

Líquidos

» Propiedades de los líquidos

- Viscosidad
- Tensión superficial

» Equilibrio líquido-vapor:

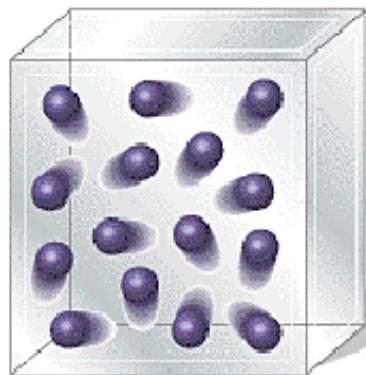
- Presión de vapor
- Presión de vapor frente a la T^a
- Punto de ebullición
- Temperatura y presión críticas

» Diagramas de fase:

» Fuerzas intermoleculares:

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

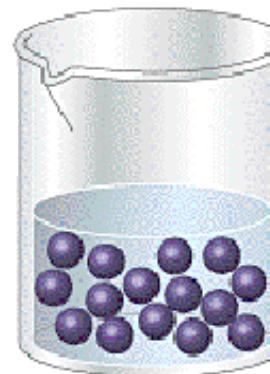
Comparación molecular entre sólidos y líquidos



GASES

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

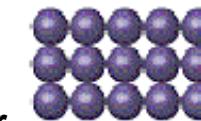
Enfriar o comprimir
↔
Calentar o reducir presión



LÍQUIDOS

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

Enfriar
↔
Calentar



SÓLIDOS

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

Viscosidad

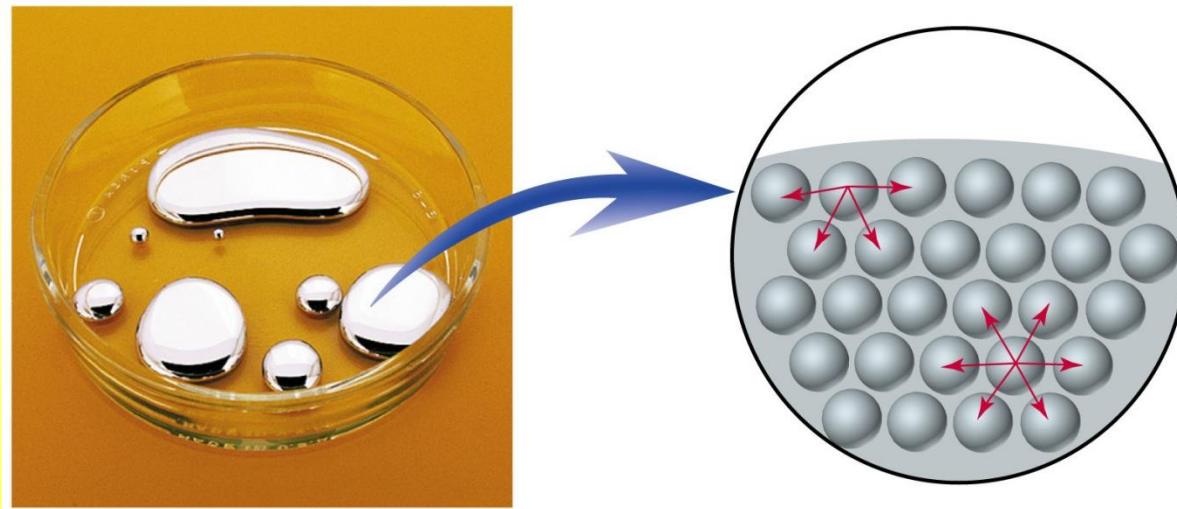
La viscosidad es la resistencia de un líquido a fluir.

- ≈ 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

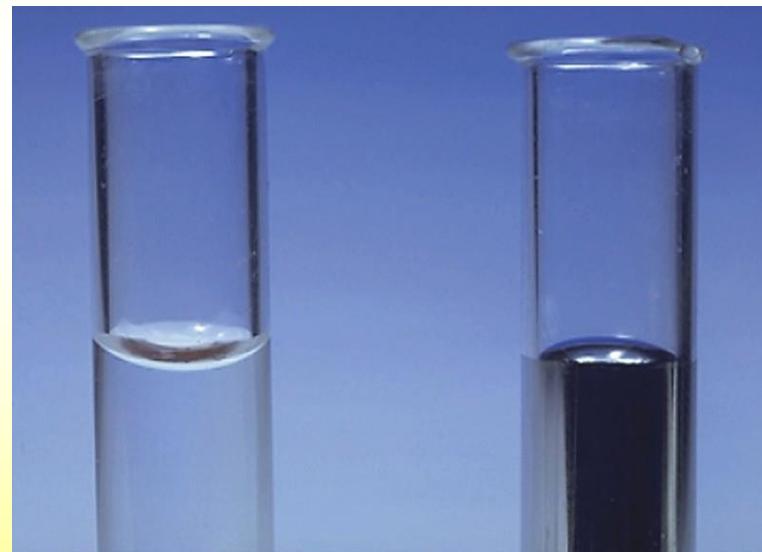


Capilaridad

- 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:

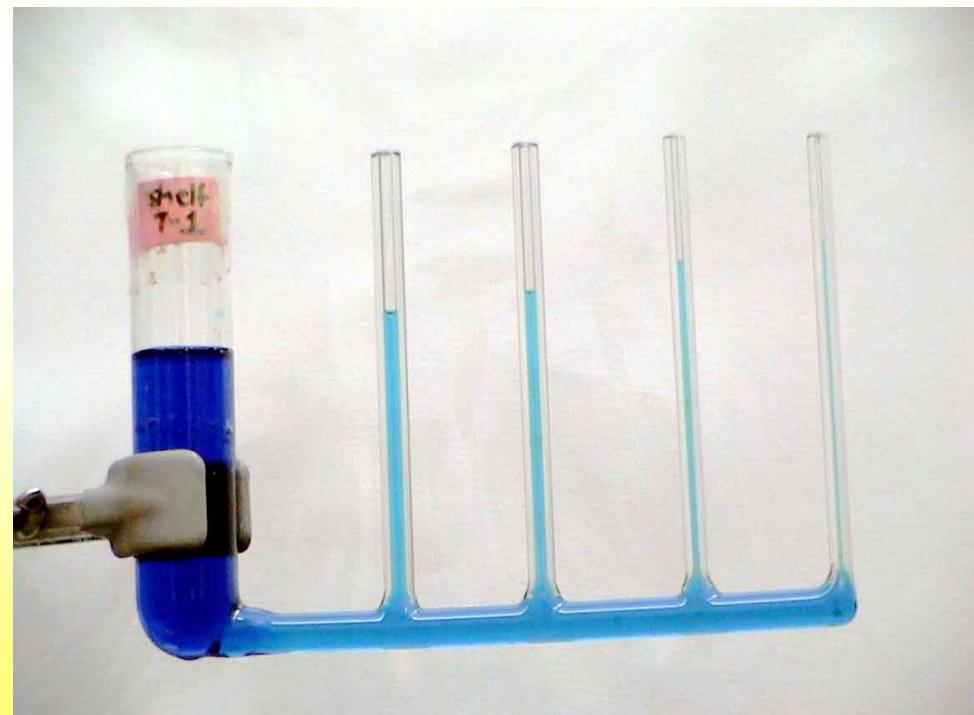
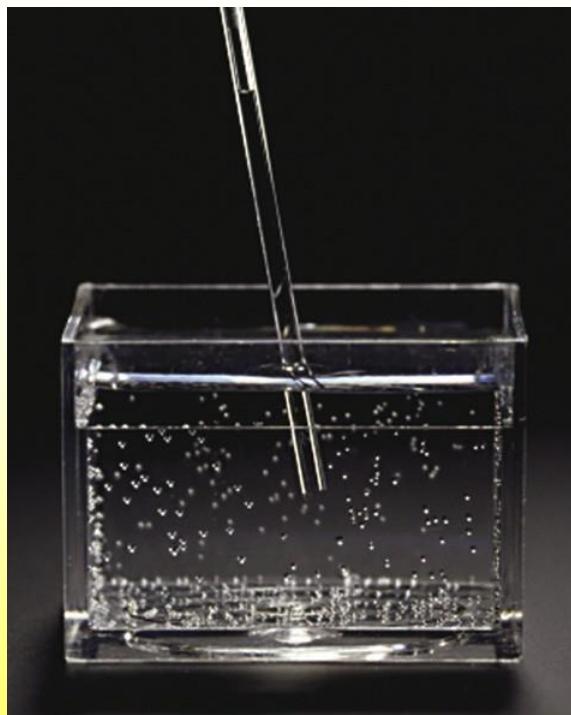
» Si las fuerzas adhesivas son mayores que las fuerzas de cohesión, la superficie del líquido es atraída hacia el centro del contenedor. Por ello, el menisco toma forma de U.



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

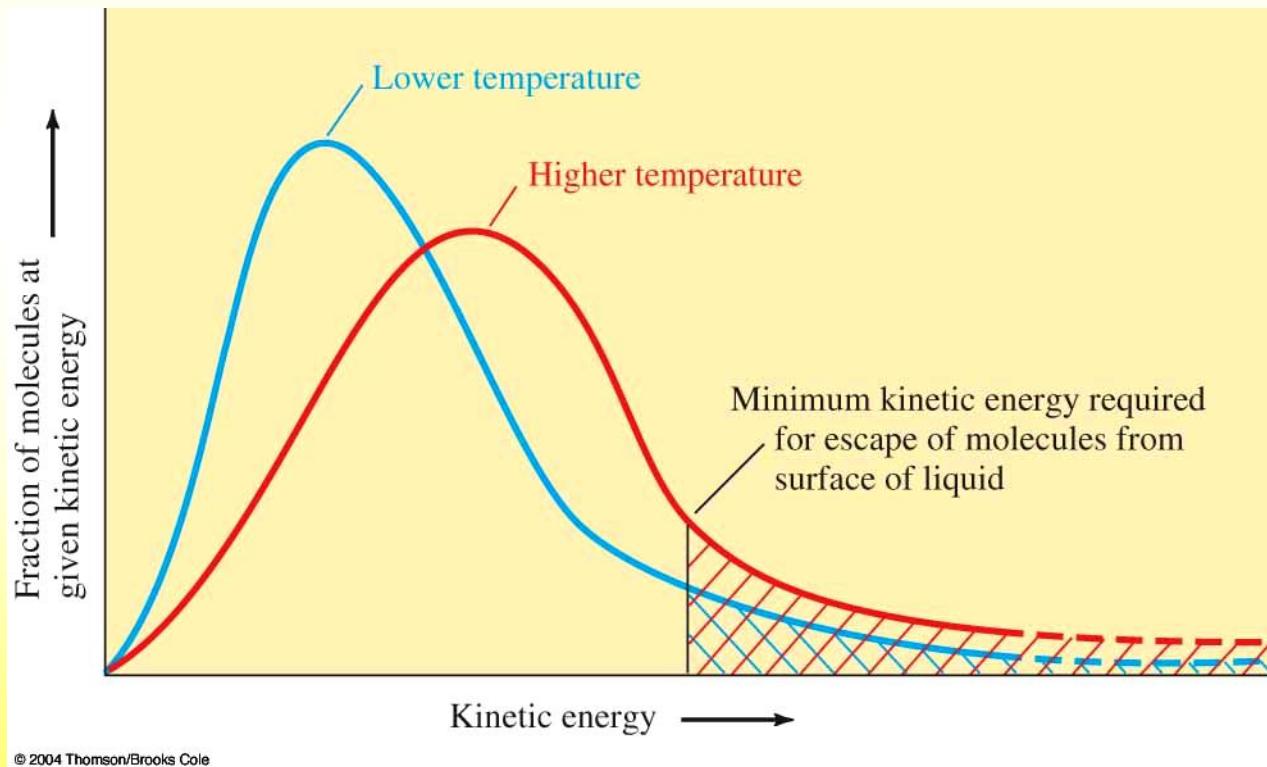
Capilaridad:

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

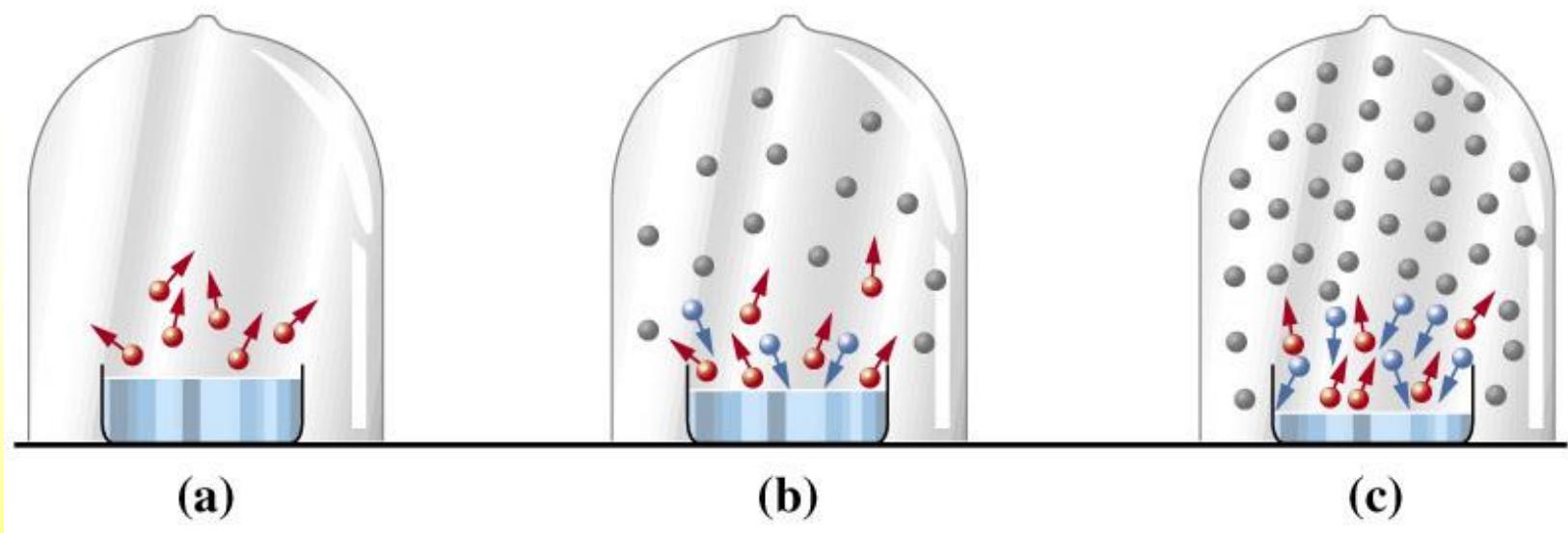
La evaporación es el proceso en el cual las moléculas escapan de la superficie de un líquido y se convierten en un gas.
La evaporación es dependiente de la temperatura



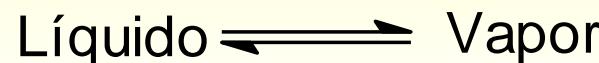
© 2004 Thomson/Brooks Cole

Presión de vapor

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

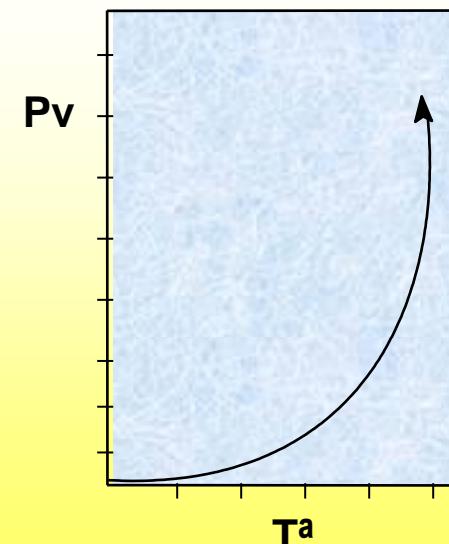


Cuando la velocidad de condensación se hace igual a la velocidad de vaporización, el líquido y el vapor están en un estado de equilibrio dinámico:



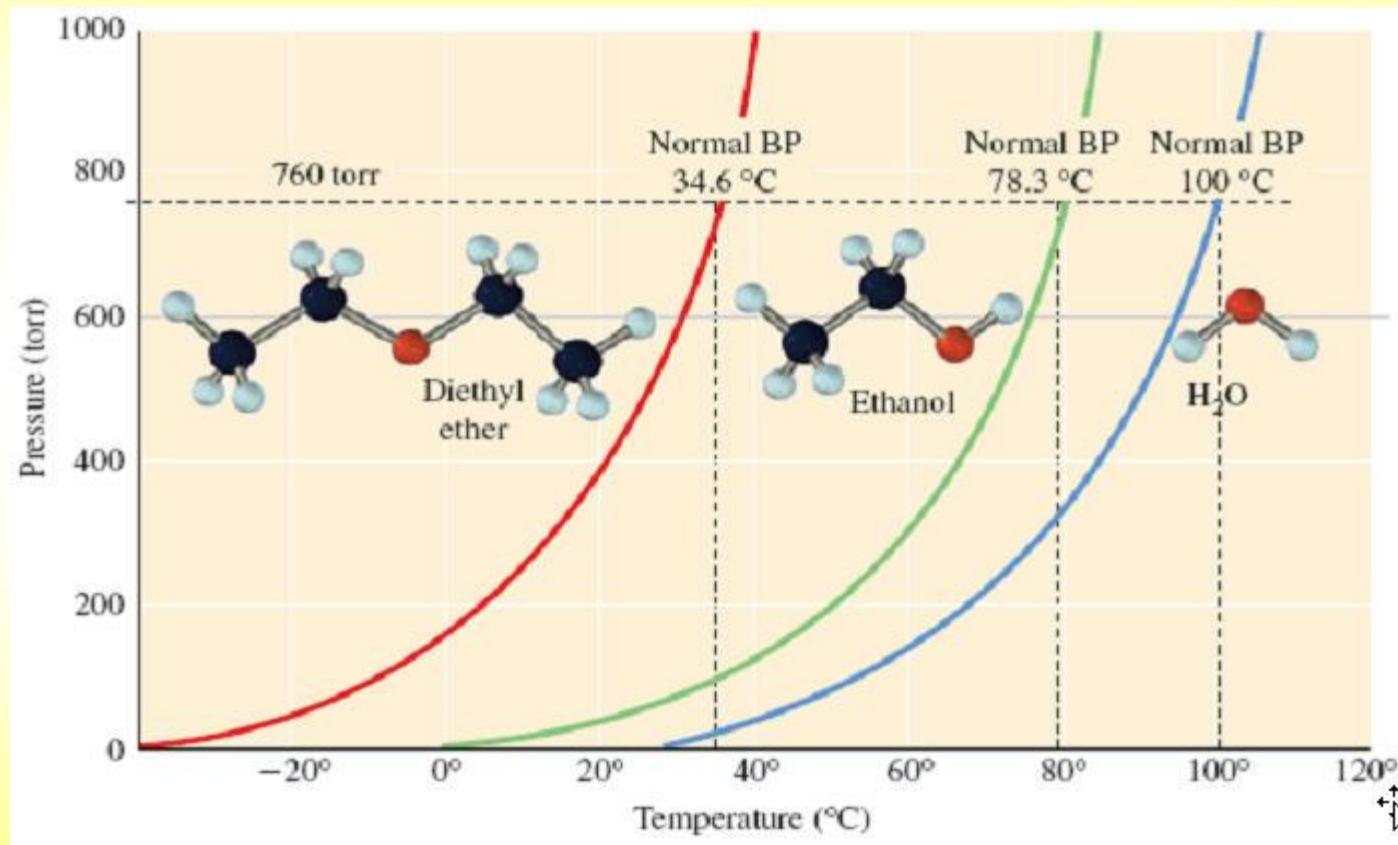
La presión ejercida por el vapor se mantiene constante una vez alcanzado el equilibrio dinámico, y se conoce como **presión de vapor** de un líquido a una temperatura dada.

