

# Fundamentos de Química

## Segundo Cuatrimestre

### Horario de Tutorías

Martes

12:00-14:00

16:00-19:00

Edificio 24B .Tercera Planta

# Tema 11: Propiedades de las disoluciones

- 11.1 Definición de disolución y tipos
- 11.2 Concentración de una disolución
- 11.3 Termodinámica y proceso de disolución
- 11.4 Presión de vapor en disoluciones líquidas
  - 11.4.1 Disoluciones ideales y ley de Raoult
  - 11.4.2 Ley de Henry.
  - 11.4.4 Diagramas de fase líquido-vapor
  - 11.4.5 Líquidos inmiscibles
- 11.5 Propiedades coligativas
  - 11.5.1 Ebulloscopía y crioscopía
  - 11.5.2 Presión osmótica

## 11.1 Definición de disolución y tipos

**DISOLUCIÓN** = mezcla homogénea de un componente(s) minoritario (soluto(s)) y de un componente mayoritario (disolvente)

Ejemplo de disolución:  $\Rightarrow$   
NaCl en agua



No confundir con una suspensión que es una mezcla no homogénea

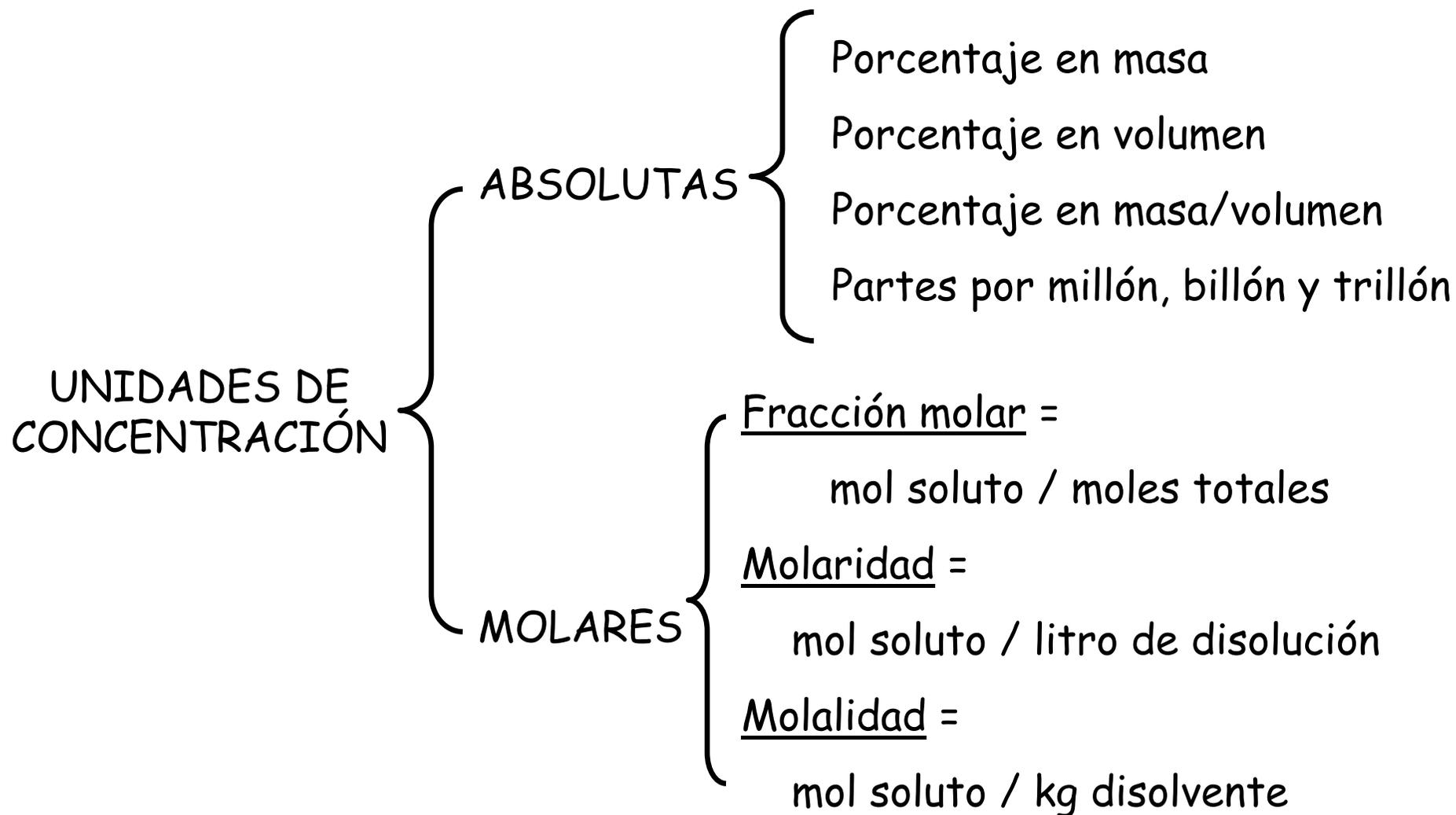
$\Leftarrow$  Ejemplo de suspensión:  
harina suspendida en agua



## Tipos de disoluciones

		SOLUTO		
		gas	líquido	sólido
DISOLVENTE	gas	aire	Vapor de agua en aire	olores
	líquido	CO <sub>2</sub> en agua	etanol en agua	NaCl en agua
	sólido	hidrógeno en metales	Madera húmeda	Acero, aleaciones

