



# Líquidos

---

## » Propiedades de los líquidos

- Viscosidad
- Tensión superficial

## » Equilibrio líquido-vapor:

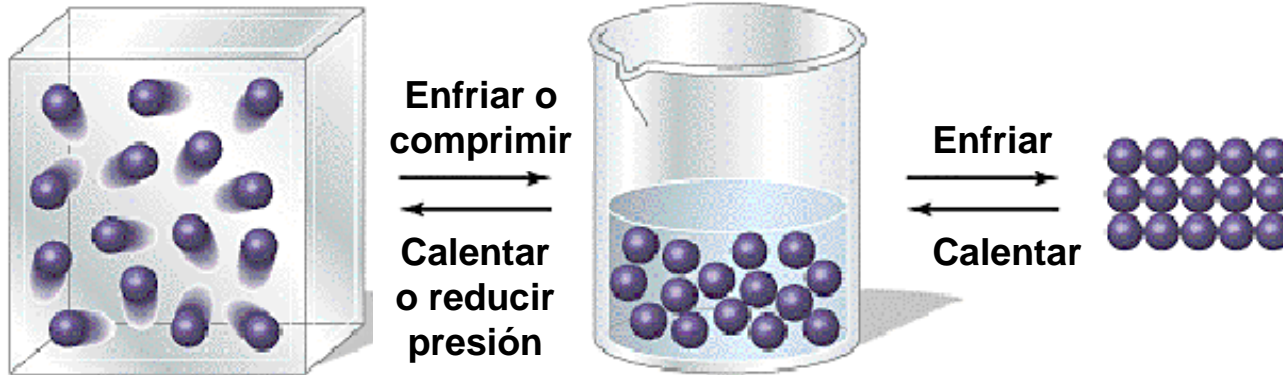
- Presión de vapor
- Presión de vapor frente a la  $T^a$
- Punto de ebullición
- Temperatura y presión críticas

## » Diagramas de fase:

## » Fuerzas intermoleculares:

- Fuerzas de dispersión (London)
- Fuerzas dipolares
- Enlaces de hidrógeno

## Comparación molecular entre sólidos y líquidos



### GASES

- Desorden total
- Partículas tienen completa libertad de movimiento.
- Partículas tienden a estar alejadas entre si
- Forma y volumen indeterminado.

### LÍQUIDOS

- Menor desorden
- Partículas tienen movimiento relativo entre si
- Partículas tienen mayor cohesión (juntas)
- Forma determinada al recipiente que los contiene

### SÓLIDOS

- Orden
- Partículas fijas en una posición determinada.
- Partículas unidas entre si
- Forma y volumen determinado

## Viscosidad

*La viscosidad es la resistencia de un líquido a fluir.* .....

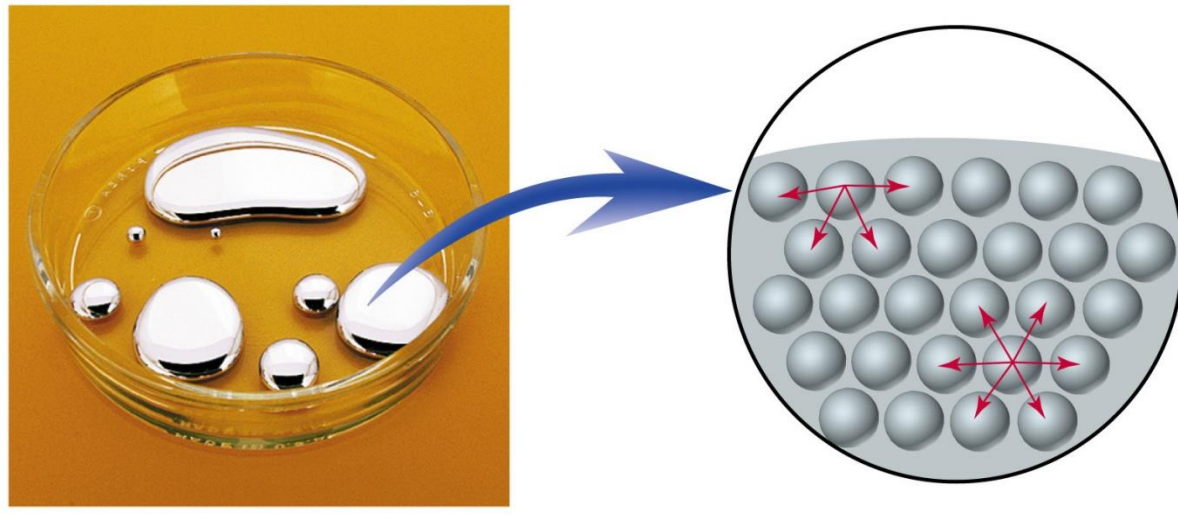
- ≈ Un líquido fluye cuando las moléculas resbalan unas sobre otras.
- ≈ La viscosidad será mayor cuando las fuerzas intermoleculares sean más fuertes.
- ≈ A mayor temperatura, la viscosidad disminuye; ya que las partículas tienen mayor energía cinética y pueden superar a las fuerzas atractivas (nota: la viscosidad también se ve afectada por las longitudes de la cadena molecular, el enredo físico)

## Tensión superficial

*La energía necesaria para aumentar el área superficial de un líquido en una unidad.*

≈ La superficie de un líquido se comporta como una membrana o barrera

≈ Esto se debe a las desiguales fuerzas de atracción entre las moléculas y la superficie



## Capilaridad

- Fuerzas de cohesión que unen las moléculas unas a otras.
- Fuerzas de adhesión que unen las moléculas a la superficie.

*La forma del menisco en la superficie de un líquido:*

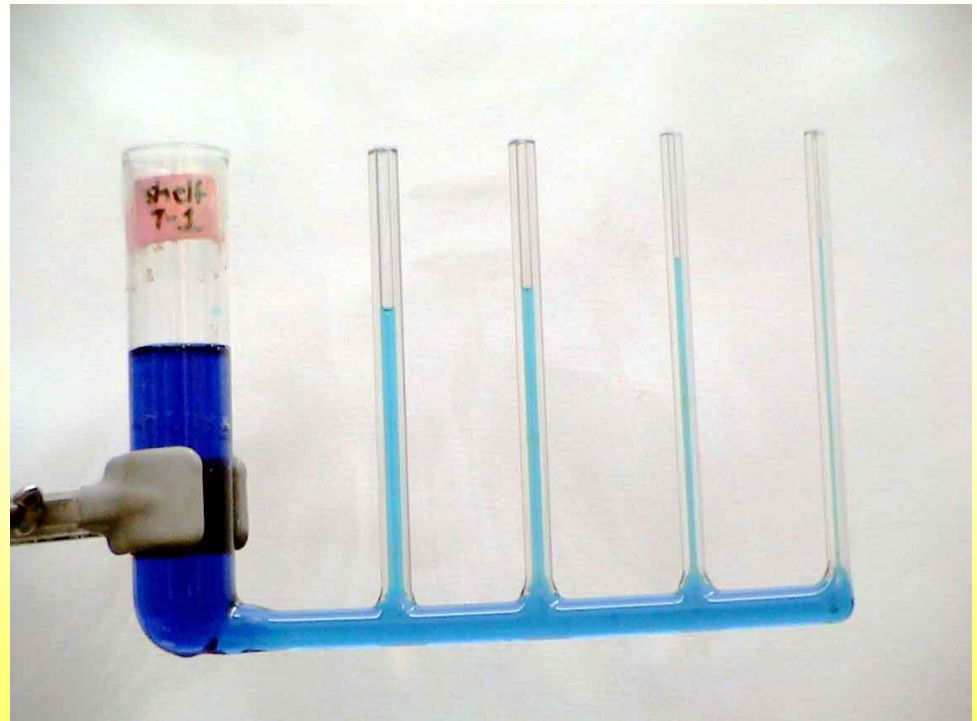
» Si las fuerzas adhesivas son mayores que las fuerzas de cohesión, la superficie del líquido es atraída hacia el centro del contenedor. Por ello, el menisco toma forma de U.