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

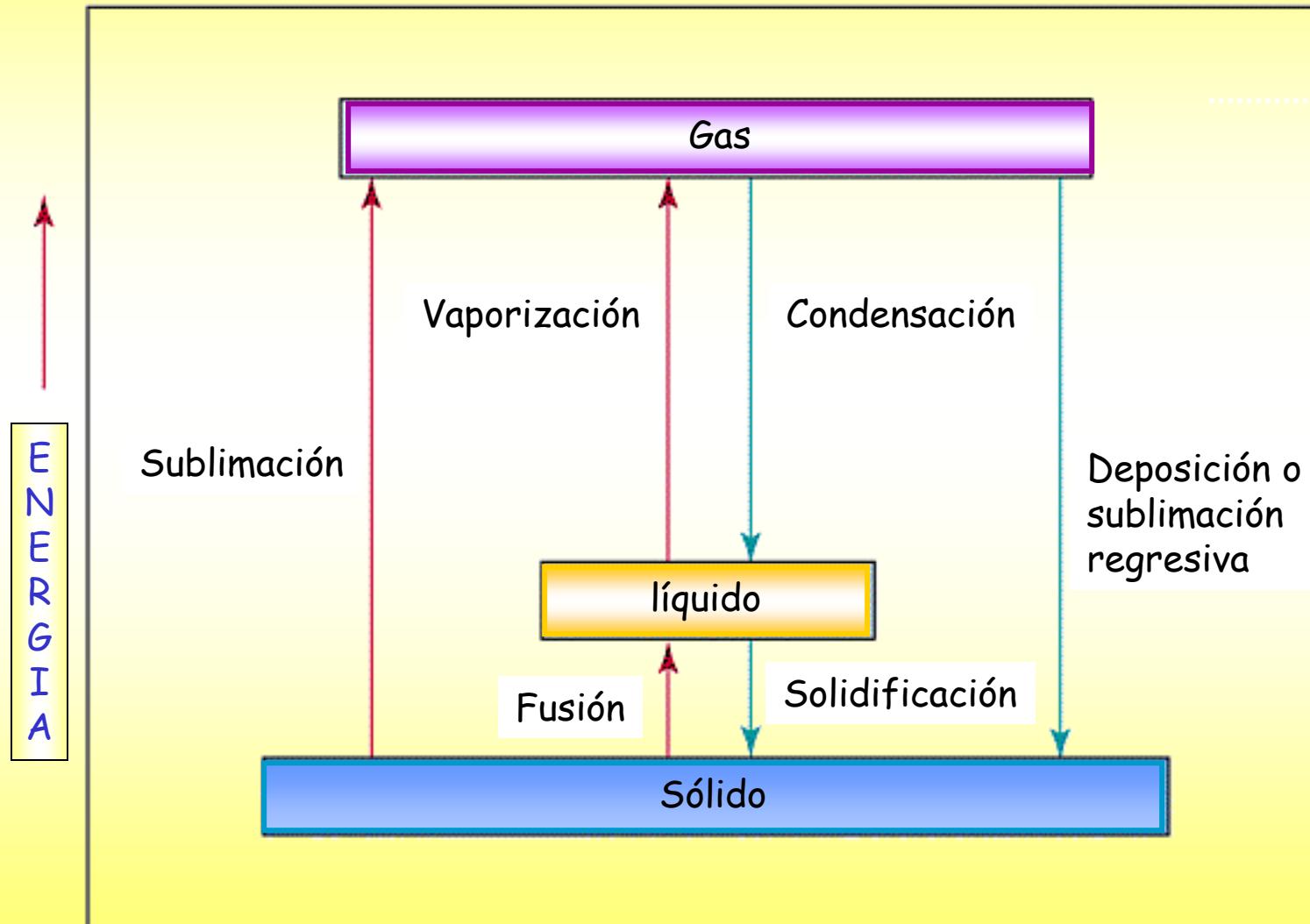


Punto de ebullición

- Un líquido hierva 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 $P_{ext} = 1 \text{ atm} \Rightarrow$ 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



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

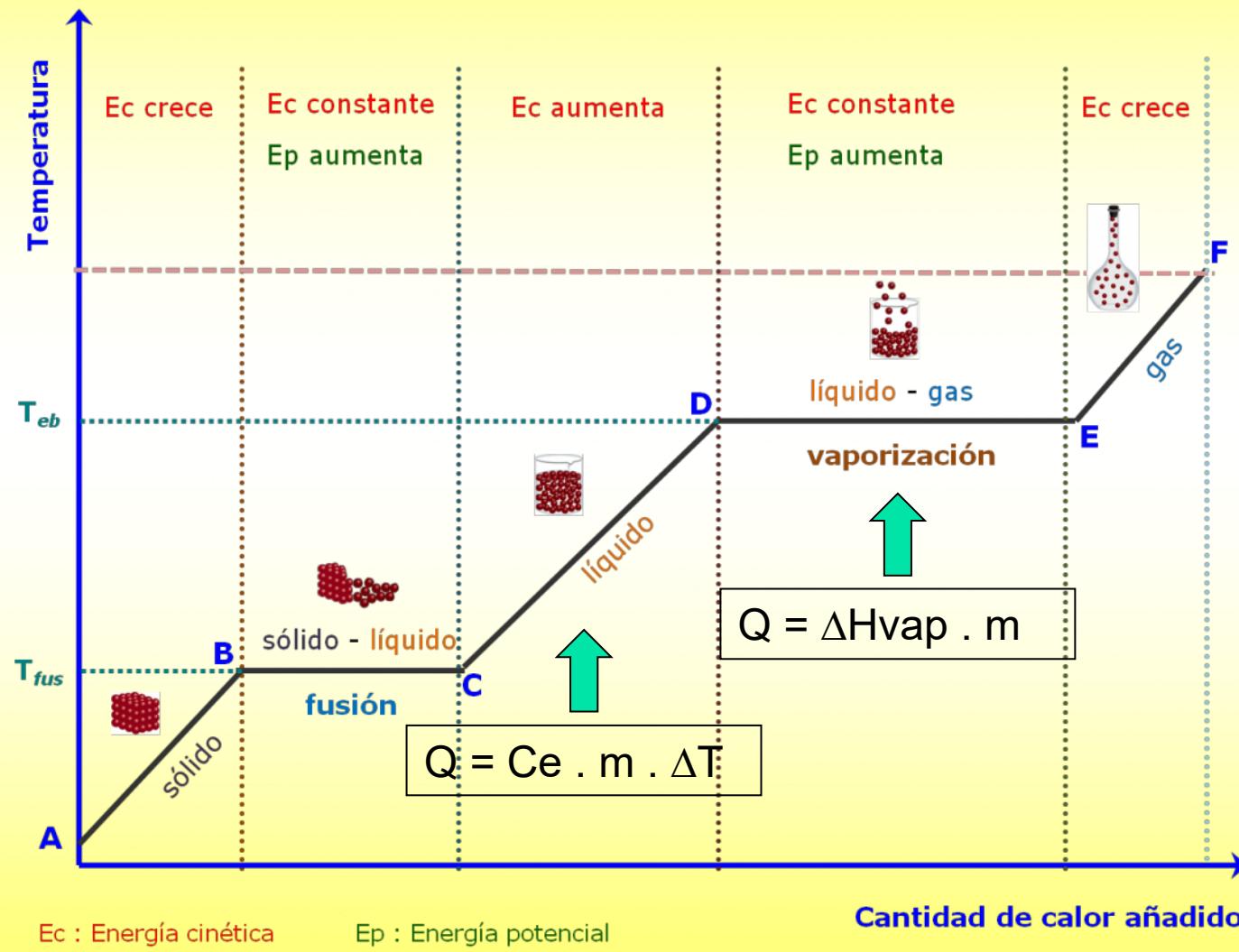
$$\Delta H_{\text{vap}} = H_{\text{vapor}} - H_{\text{liquid}} = -\Delta H_{\text{condensation}}$$