## 11.2 Concentración de una disolución



## 11.3 Termodinámica y proceso de disolución

Espontaneidad:  $\Delta G_d = \Delta H_d - T \Delta S_d$

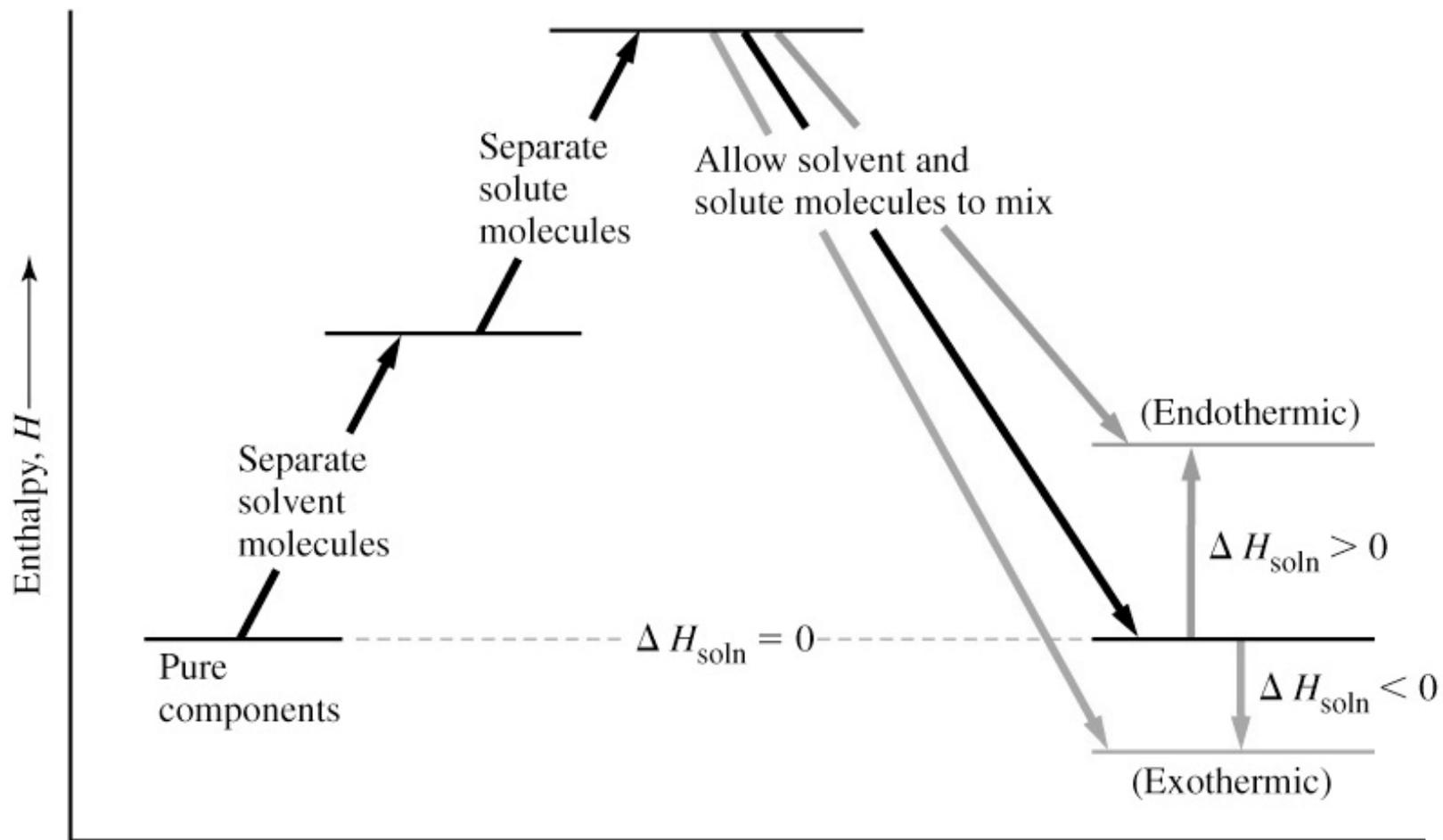
Calor del proceso

Balance de fuerzas intermoleculares entre los componentes puros y la disolución

Variación de entropía

Balance de "desorden" entre los componentes puros y la disolución

Si  $\Delta G_d < 0 \Rightarrow$  Proceso espontáneo (hay disolución)



## Balance de fuerzas atractivas intermoleculares

1. Fuerzas soluto-soluto  $\approx$  Fuerzas soluto - disolvente

$\Delta H_d \approx 0$  (fuerzas similares)  
 $\Delta S_d > 0$  (aumenta desorden)  $\Rightarrow$  Se da disolución y además ésta es ideal

Las propiedades de una disolución ideal se pueden inferir a partir de sus componentes puros

2. Fuerzas soluto-soluto  $<$  Fuerzas soluto - disolvente

$\Delta H_d < 0$  (fuerzas más intensas en disolución)  
 $\Delta S_d > 0$  (aumenta desorden)  $\Rightarrow$  Se da disolución no ideal

## Balance de fuerzas atractivas intermoleculares (cont.)

### 3. Fuerzas soluto-soluto > Fuerzas soluto-disolvente

$\Delta H_d > 0$  (fuerzas menos intensas en disolución)  $\Rightarrow$  Puede haber disolución (no ideal) si el aumento de entalpía no compensa el aumento de entropía

$\Delta S_d > 0$  (aumenta desorden)

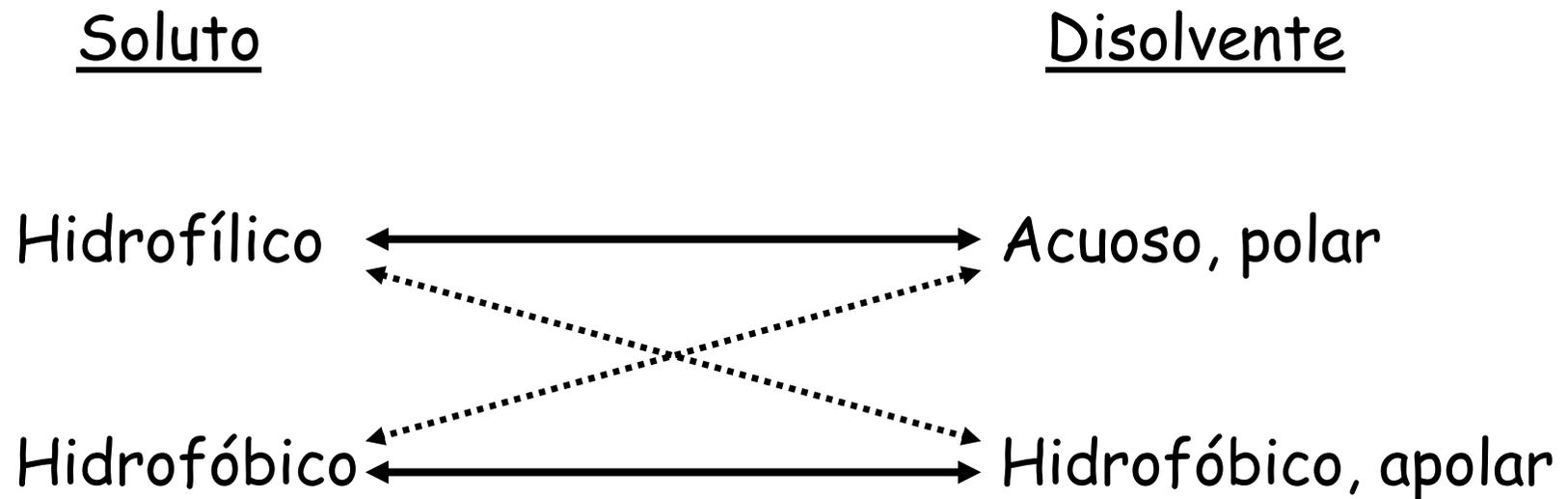
### 4. Fuerzas soluto-soluto $\gg$ Fuerzas soluto-disolvente

$\Delta H_d \gg 0$  (fuerzas mucho menos intensas en disolución)  $\Rightarrow$  No hay disolución

$\Delta S_d > 0$  (aumenta desorden)

