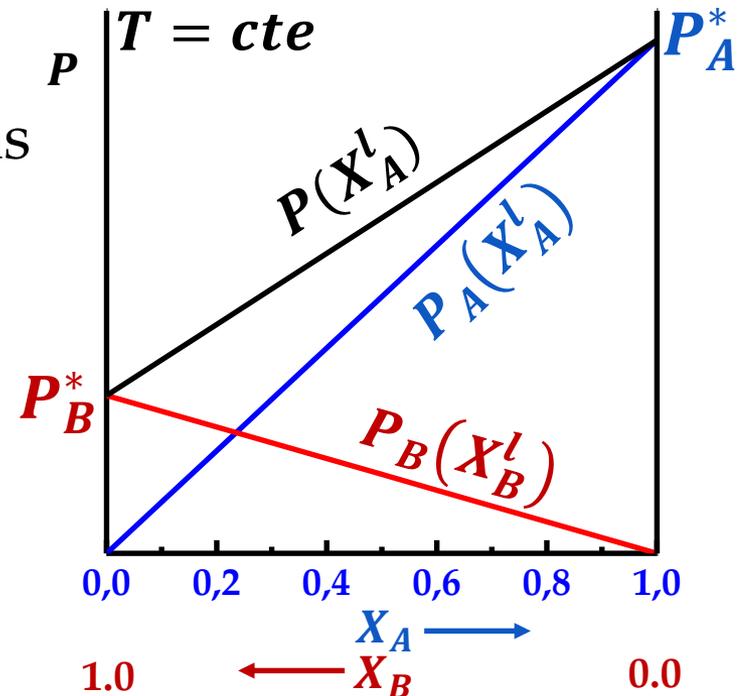
$$P = 50.91 \text{ torr}$$

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

□ En la representación de P_{vapor} vs X , las presiones de vapor de ambos componentes son lineales y la presión total, la suma de ambas

■ A es el componente más volátil ($P_A^* > P_B^*$)



Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

- ¿Cuál es la composición del vapor en equilibrio con la fase líquida?
 - De acuerdo con la definición de presión parcial

$$P_A = X_A^v P \quad P_B = X_B^v P$$

$$X_A^v = \frac{P_A}{P} = \frac{X_A^l P_A^*}{P_B^* + (P_A^* - P_B^*) X_A^l}$$

$$X_B^v = \frac{P_B}{P} = \frac{X_B^l P_B^*}{X_B^l P_B^* + X_A^l P_A^*} = \frac{(1 - X_A^l) P_B^*}{P_B^* + (P_A^* - P_B^*) X_A^l}$$

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

□ Para la mezcla benceno–tolueno anterior

$$X_{\text{benceno}}^l = 0.333 \quad X_{\text{tolueno}}^l = 0.667$$

$$X_{\text{benceno}}^v = \frac{X_{\text{ben}}^l P_{\text{ben}}^*}{P_{\text{tol}}^* + (P_{\text{ben}}^* - P_{\text{tol}}^*) X_{\text{ben}}^l} = \frac{0.333 \times 94.6}{29.1 + (94.6 - 29.1) \times 0.333} = 0.619$$

$$X_{\text{tolueno}}^v = \frac{(1 - X_{\text{ben}}^l) P_{\text{ben}}^*}{P_{\text{tol}}^* + (P_{\text{ben}}^* - P_{\text{tol}}^*) X_{\text{ben}}^l} = \frac{(1 - 0.333) \times 29.1}{29.1 + (94.6 - 29.1) \times 0.333} = 0.381$$

$$X_{\text{benceno}}^v = 0.619 \quad X_{\text{tolueno}}^v = 0.381$$

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

- El vapor es más rico en el componente más volátil (benceno)

$$X_{benceno}^l = 0.333 \quad X_{tolueno}^l = 0.667$$

$$X_{benceno}^v = 0.619 \quad X_{tolueno}^v = 0.381$$

- Las presiones también pueden expresarse en función de la composición del vapor (X_A^v y X_B^v)