» Si las fuerzas de cohesión son mayores que las de adhesión, el menisco se curva hacia el exterior.

### Capilaridad:

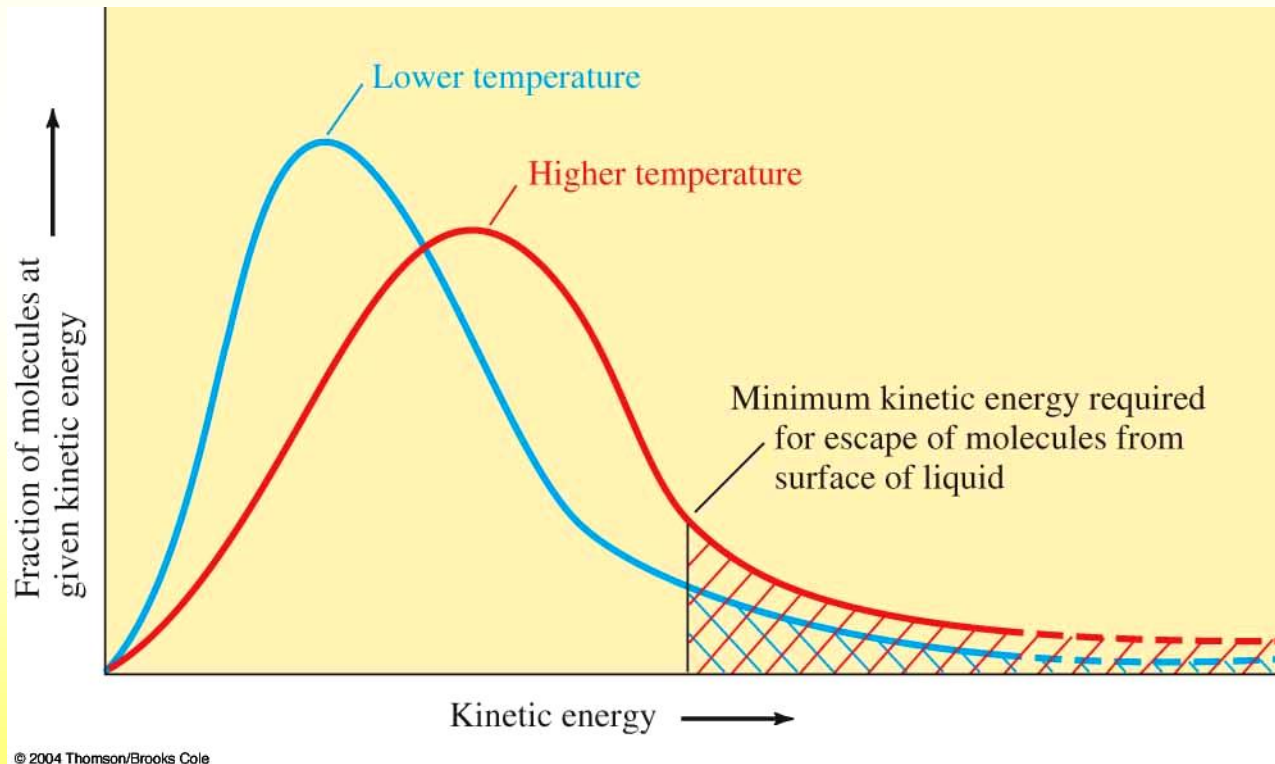
Cuando un tubo de vidrio muy estrecho (capilar) se introduce en un líquido, el nivel del menisco sube y a este efecto se le conoce como capilaridad. En ese caso las fuerzas de adhesión son mayores a las fuerzas de cohesión



## Evaporación

La evaporación es el proceso en el cual las moléculas escapan de la superficie de un líquido y se convierten en un gas.

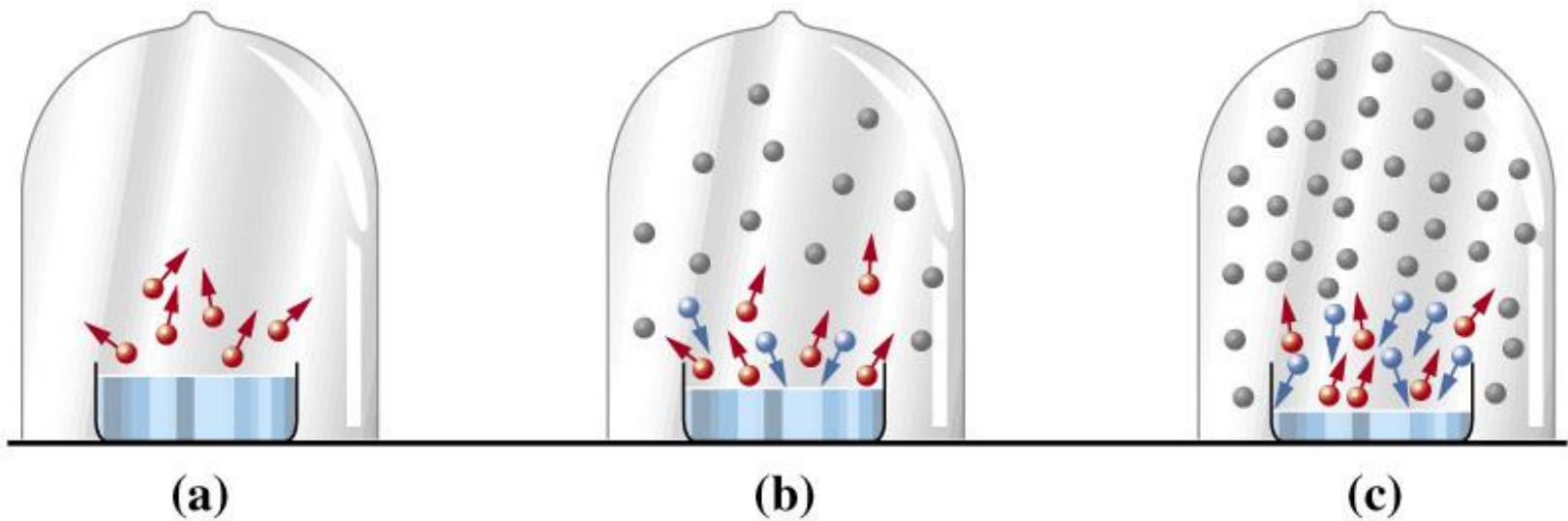
La evaporación es dependiente de la temperatura





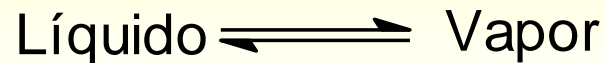
## Presión de vapor

- Moléculas en estado vapor
- Moléculas que pasan a vapor (se vaporizan)
- ← Moléculas que pasan al líquido (se condensan)



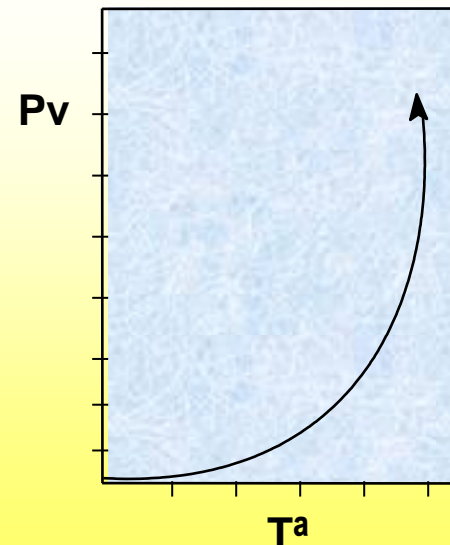


Cuando la velocidad de condensación se hace igual a la velocidad de vaporización, el líquido y el vapor están en un estado de equilibrio dinámico:



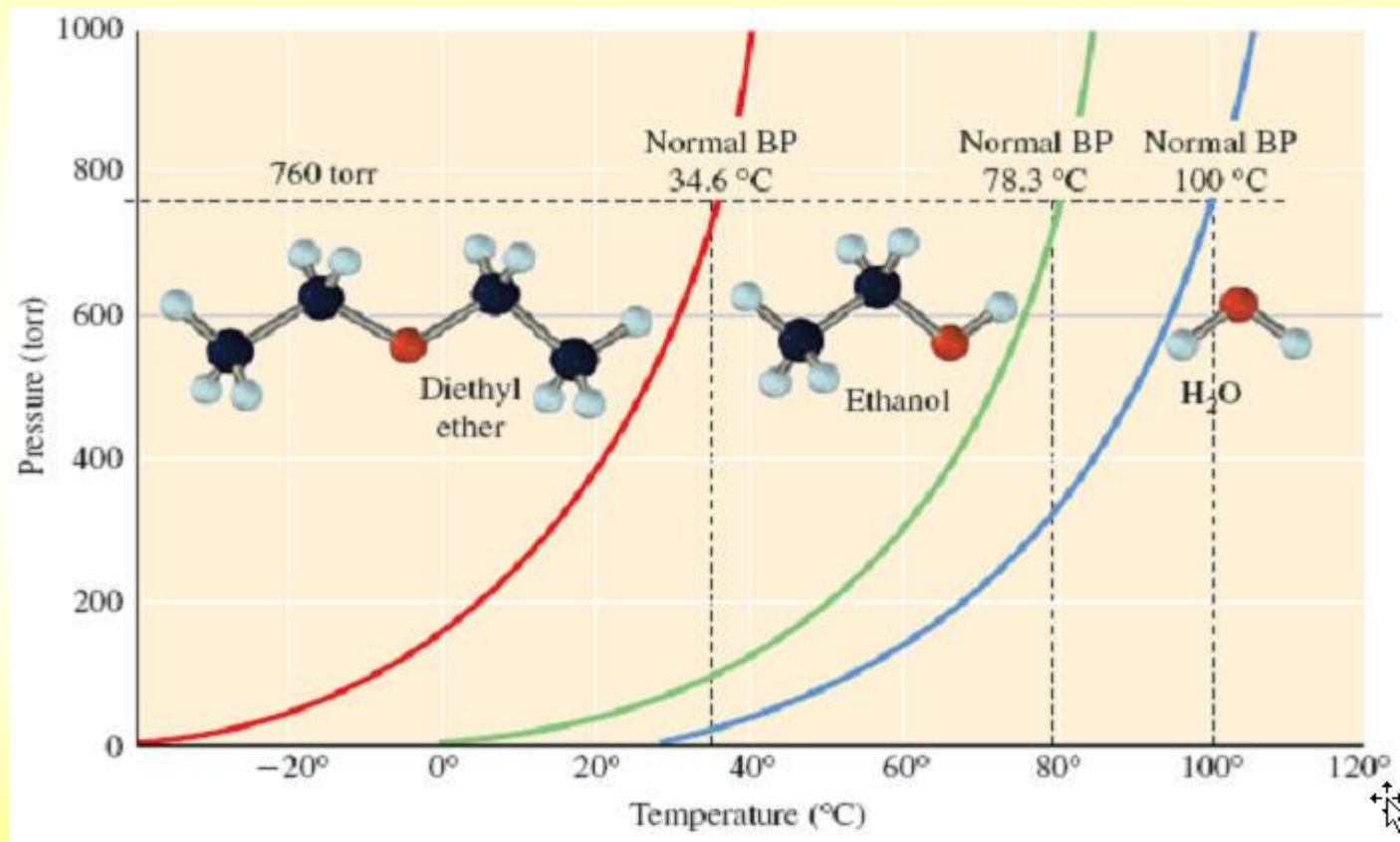
La presión ejercida por el vapor se mantiene constante una vez alcanzado el equilibrio dinámico, y se conoce como presión de vapor de un líquido a una temperatura dada.

♣ La presión de vapor de un líquido siempre aumenta al aumentar la temperatura.

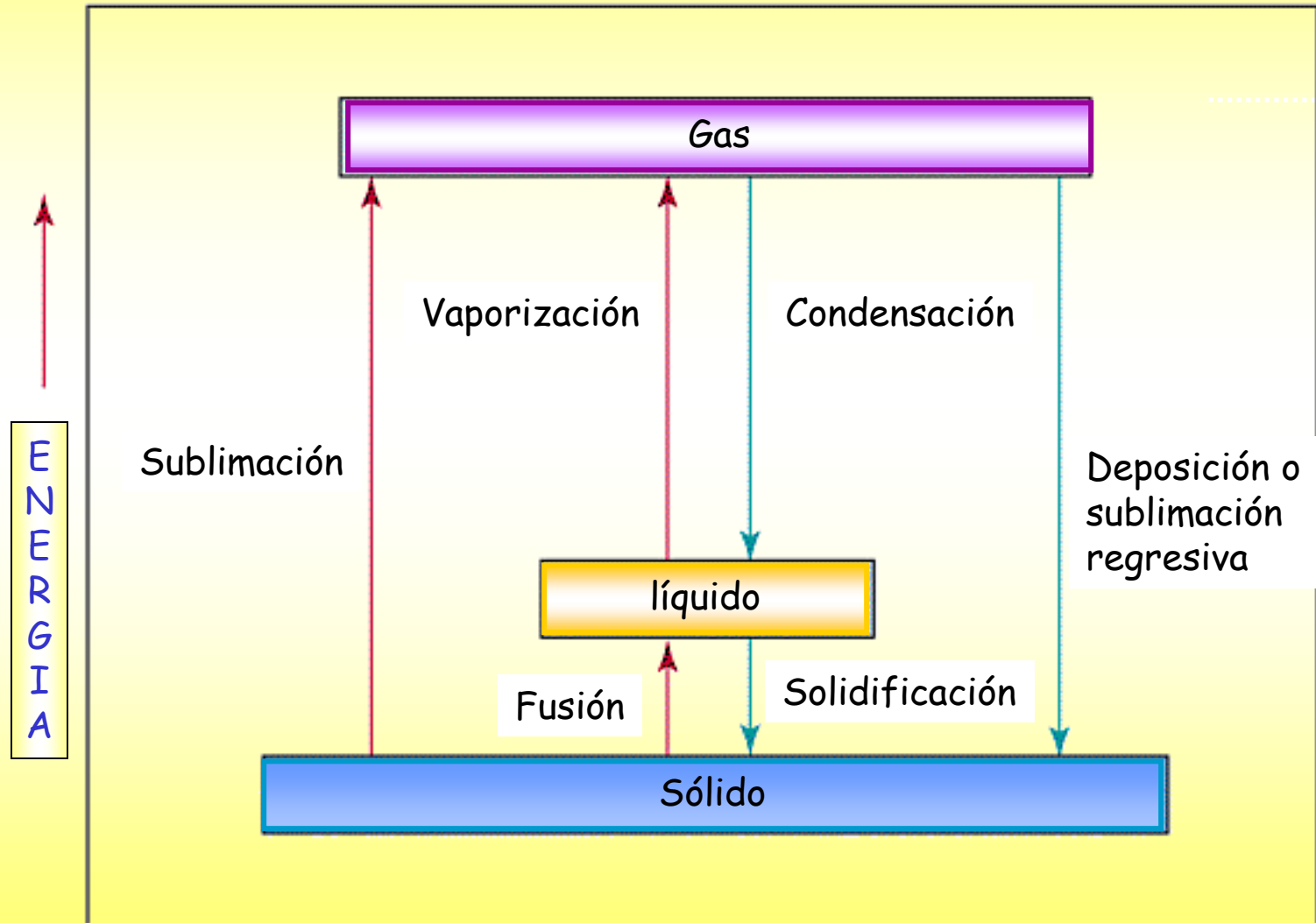


### Punto de ebullición

- Un líquido hierve a una temperatura a la que su presión de vapor igual a la presión sobre su superficie. Dicha temperatura es lo que se denomina **punto de ebullición**.
- Hay dos formas para conseguir que un líquido hierva:
  - Aumentar la  $T^a$
  - Disminuir la presión
- Si  $P_{\text{ext}} = 1 \text{ atm} \Rightarrow$  Punto de ebullición normal
- Si se sigue suministrando energía calórica a un líquido en su punto de ebullición, la temperatura se mantiene constante, debido a que la energía se consume para vencer las fuerzas de cohesión del líquido para formar vapor.