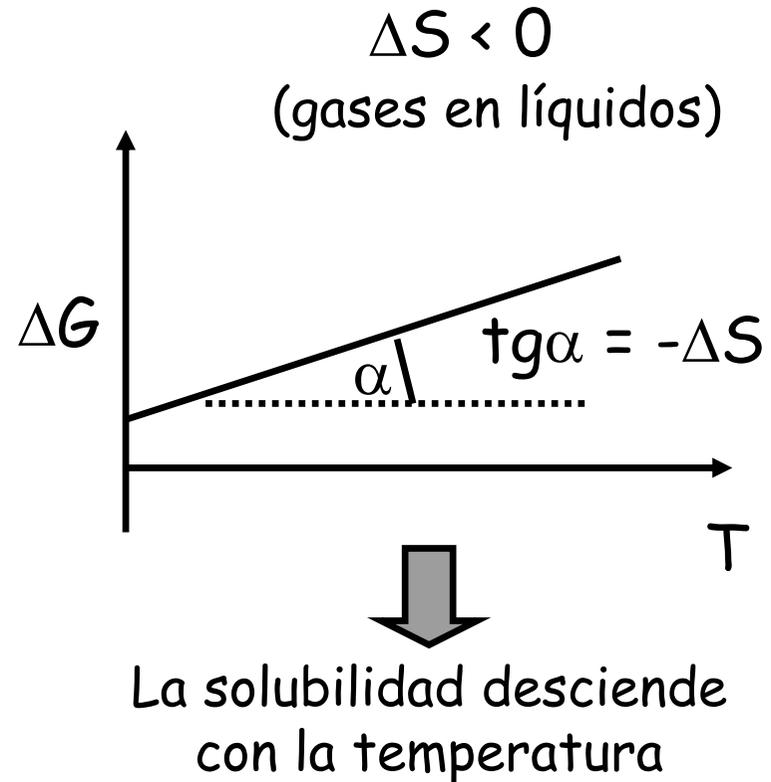
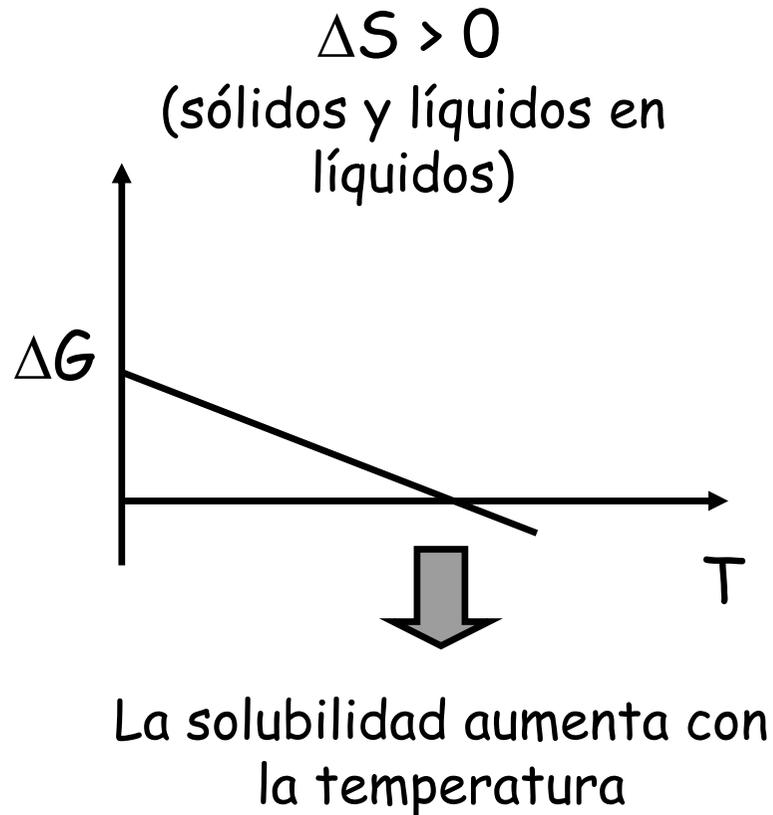
## La regla de "semejante disuelve semejante"

- De lo anterior se infiere la regla de "semejante disuelve semejante"



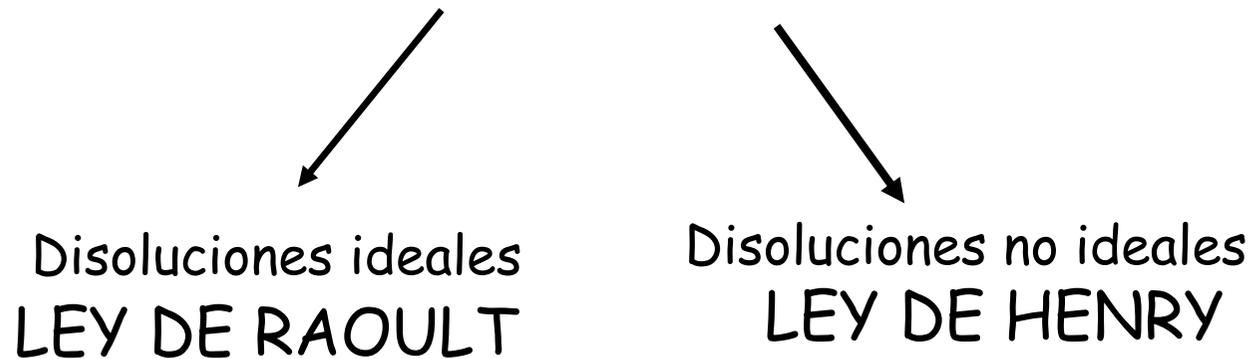
## Dependencia de la solubilidad con la temperatura