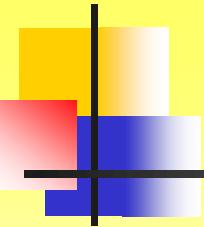
TABLE 13.1 Some Enthalpies of Vaporization at 298 K^a

Liquid	ΔH_{vap} , kJ/mol
Diethyl ether, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	29.1
Methyl alcohol, CH_3OH	38.0
Ethyl alcohol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	42.6
Water, H_2O	44.0

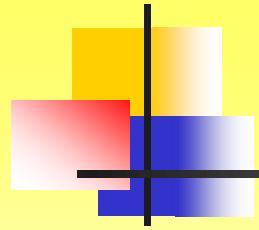
^a ΔH_{vap} values are somewhat temperature-dependent (see Exercise 96).

Curva de calentamiento de una sustancia a una determinada presión





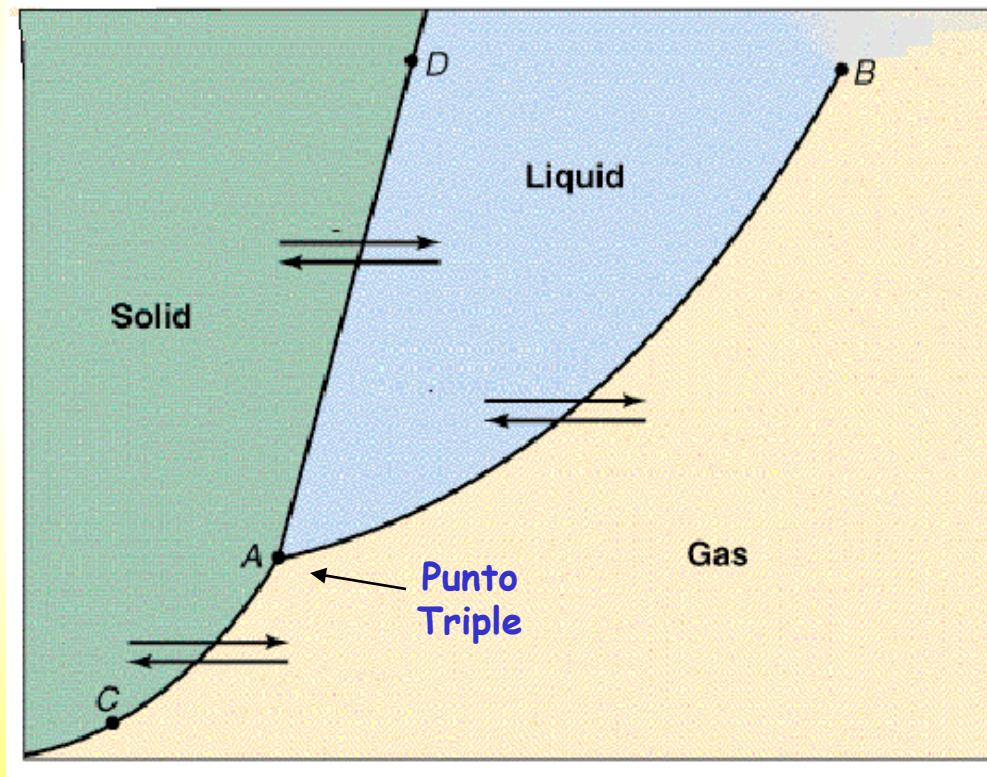
- Ejemplo 13-4: ¿Cuántos joules de energía debe ser absorbida por $5,00 \times 10^2$ g de H_2O a 50.0°C para convertirla en vapor a 120°C ? El calor molar de vaporización del agua es 40,7 kJ / mol y las capacidades caloríficas molares de agua líquida y vapor son $75,3^\circ\text{C}\text{ J} / \text{mol}$ 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°C a 40.0°C agua.
Calor específico del hielo es 2,09 J / g °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)