# Cambios de fases



Sólidos y líquidos

## Cambios energéticos que acompañan a los cambios de fase:

- *Sublimación* :  $\Delta H_{\text{sub}} > 0$  (endotérmico).
- *Vaporización* :  $\Delta H_{\text{vap}} > 0$  (endotérmico).
- *Fusión* :  $\Delta H_{\text{fus}} > 0$  (endotérmico).
- *Deposición* :  $\Delta H_{\text{dep}} < 0$  (exotérmico).
- *Condensación* :  $\Delta H_{\text{con}} < 0$  (exotérmico).
- *Solidificación* :  $\Delta H_{\text{fre}} < 0$  (exotérmico).

## Ejemplo: Vaporización

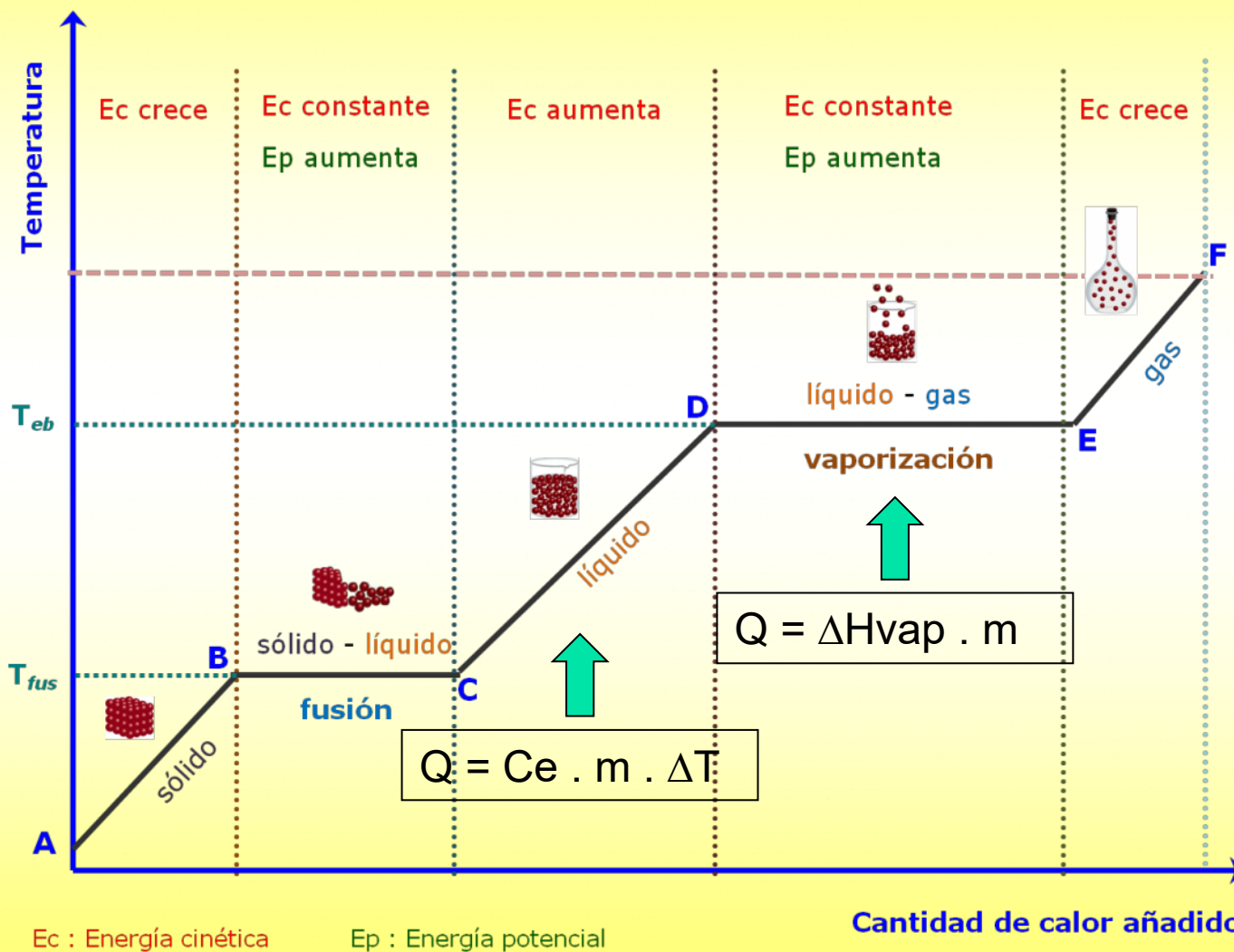
$$\Delta H_{\text{vap}} = H_{\text{vapor}} - H_{\text{liquid}} = - \Delta H_{\text{condensation}}$$

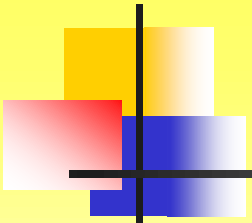
**TABLE 13.1** Some Enthalpies of Vaporization at 298 K<sup>a</sup>

Liquid	$\Delta H_{\text{vap}}$ , kJ/mol
Diethyl ether, (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>2</sub> O	29.1
Methyl alcohol, CH <sub>3</sub> OH	38.0
Ethyl alcohol, CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	42.6
Water, H <sub>2</sub> O	44.0

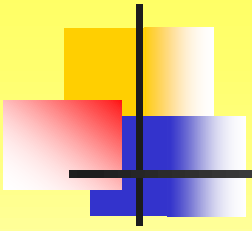
<sup>a</sup>  $\Delta H_{\text{vap}}$  values are somewhat temperature-dependent (see Exercise 96).