$$\Delta G_d = \Delta H_d - T \Delta S_d$$

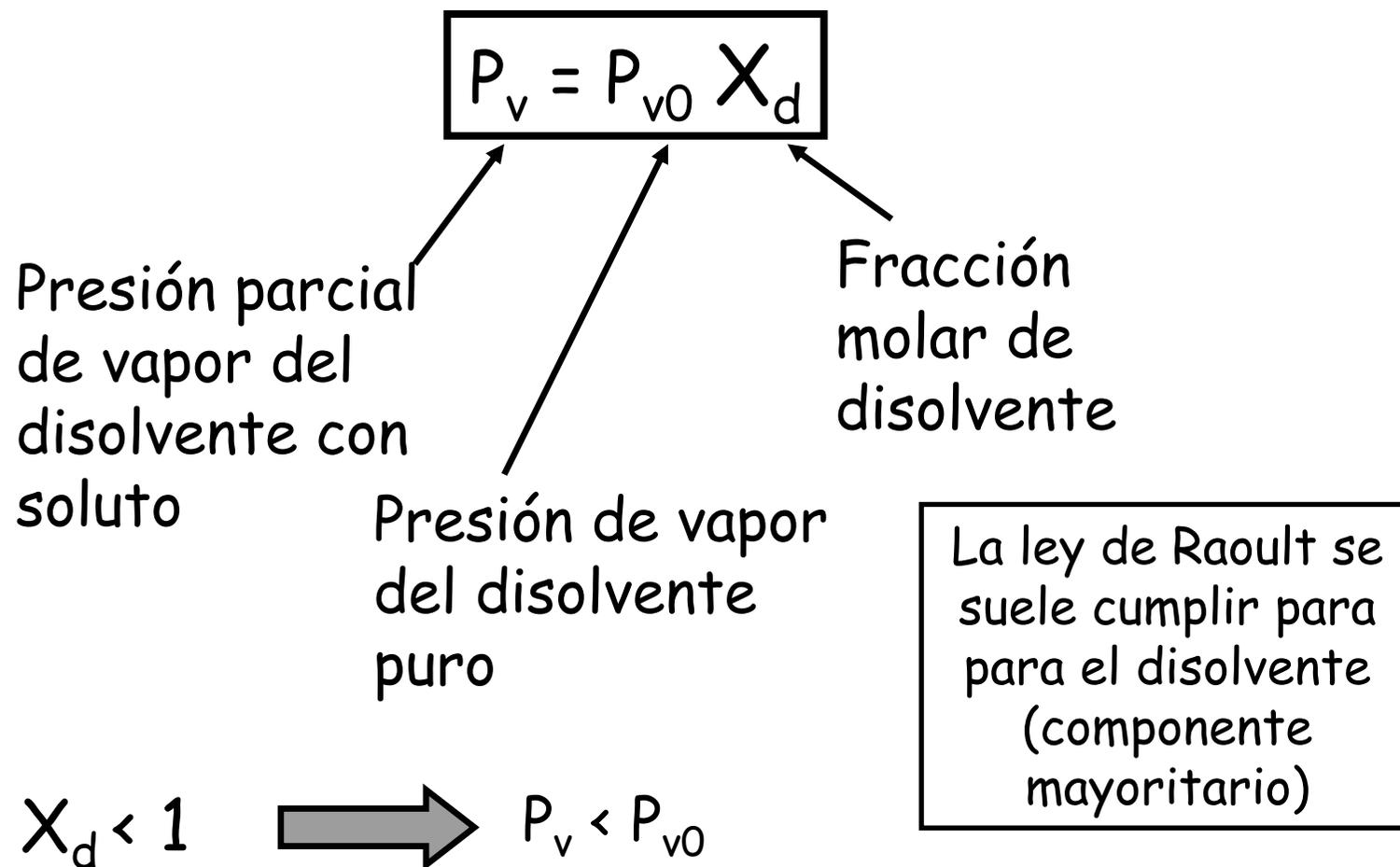


## 11.4 Presión de vapor en disoluciones líquidas

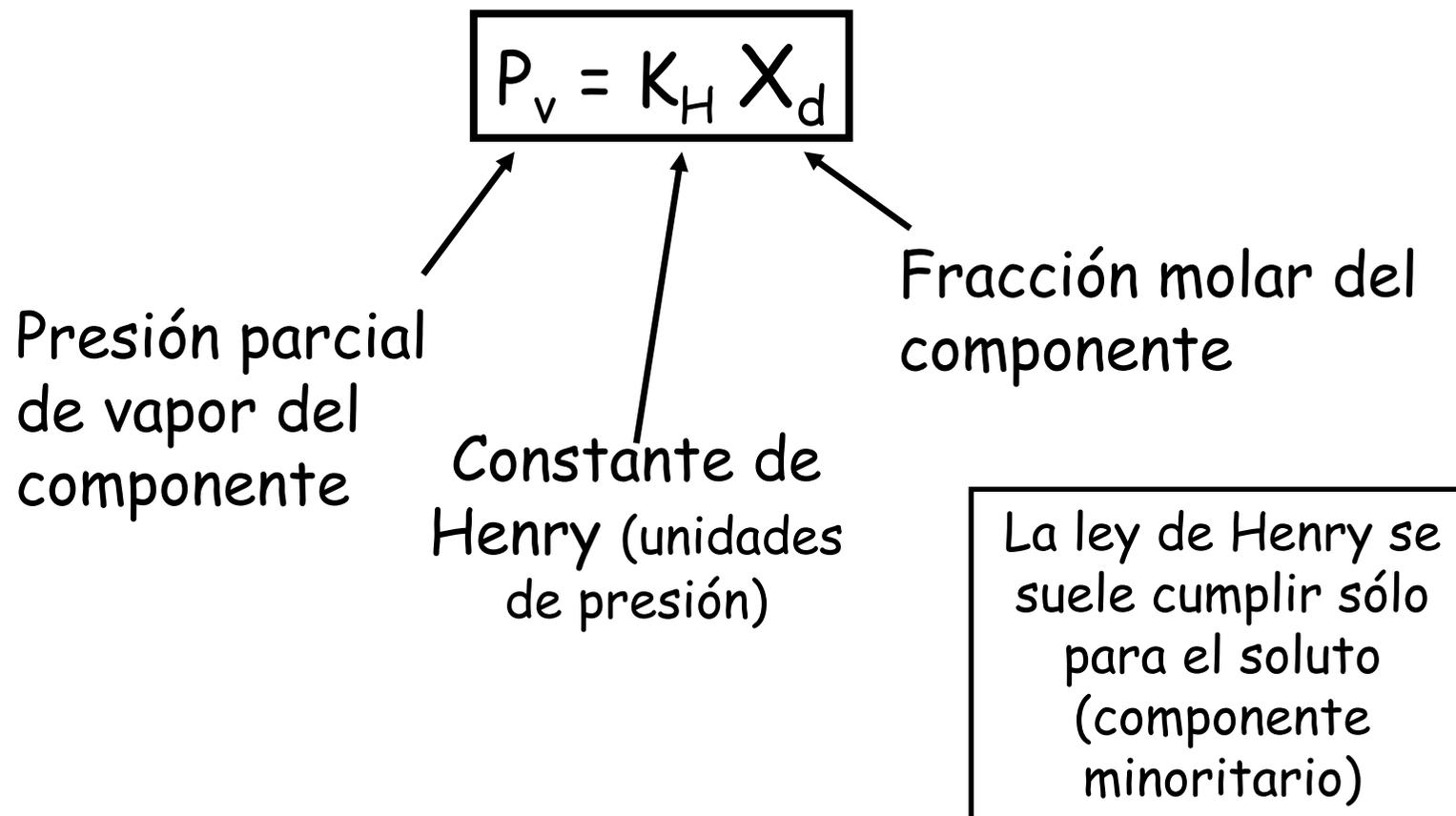
- Como todo líquido, una disolución presenta una presión de vapor que depende de la temperatura
- La presión de vapor de una disolución es inferior a la del disolvente puro



## Ley de Raoult (disoluciones ideales)



## Ley de Henry (disoluciones no ideales)



## Ley de Henry para disoluciones de gases

Variación con  
la presión



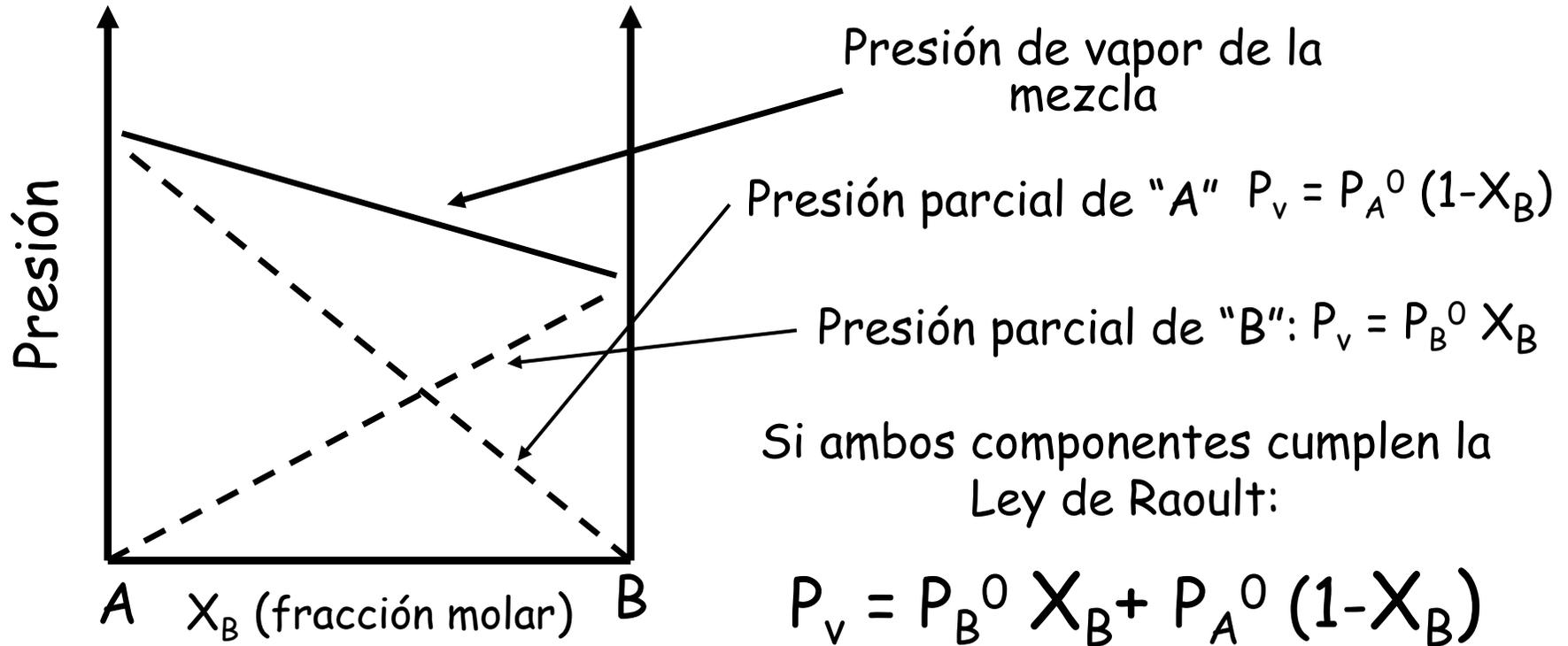
Ley de Henry:  $S = K_h P_{\text{gas}}$

Solubilidad del gas  
aumenta con la  
presión parcial de  
gas

Constante de  
Henry  
(unidades de  
concentración  
/ presión)