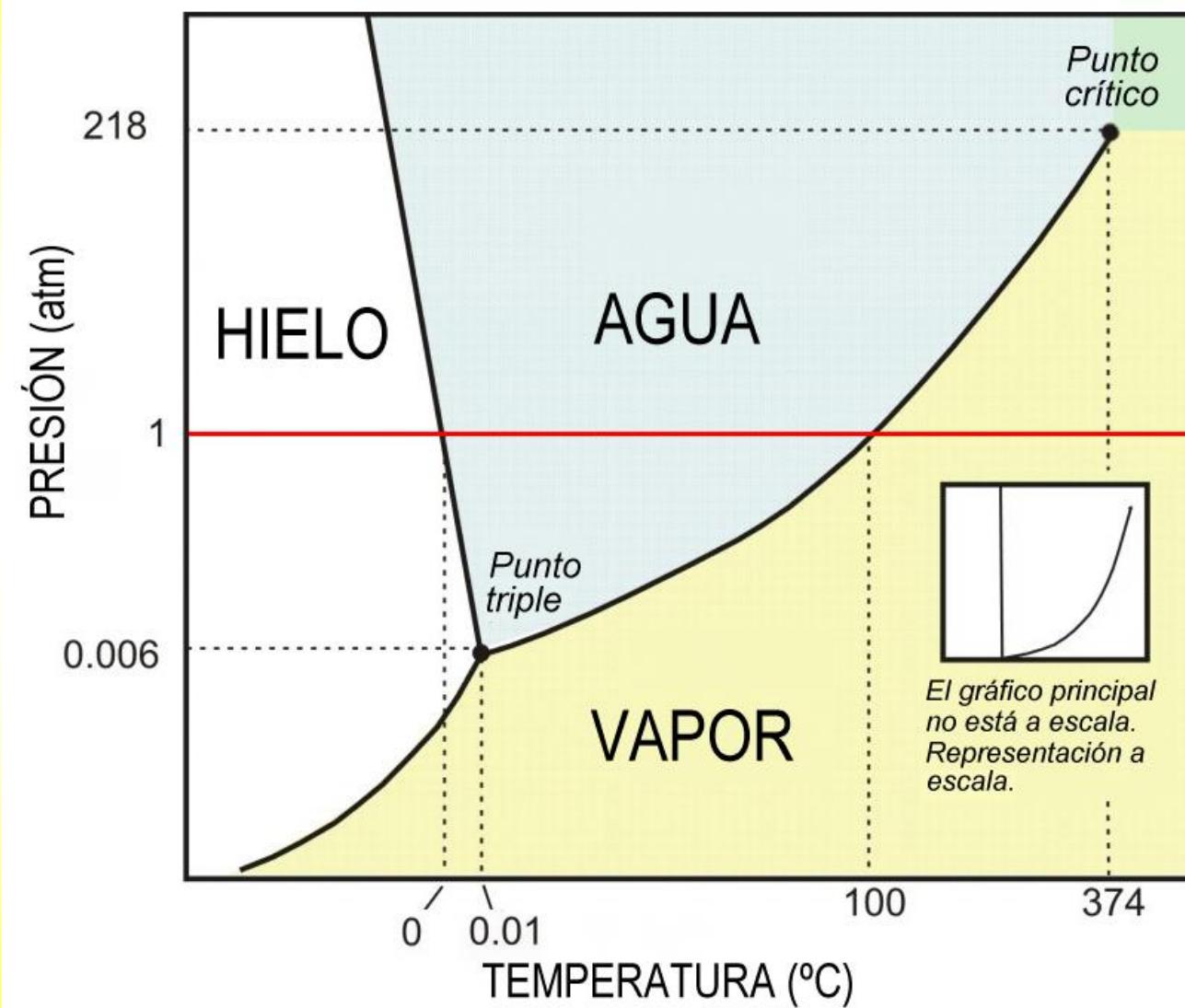
Presión

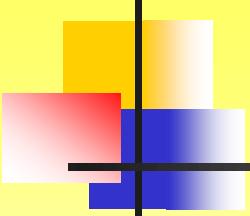


Temperatura

Punto de :