## Curva de calentamiento de una sustancia a una determinada presión



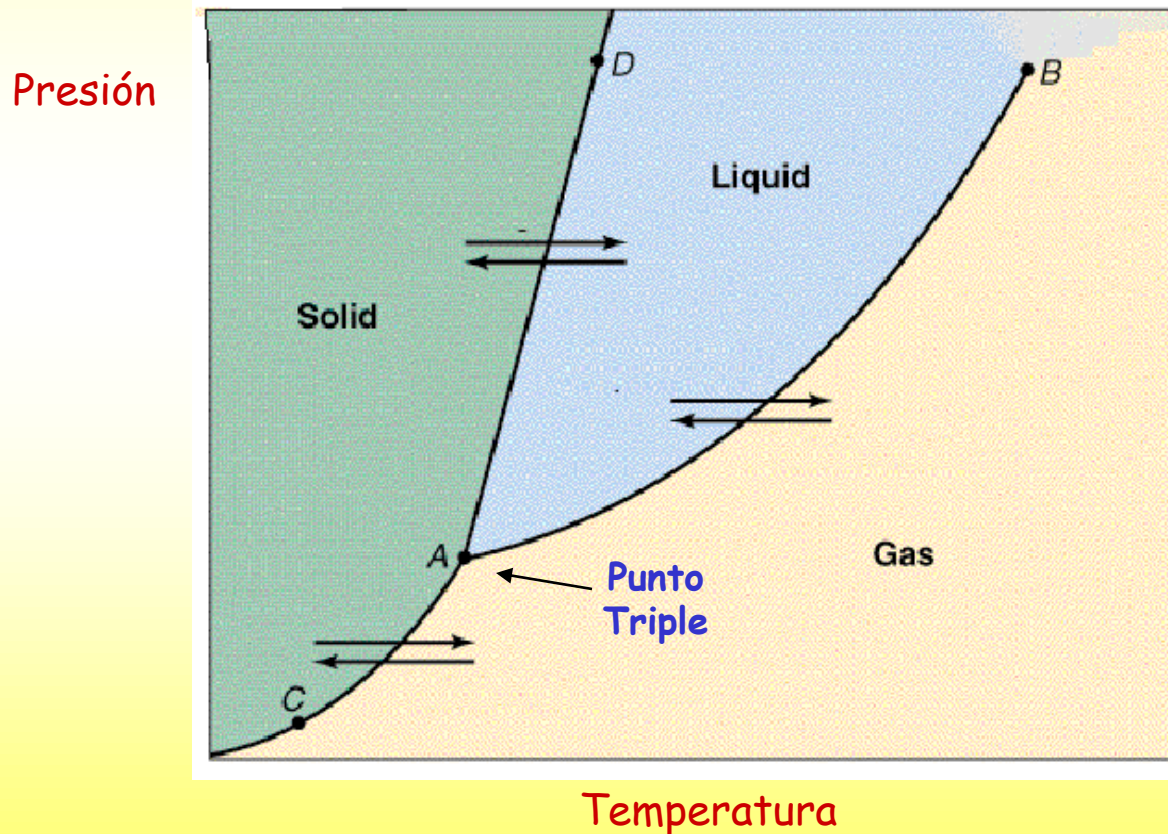
- 
- Ejemplo 13-4: ¿Cuántos joules de energía debe ser absorbida por  $5,00 \times 10^2$  g de  $\text{H}_2\text{O}$  a  $50.0^\circ\text{C}$  para convertirla en vapor a  $120^\circ\text{C}$ ? El calor molar de vaporización del agua es  $40,7 \text{ kJ} / \text{mol}$  y las capacidades caloríficas molares de agua líquida y vapor son  $75,3^\circ\text{C J} / \text{mol}$  y  $36,4 \text{ J} / \text{mol}^\circ\text{C}$ , respectivamente.



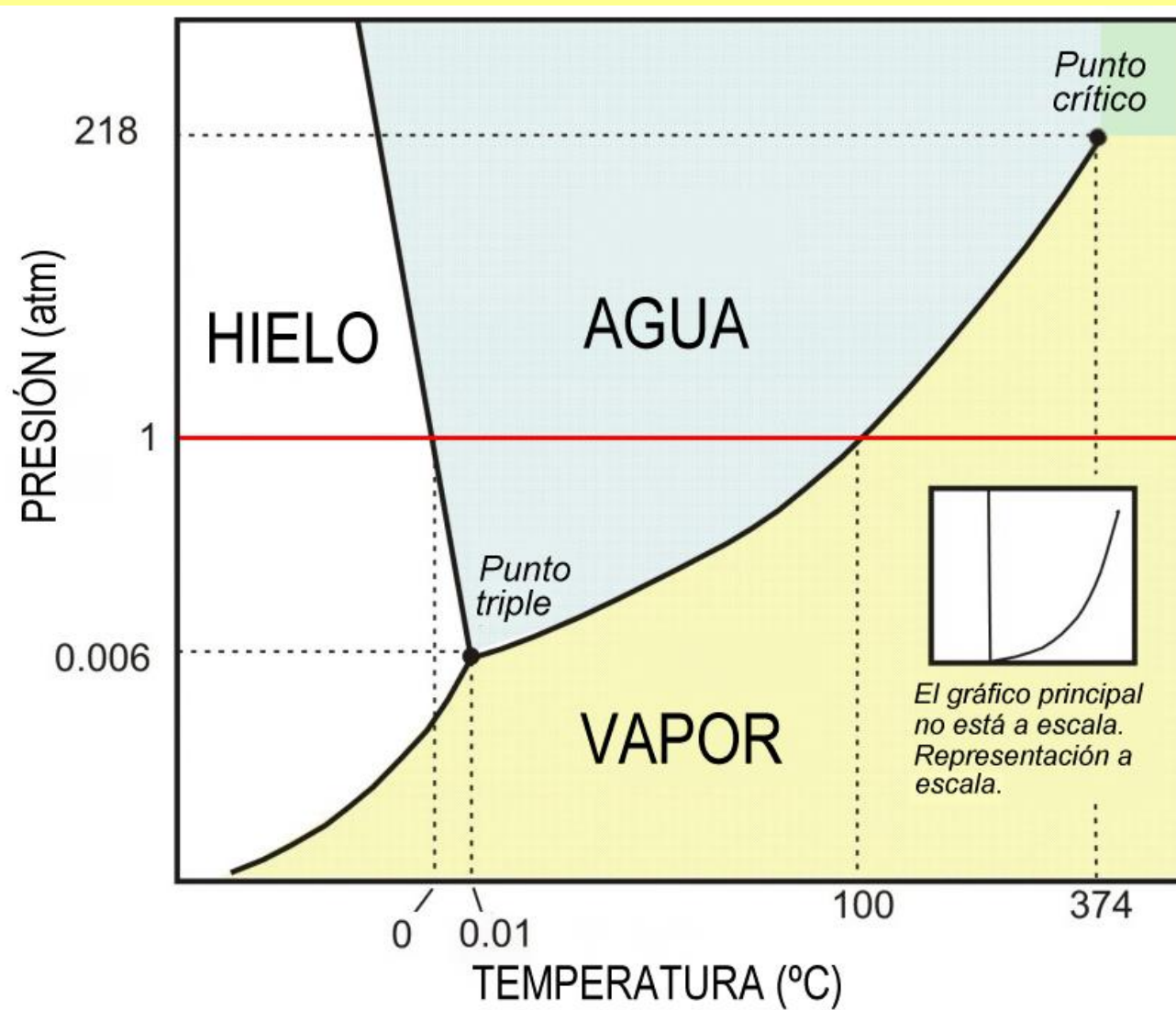


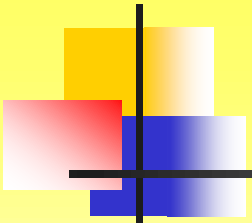
Ejemplo 13-7: Calcular la cantidad de calor necesaria para convertir 150,0 g de hielo a  $-10.0^{\circ}\text{C}$  a  $40.0^{\circ}\text{C}$  agua.  
Calor específico del hielo es  $2,09 \text{ J} / \text{g } ^{\circ}\text{C}$

Un *diagrama de fases* es un gráfico que muestra las presiones y temperaturas a las que están en equilibrio diferentes fases, en un sistema cerrado. (Se representa la T vs P)