$$P_A = X_A^l P_A^* = X_A^v P$$

- Sustituimos P por su expresión

$$X_A^l P_A^* = X_A^v [P_B^* + (P_A^* - P_B^*) X_A^l]$$

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

- Despejamos X_A^l en función de X_A^v

$$X_A^l P_A^* = X_A^v [P_B^* + (P_A^* - P_B^*) X_A^l]$$

$$X_A^l P_A^* = X_A^v (P_B^* + P_A^* X_A^l - P_B^* X_A^l) = X_A^v P_B^* + P_A^* X_A^l X_A^v - P_B^* X_A^v X_A^l$$

$$X_A^l P_A^* - P_A^* X_A^l X_A^v + P_B^* X_A^v X_A^l = X_A^v P_B^*$$

$$X_A^l (P_A^* - P_A^* X_A^v + P_B^* X_A^v) = X_A^v P_B^*$$

$$X_A^l = \frac{X_A^v P_B^*}{P_A^* + (P_B^* - P_A^*) X_A^v}$$

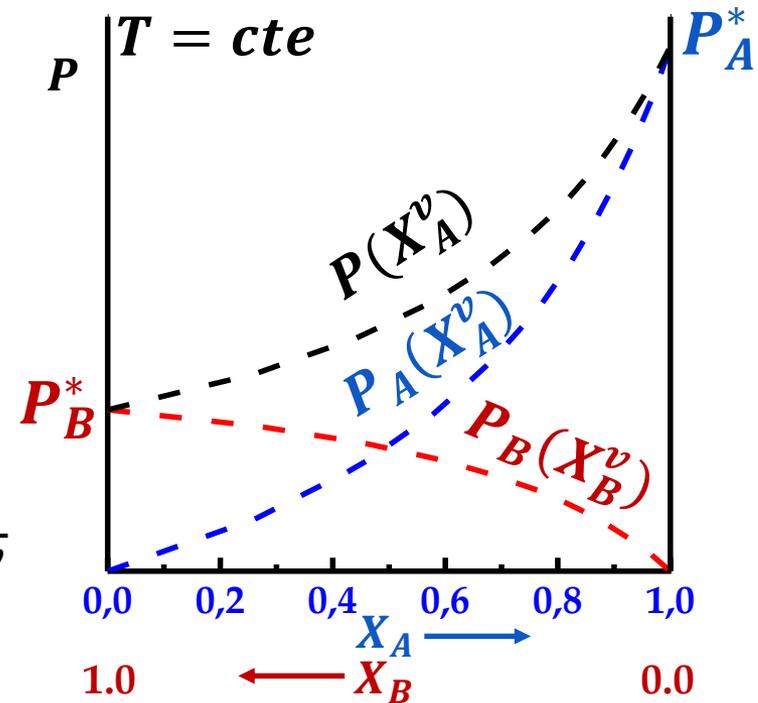
Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

$$P_A = X_A^l P_A^* = \frac{X_A^v P_A^* P_B^*}{P_A^* + (P_B^* - P_A^*) X_A^v}$$

$$\begin{aligned} P_B &= X_B^l P_B^* = (1 - X_A^l) P_B^* \\ &= \frac{(1 - X_A^v) P_A^* P_B^*}{P_A^* + (P_B^* - P_A^*) X_A^v} \end{aligned}$$