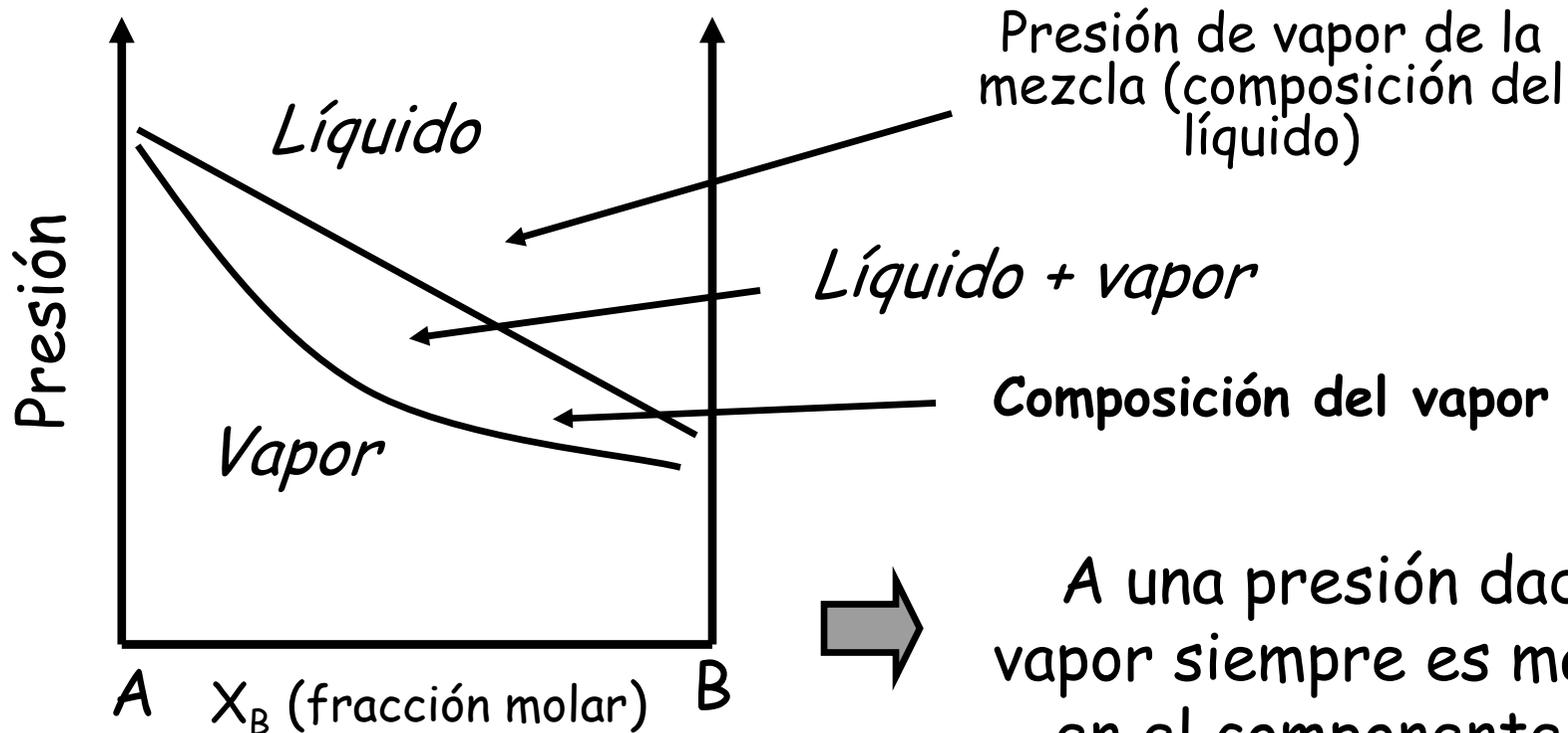
## Diagramas líquido-vapor de mezclas binarias

Presión de vapor de una mezcla con dos componentes volátiles:



# Diagramas líquido-vapor de mezclas binarias

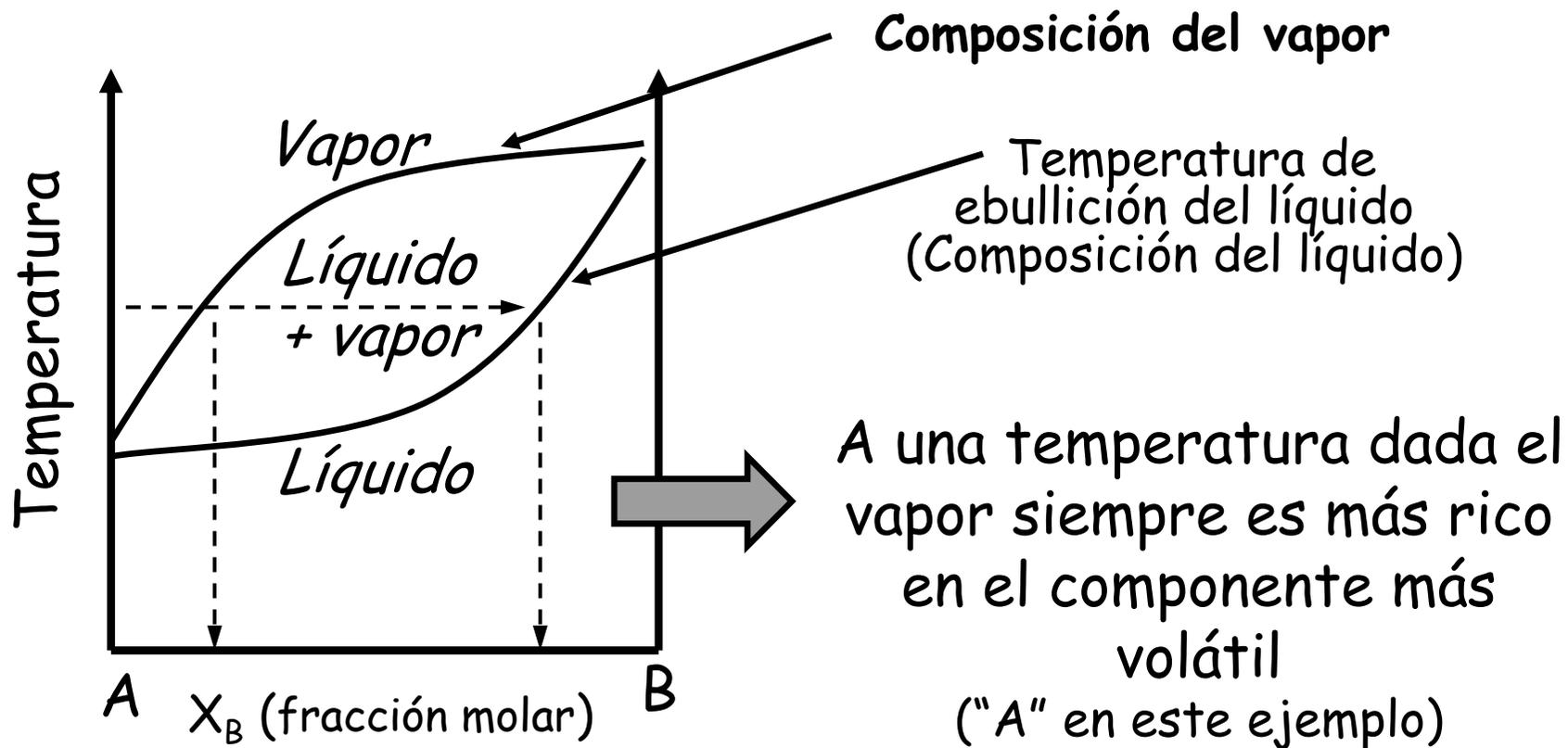
Diagrama presión-composición:



➔

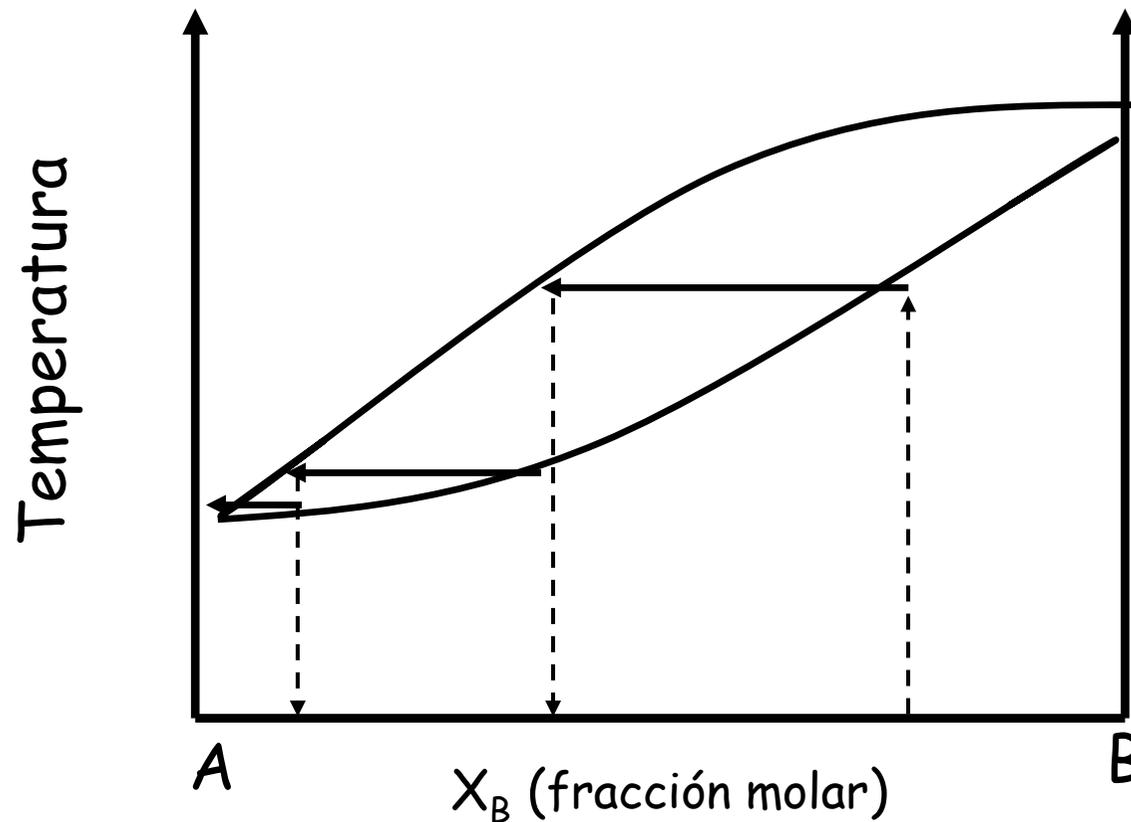
A una presión dada el vapor siempre es más rico en el componente más volátil ("A", en este ejemplo)

## Diagrama temperatura-composición:



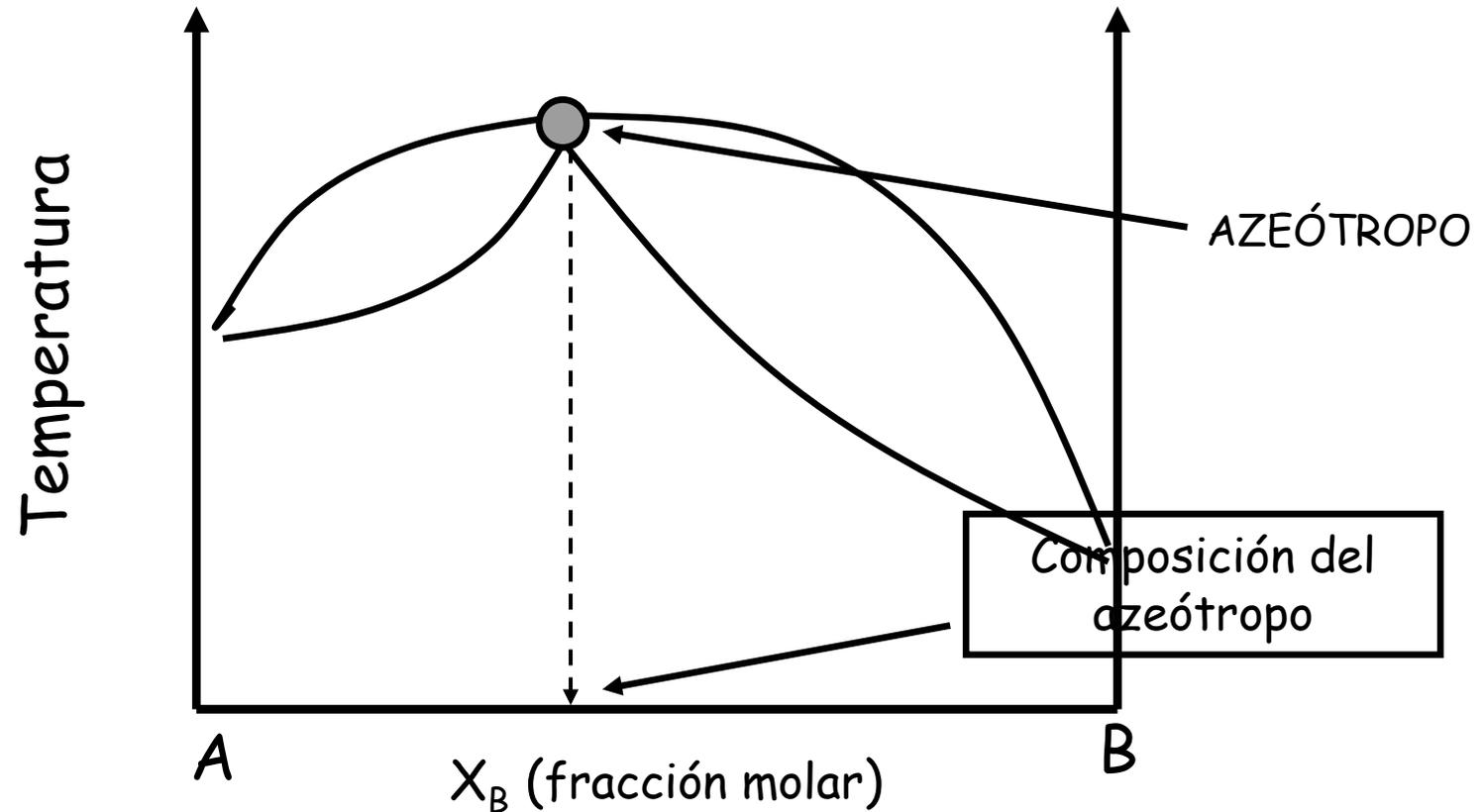
## Destilación fraccionada

La ebullición y condensación sucesivas de los vapores de una mezcla consigue aislar el componente más volátil:

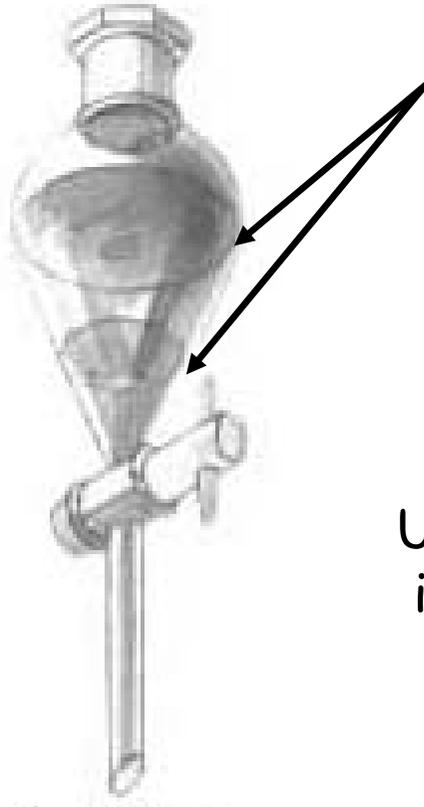


## Azeótropos o mezclas azeotrópicas:

Son mezclas en las que el vapor y el líquido tienen la misma composición y por tanto siempre hierven a temperatura constante:



## Líquidos inmiscibles



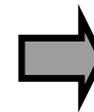
Líquidos inmiscibles  
se separan por  
decantación

(ej. Tetracloruro de  
carbono y agua)

## Ley de reparto

Un soluto se distribuye entre dos disolventes  
inmiscibles A y B conforme a una proporción  
constante

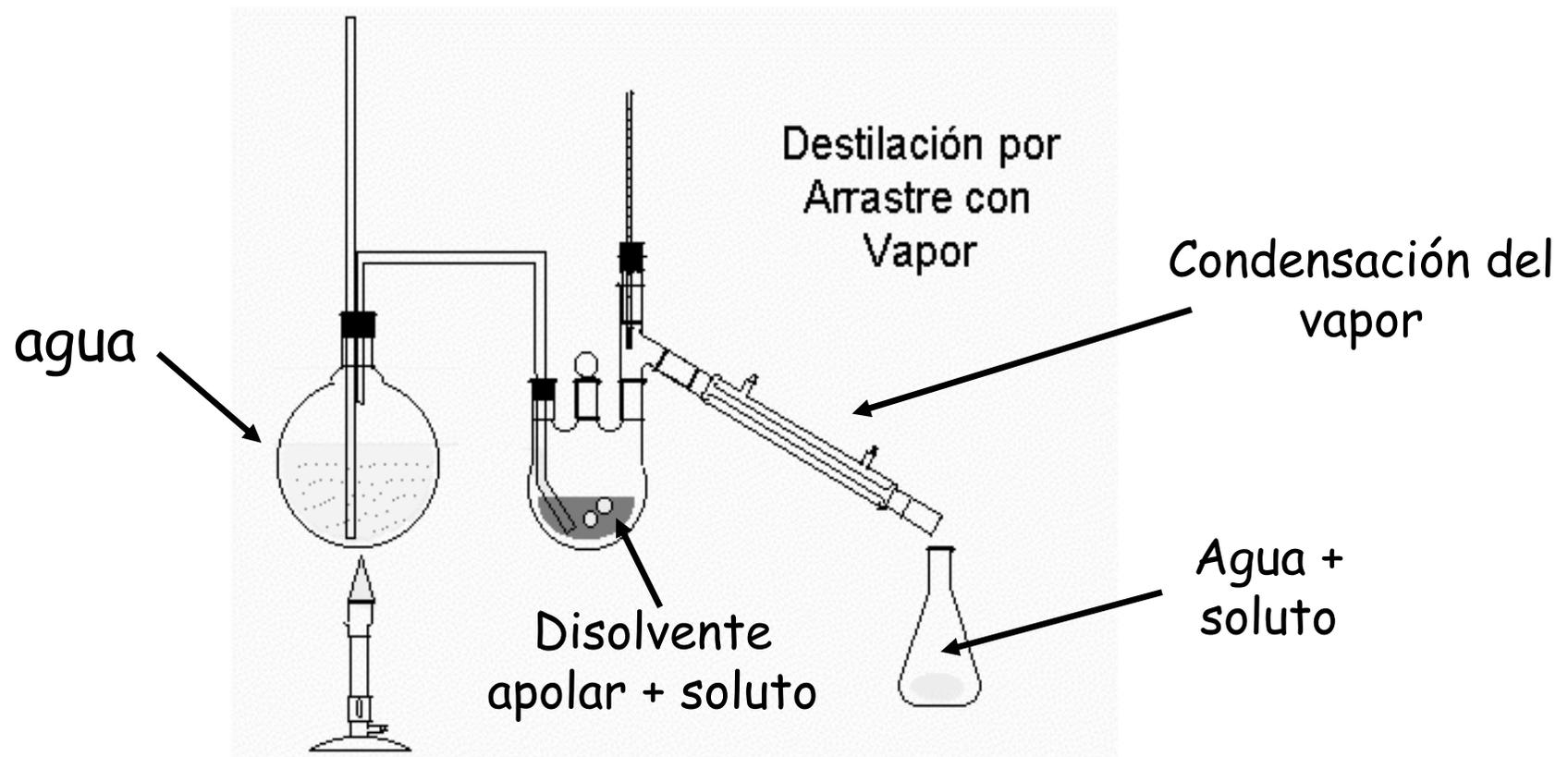
Coefficiente de  
reparto



$$K = \frac{C_A}{C_B}$$

## Destilación por arrastre de vapor

El coeficiente de reparto ha de mantenerse constante. El paso constante de vapor retira soluto del disolvente.