Punto de :  
-Ebullición/condensación  
-Sublimación  
-Fusión/Congelación



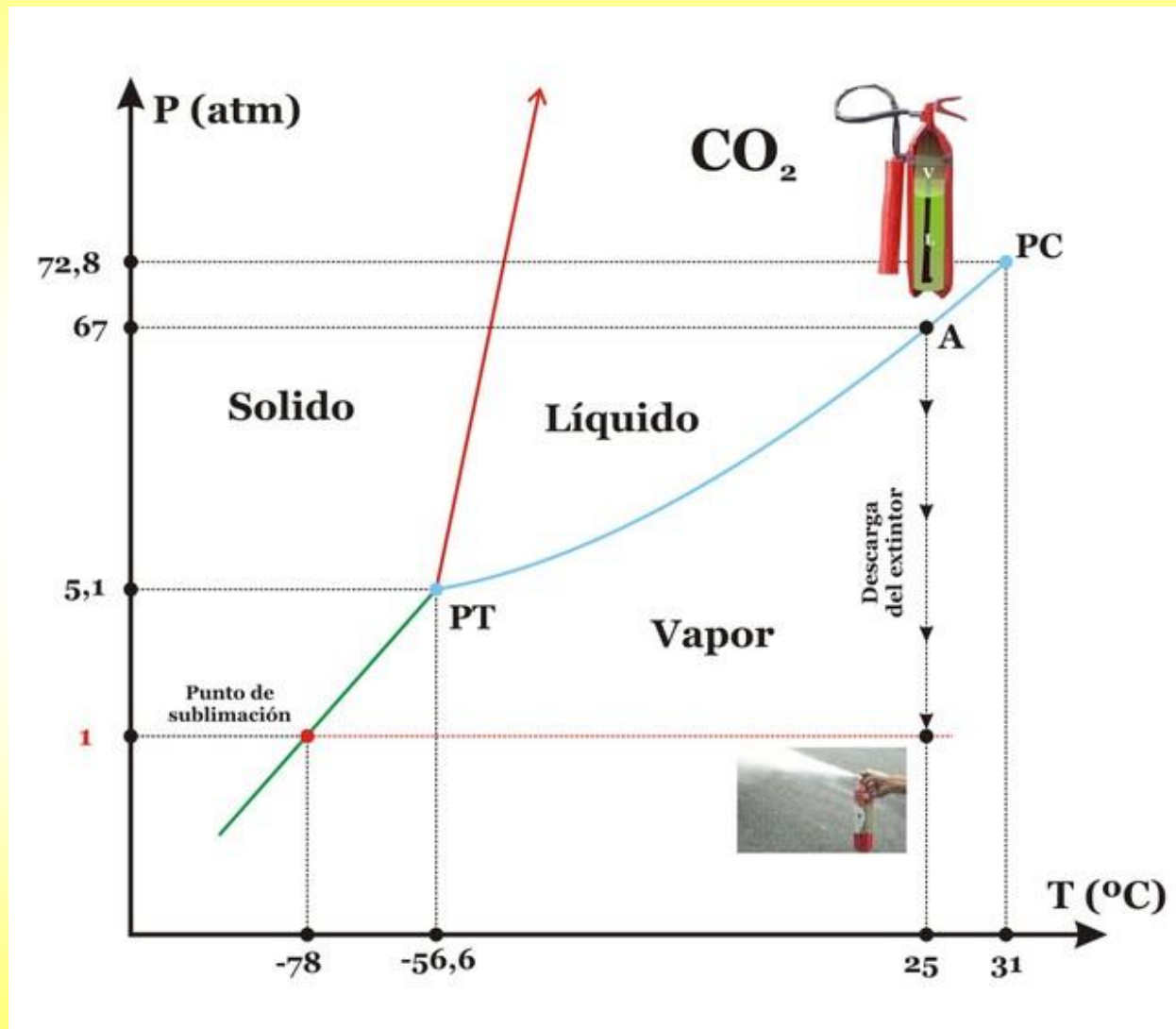
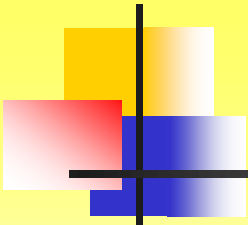


La **temperatura crítica** ( $T_c$ ) es una temperatura sobre la cual el gas no se puede licuar, no importa la magnitud de la presión aplicada.

La **presión crítica** ( $P_c$ ) es la mínima presión que se debe aplicar para llevar a cabo la licuefacción a la temperatura crítica.

**Table 11.7** Critical Temperatures and Critical Pressures of Selected Substances

Substance	$T_c$ (°C)	$P_c$ (atm)
Ammonia (NH <sub>3</sub> )	132.4	111.5
Argon (Ar)	−186	6.3
Benzene (C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> )	288.9	47.9
Carbon dioxide (CO <sub>2</sub> )	31.0	73.0
Ethanol (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH)	243	63.0
Diethyl ether (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OC <sub>2</sub> H <sub>5</sub> )	192.6	35.6
Mercury (Hg)	1462	1036
Methane (CH <sub>4</sub> )	−83.0	45.6
Molecular hydrogen (H <sub>2</sub> )	−239.9	12.8
Molecular nitrogen (N <sub>2</sub> )	−147.1	33.5
Molecular oxygen (O <sub>2</sub> )	−118.8	49.7
Sulfur hexafluoride (SF <sub>6</sub> )	45.5	37.6
Water (H <sub>2</sub> O)	374.4	219.5



Sólidos y líquidos



# Propiedades coligativas de las soluciones

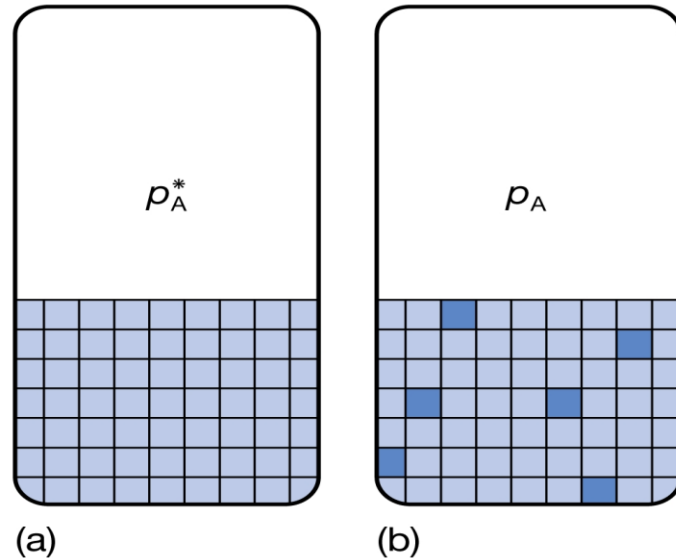
---

- En general, la presencia de soluto en una solución modifica las propiedades del disolvente, generando nuevas propiedades en las soluciones. Estas propiedades se conocen como *coligativas*.
- Las propiedades *coligativas* sólo dependen del número de partículas de soluto en solución, pero no de la naturaleza de dichas partículas.
- Son 4 las propiedades coligativas descritas: *disminución de la presión de vapor, elevación del punto de ebullición, disminución del punto de congelación (crioscópico) y aparición de la presión osmótica.*