$$P = P_A + P_B = \frac{P_A^* P_B^*}{P_A^* + (P_B^* - P_A^*) X_A^v}$$



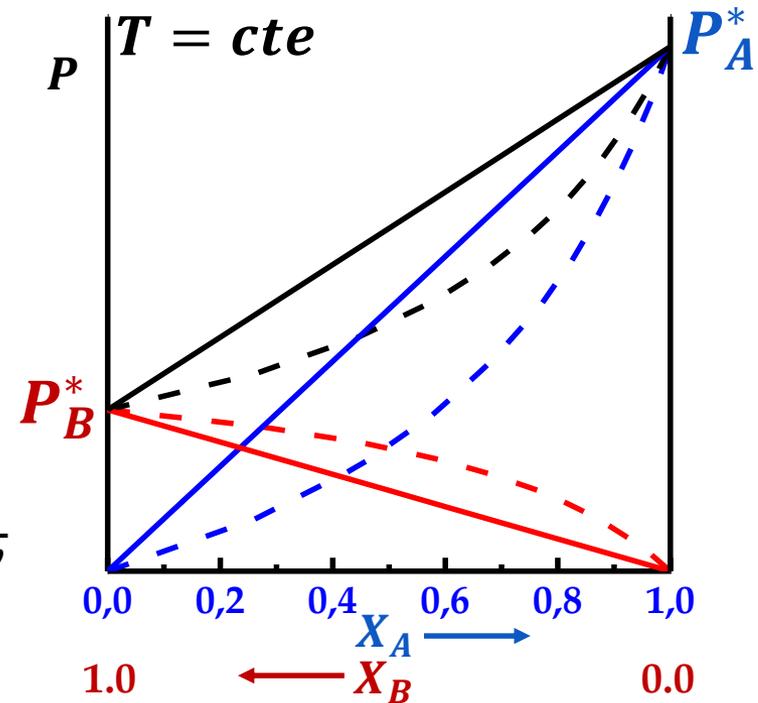
Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

$$P_A = X_A^l P_A^* = \frac{X_A^v P_A^* P_B^*}{P_A^* + (P_B^* - P_A^*) X_A^v}$$

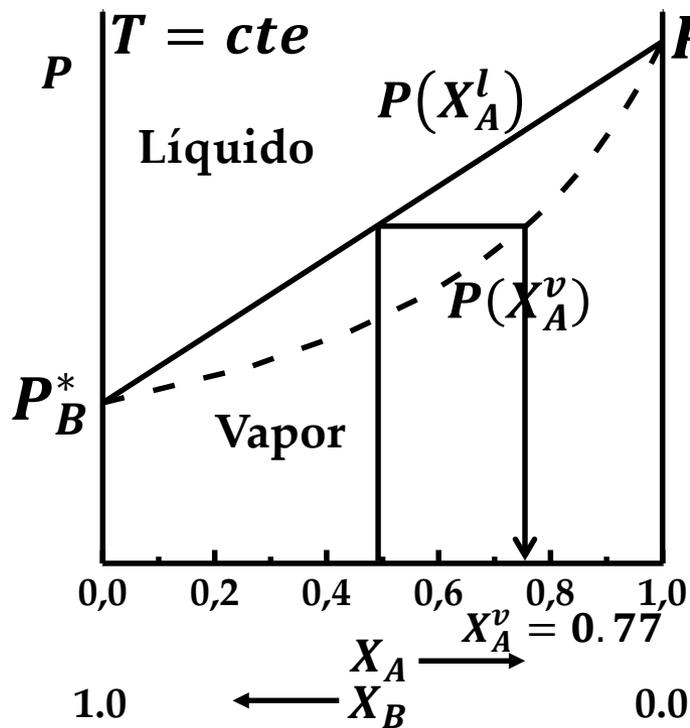
$$\begin{aligned} P_B &= X_B^l P_B^* = (1 - X_A^l) P_B^* \\ &= \frac{(1 - X_A^v) P_A^* P_B^*}{P_A^* + (P_B^* - P_A^*) X_A^v} \end{aligned}$$