## 11.5 Propiedades coligativas

Dependen del número de moléculas de soluto y no de su identidad química

- 1- Disminución de la presión de vapor del disolvente
- 2- Aumento del punto de ebullición del disolvente
- 3- Disminución del punto de congelación del disolvente
- 4- Presión osmótica

# Aumento del punto de ebullición del disolvente

(No electrolitos)

Aumento de la temperatura de ebullición

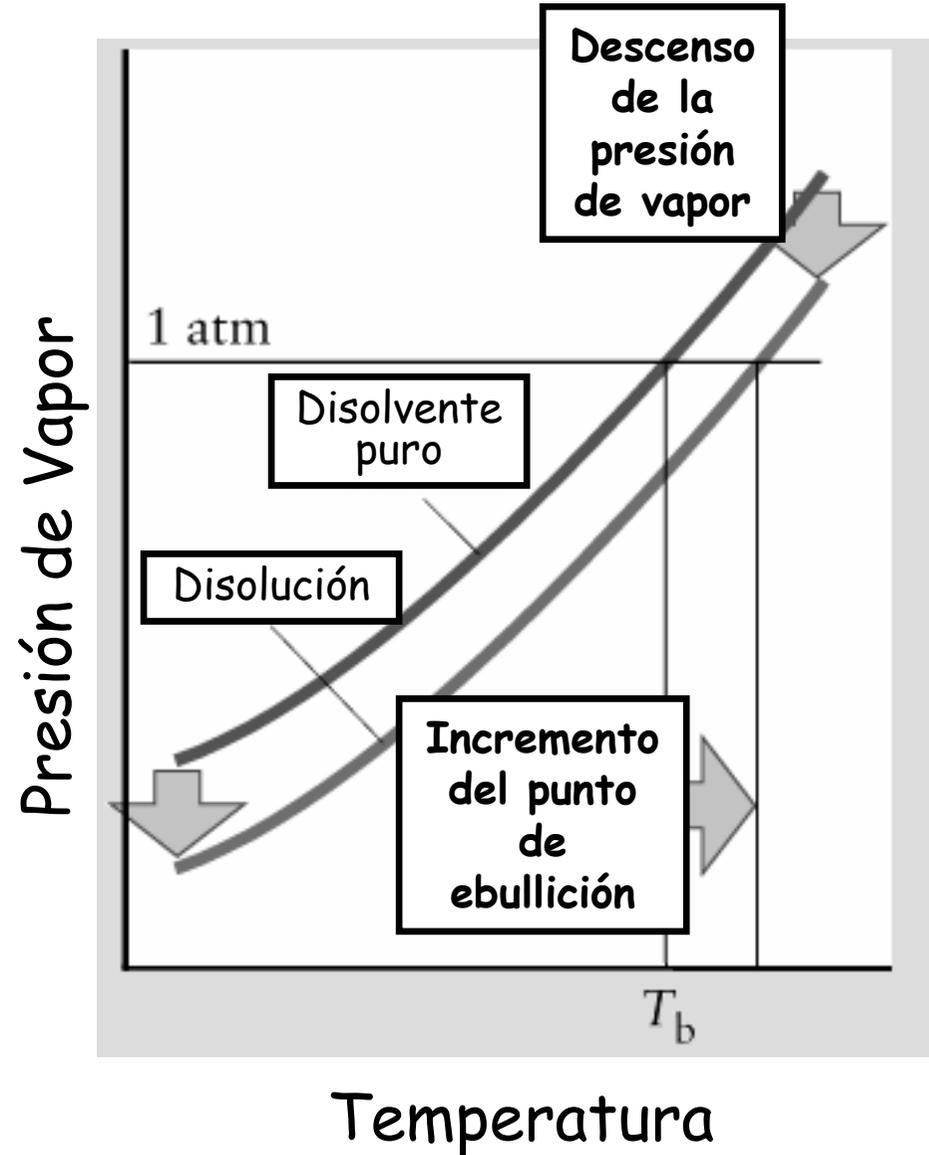
$$\Delta T_e = k_e \times m$$

molalidad

Constante ebulloscópica

agua:  $0.51 \text{ K kg mol}^{-1}$

naftaleno:  $5.80 \text{ K Kg mol}^{-1}$



# Disminución del punto de congelación del disolvente

(No electrolitos)

Disminución de la temperatura de congelación

$$\Delta T_c = k_c \times m$$

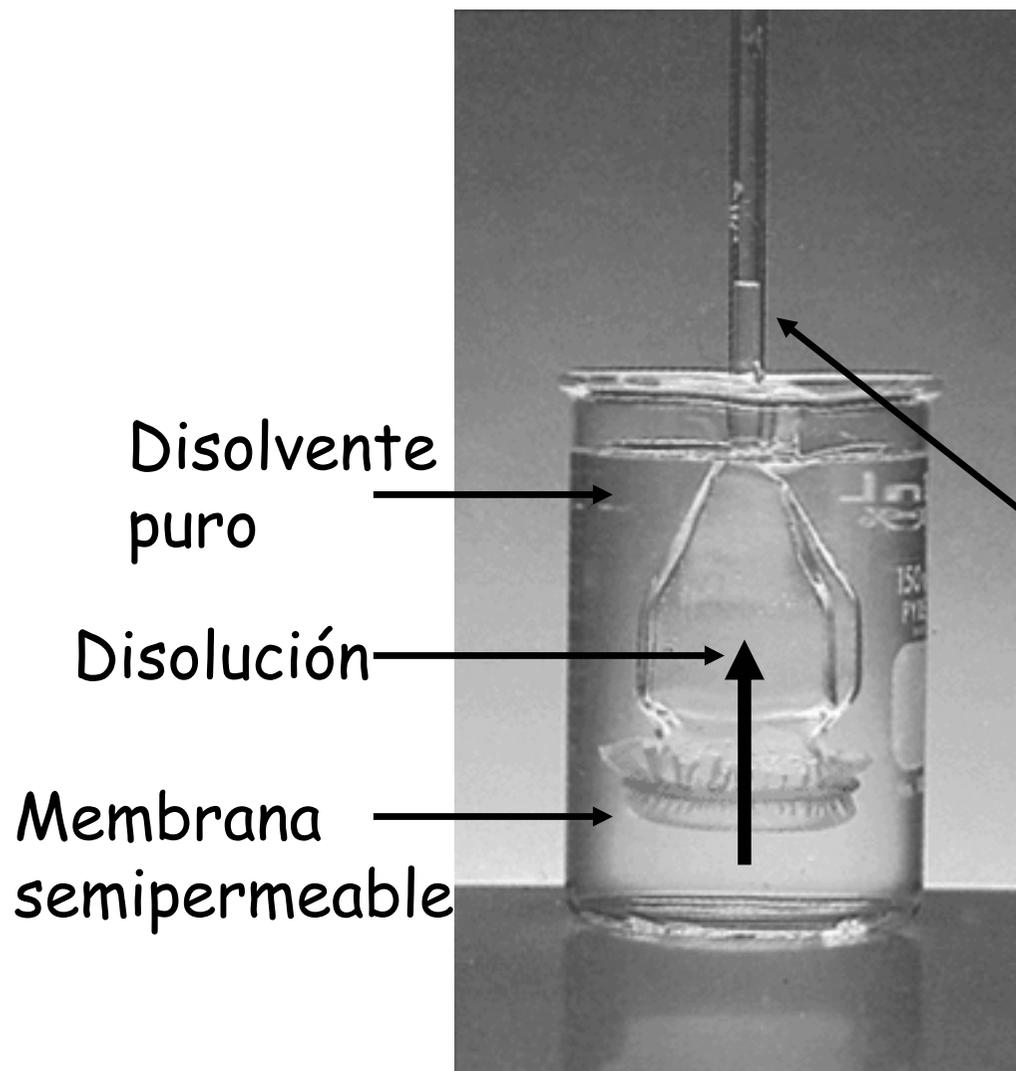
molalidad

Constante crioscópica

agua:  $1.86 \text{ K kg mol}^{-1}$

alcanfor:  $39.7 \text{ K Kg mol}^{-1}$

## Presión osmótica



Ósmosis es el flujo de disolvente a través de una membrana semipermeable desde zonas de menor concentración de soluto a zonas de mayor concentración

Presión osmótica:  $\Pi$

Ecuación de van't Hoff

$$\Pi = R T M$$

Molaridad