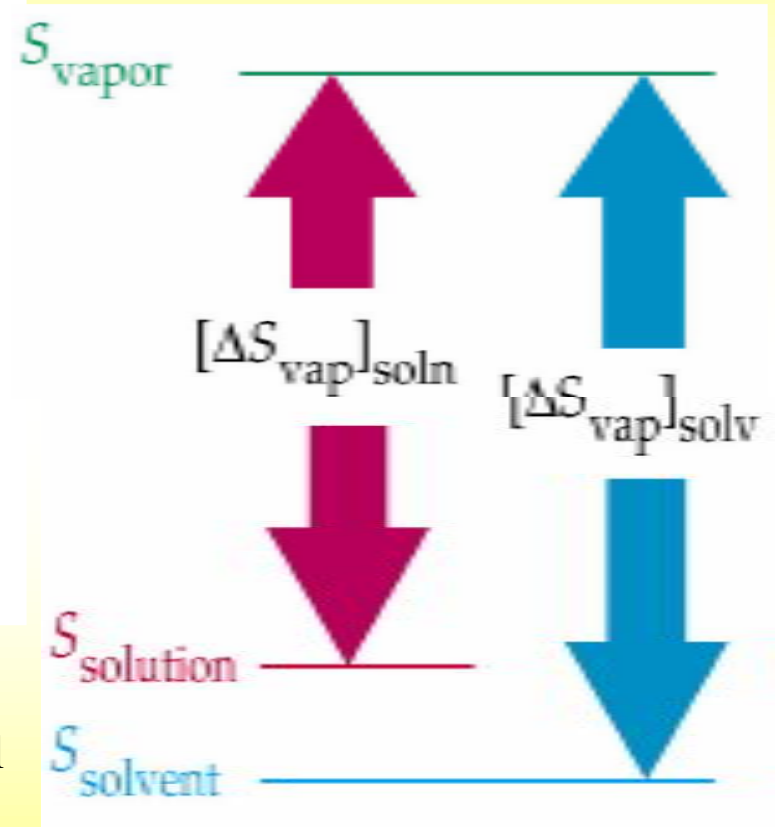
# Disminución de la presión de vapor (s. no electrolito)



## Origen entrópico

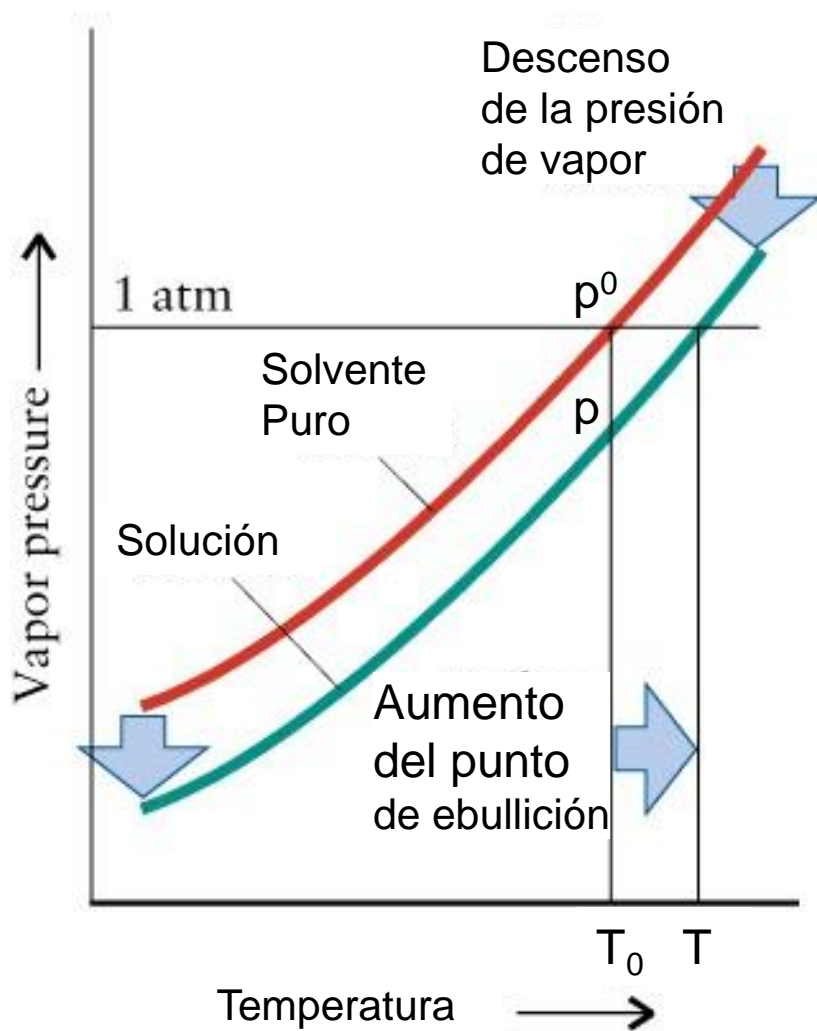


Al añadir el soluto (oscuros en b), el desorden de la fase condensada es relativamente mayor que del líquido puro, lo que produce una disminución de la tendencia a adquirir el desorden característico de la fase vapor.





# Disminución de la presión de vapor (st. no electrolito)

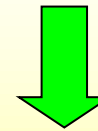


## **Punto de ebullición solvente:**

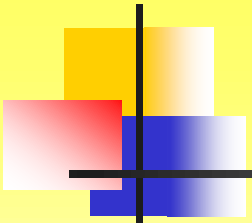
Temperatura a la que la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa.



la presión de vapor del solvente en solución disminuye



aumenta el punto de ebullición del solvente en solución



## Ley de Raoult

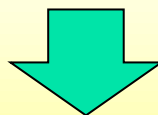
$$p = x_{\text{solvente}} p^{\circ}$$

$$p = (1 - x_{\text{solute}}) p^{\circ}$$

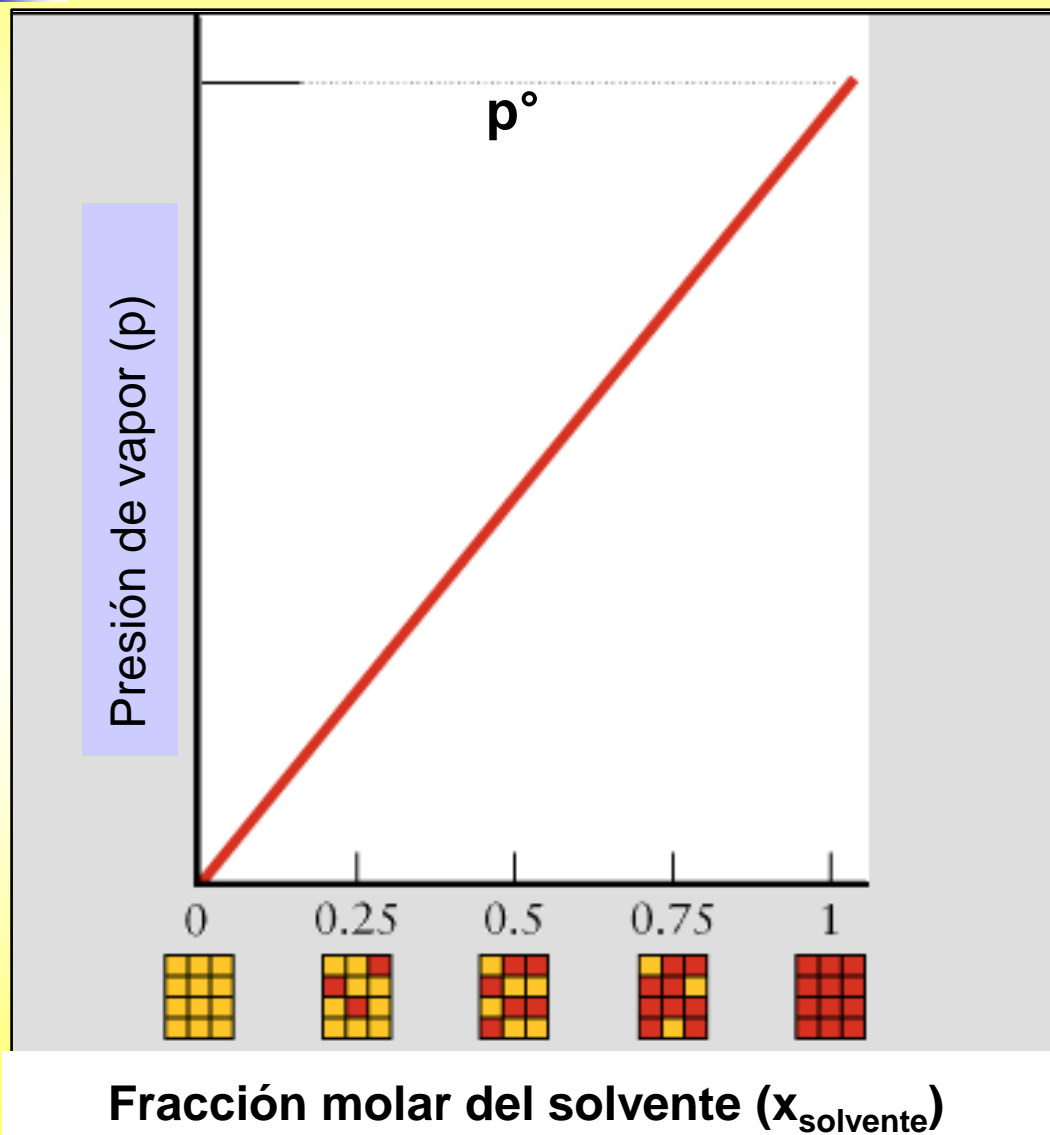
$$p = p_0 - x_{\text{solute}} p^{\circ}$$

$$p^{\circ} - p = \Delta p = x_{\text{solute}} p^{\circ}$$

El descenso de la presión de vapor de la solución es proporcional a la concentración