$$P = P_A + P_B = \frac{P_A^* P_B^*}{P_A^* + (P_B^* - P_A^*) X_A^v}$$



Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Presión de vapor

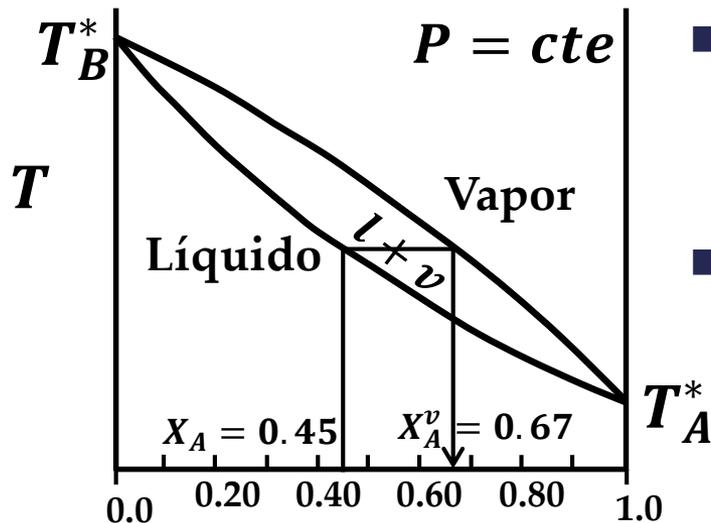


- A partir de las curvas de la presión de vapor se determina X_A^v para un valor de X_A
- Para $X_A = 0,500$, la línea horizontal desde la composición del líquido hasta la curva de vapor, da $X_A^v = 0,77$

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Destilación

- Manteniendo P constante, el equilibrio *líquido* \rightleftharpoons *vapor* se puede representar en un diagrama T -*composición*. En este caso se representa la temperatura de ebullición normal

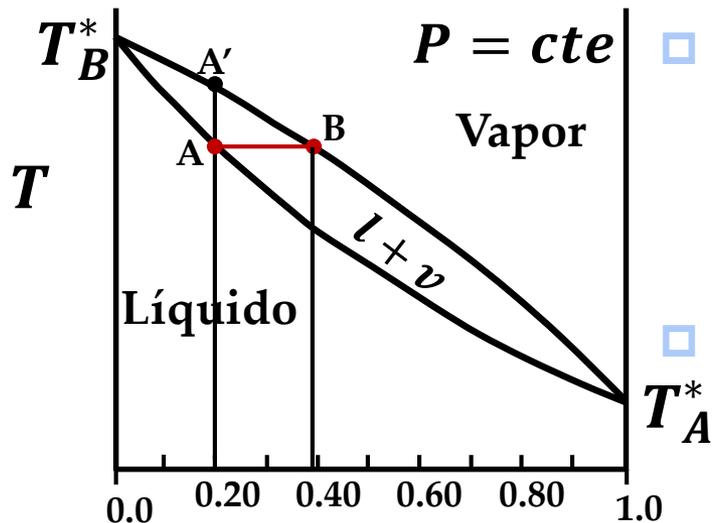


- La situación es inversa al diagrama $P - X$. El componente más volátil tiene la menor T ($T_A^* < T_B^*$)
- La curva superior es la curva de vapor: muestra la composición de vapor en equilibrio con la muestra líquida

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Destilación

- Calentamos una mezcla de $X_A = 0.20$
 - Comienza a hervir a la T del punto A
 - La composición del vapor formado está dada por el punto B ($X_A^v = 0.39$)

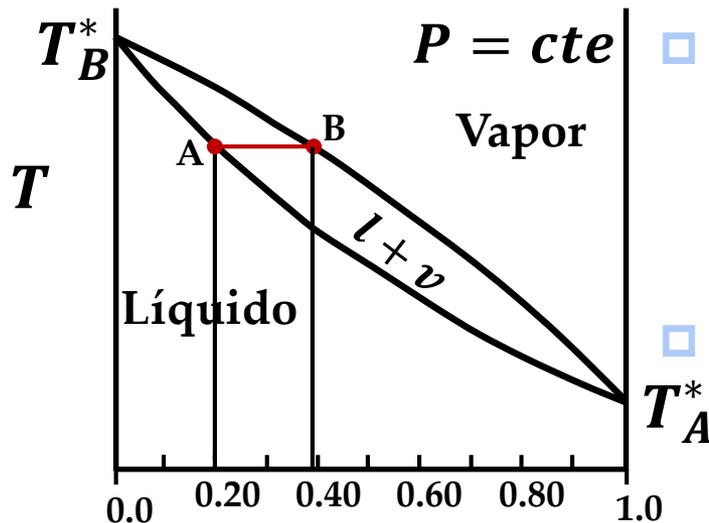


- Si aumentamos la temperatura, el líquido hierve totalmente. La composición del vapor es la misma que la del líquido original (punto A')
- Si se interrumpe el proceso antes de que todo el líquido se evapore el resultado es diferente

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Destilación fraccionada

- Calentamos una mezcla de $X_A = 0.20$
 - Comienza a hervir a la T del punto A
 - La composición del vapor formado está dada por el punto B ($X_A^v = 0.39$)



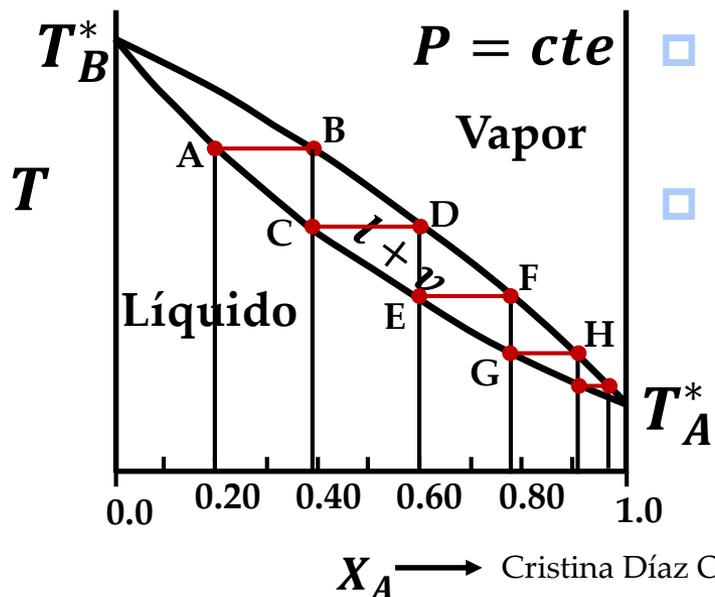
- Condensamos el vapor. El líquido obtenido tiene mayor contenido del componente más volátil (A) que el líquido original ($X_A = 0.20$).

- Repetimos el proceso.