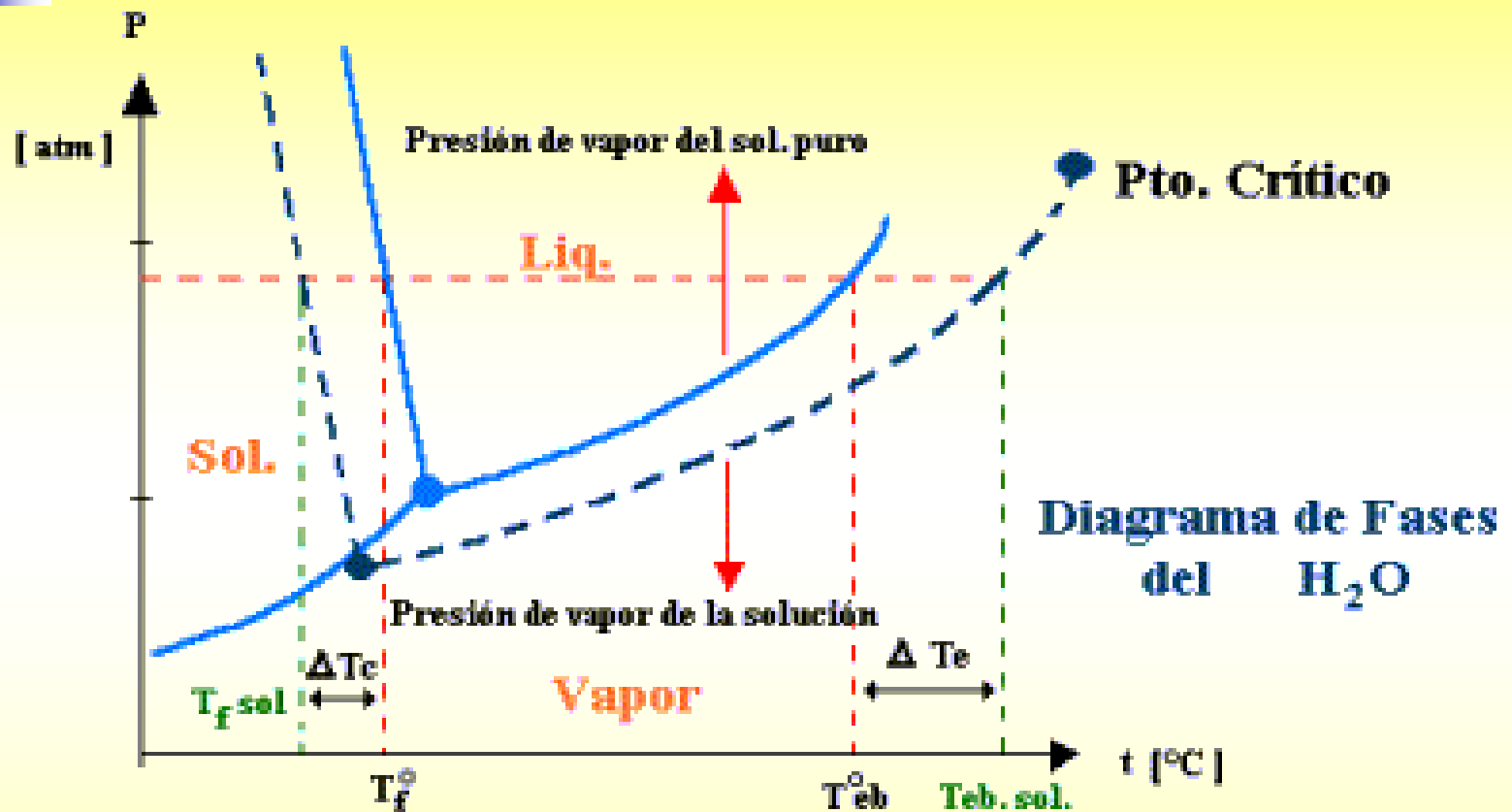


**Se cumple para soluciones ideales.**



$$P = x_{\text{solvente}} p^\circ$$

$p^\circ$  = presión de vapor del solvente puro



$$\Delta T_{criosc} = T_{fus\ solv} - T_{fus\ soluc} = k_{criosc} \cdot m$$

$$\Delta T_{eb} = T_{eb\ soluc} - T_{eb\ solv} = k_{eb} \cdot m$$

$k_{criosc}$  : cte crioscópica

$k_{eb}$  : cte ebulloscópica

Sólidos y líquidos

m: molalidad de la solución



# Aplicando lo aprendido

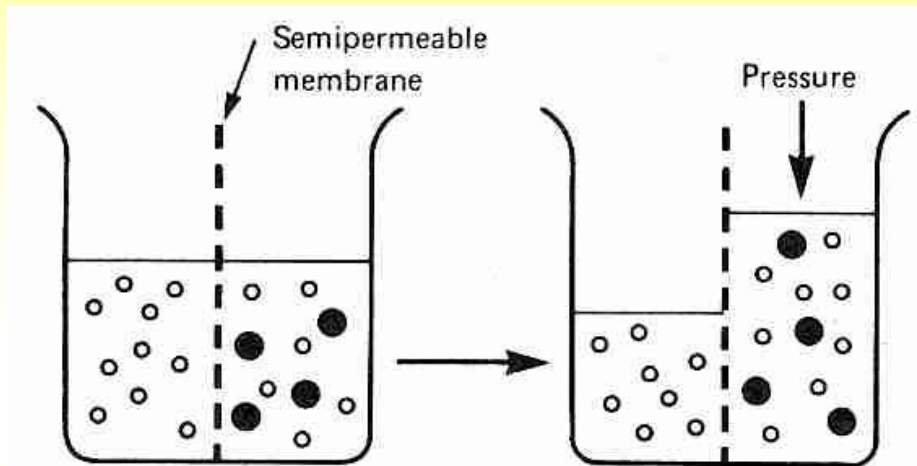
Un químico preparo 1000 g de una disolución anticongelante para automóviles a partir del etilenglicol y agua ¿Cuál será el punto de ebullición y el punto de congelación de la disolución si se tienen 250 g etilenglicol?

Datos:

m.m etilenglicol: 62 g/mol

$K_b = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/m}$      $K_f = 1,86 \text{ }^{\circ}\text{C/m}$

# Osmosis



Paso de disolvente pero *no* de solutos entre dos disoluciones de distinta concentración separadas por una membrana semipermeable.

Presión osmótica ( $\pi$ )

*Presión que se requiere para detener la osmosis*

$$\pi = M \times R \times T$$

*M: molaridad de la disolución.*

*R: constante de los gases.*

*T: temperatura absoluta.*