Mezclas Binarias

Disoluciones ideales. Destilación fraccionada

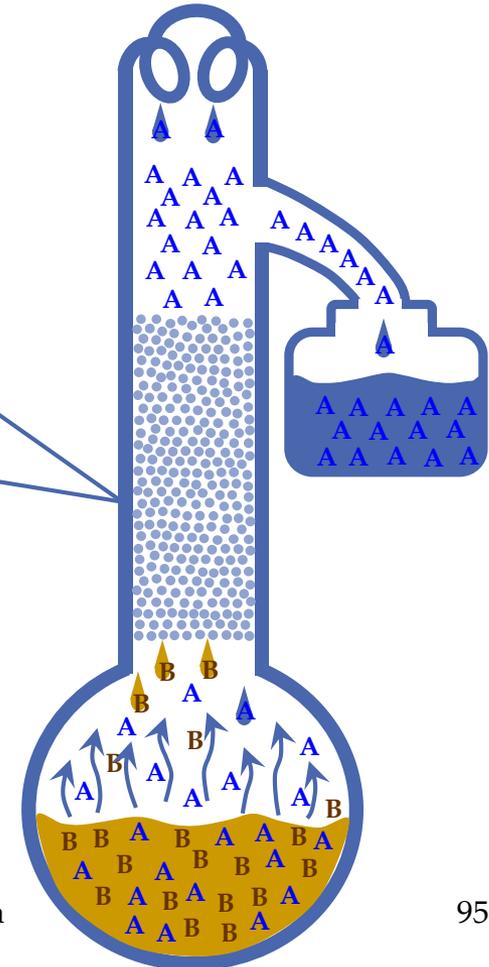
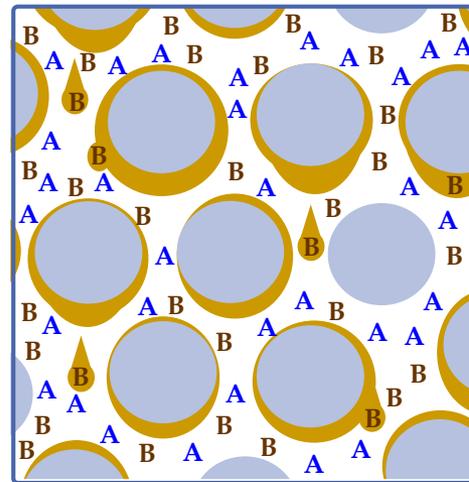
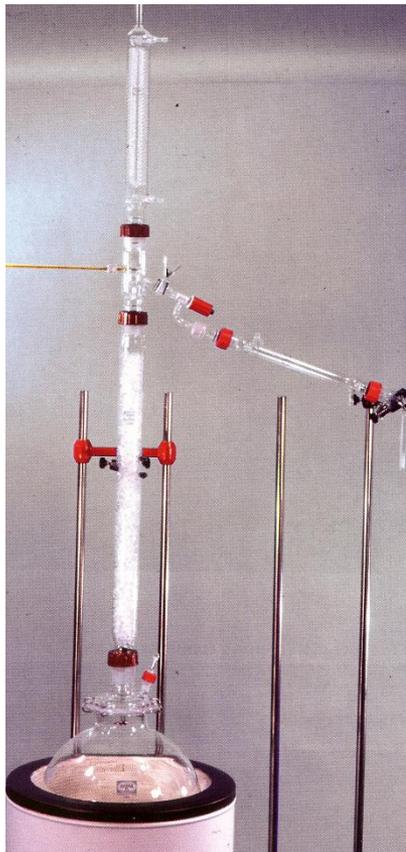
- Calentamos el líquido ($X_A = 0.39$)
 - Comienza a hervir a la T del punto C
 - La composición del vapor formado está dada por el punto D ($X_A^v = 0.60$)



- Condensamos el vapor y repetimos el proceso
- Continuando con la secuencia ebullición–condensación–ebullición, obtenemos finalmente una cantidad muy pequeña de A casi puro.

Mezclas Binarias

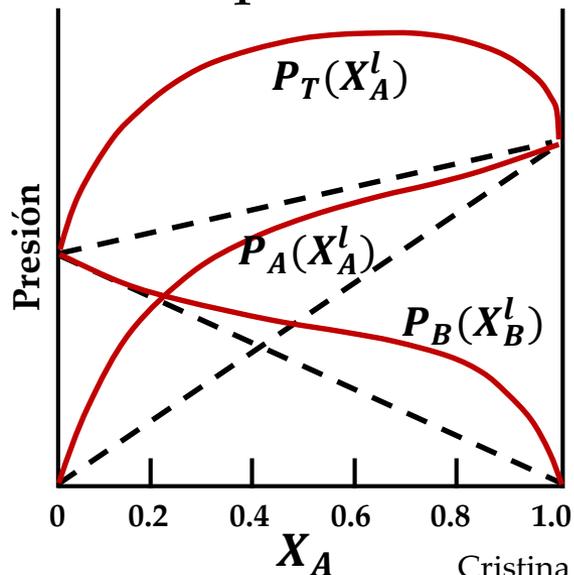
Disoluciones ideales. Destilación fraccionada



Mezclas Binarias

Disoluciones no ideales.

- ❑ Los componentes de la mezcla difieren de forma significativa en la naturaleza de las fuerzas intermoleculares y la ley de Raoult deja de cumplirse.
- ❑ El comportamiento se desvía del ideal



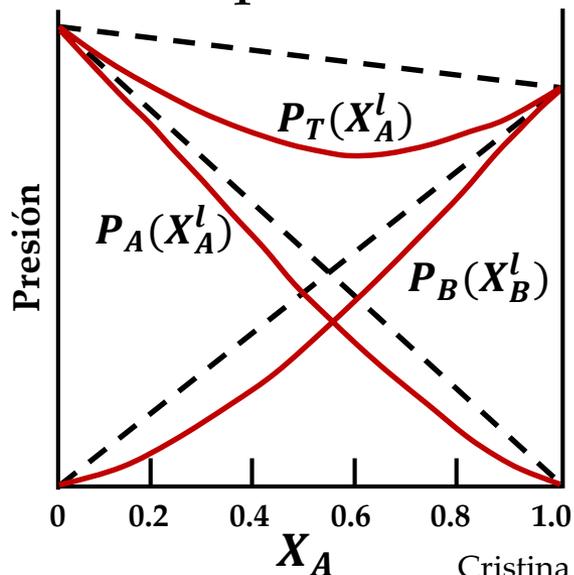
■ *Desviación positiva:*

- ❑ Las interacciones A–B son menores que las A–A y B – B
- ❑ La presión de vapor de la mezcla es mayor que la predicha por la ley de Raoult
- ❑ El punto de ebullición mas bajo

Mezclas Binarias

Disoluciones no ideales.

- ❑ Los componentes de la mezcla difieren de forma significativa en la naturaleza de las fuerzas intermoleculares, la ley de Raoult deja de cumplirse.
- ❑ El comportamiento se desvía del ideal



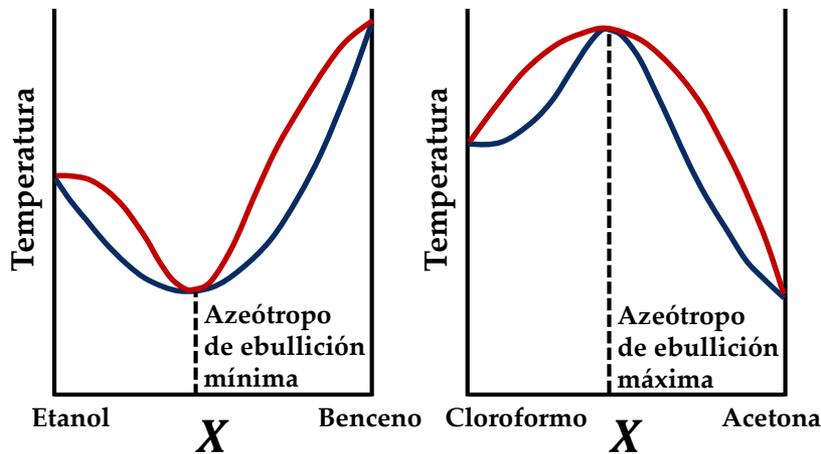
■ *Desviación negativa:*

- ❑ Las interacciones A–B son mayores que las A–A y B – B
- ❑ La presión de vapor de la mezcla es menor que la predicha por la ley de Raoult
- ❑ El punto de ebullición mas alto

Mezclas Binarias

Disoluciones no ideales.

- Gran desviación de la idealidad: aparecen máximos y mínimos en las curvas de presión de vapor



- En estos puntos, las fases líquido y vapor, tienen la misma composición
- Al hervir, la composición de la mezcla y el punto de ebullición permanecen constantes

- La disolución se denomina *azeótropo*.
- Imposible separar los componentes de la mezcla por destilación fraccionada