- Ebullición/condensación
- Sublimación
- Fusión/Congelación



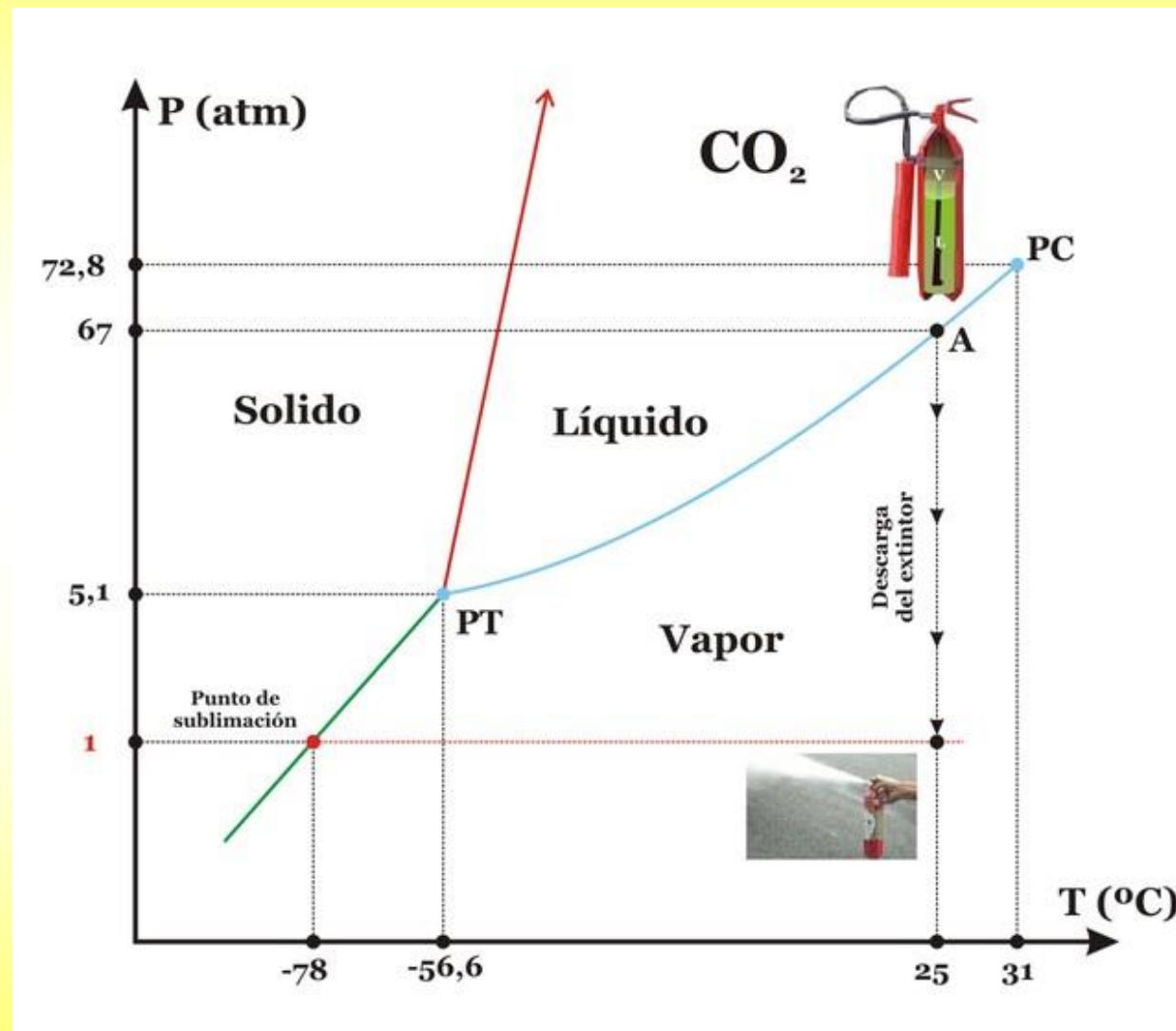


La **temperatura crítica** (T_c) es una temperatura sobre la cual el gas no se puede licuar, no importa la magnitud de la presión aplicada.

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

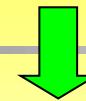
Substance	T_c (°C)	P_c (atm)
Ammonia (NH ₃)	132.4	111.5
Argon (Ar)	−186	6.3
Benzene (C ₆ H ₆)	288.9	47.9
Carbon dioxide (CO ₂)	31.0	73.0
Ethanol (C ₂ H ₅ OH)	243	63.0
Diethyl ether (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	192.6	35.6
Mercury (Hg)	1462	1036
Methane (CH ₄)	−83.0	45.6
Molecular hydrogen (H ₂)	−239.9	12.8
Molecular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



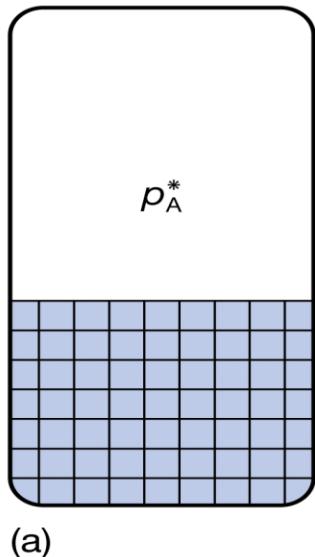
Propiedades coligativas de las soluciones

- 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*.

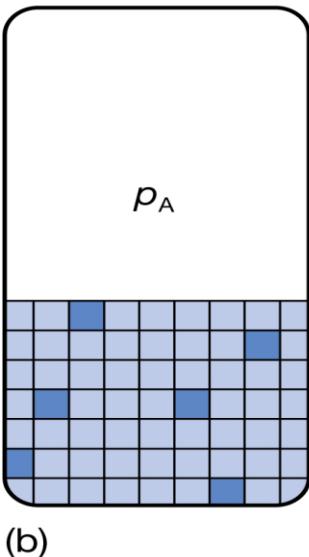
Disminución de la presión de vapor (s. no electrolito)



Origen entrópico

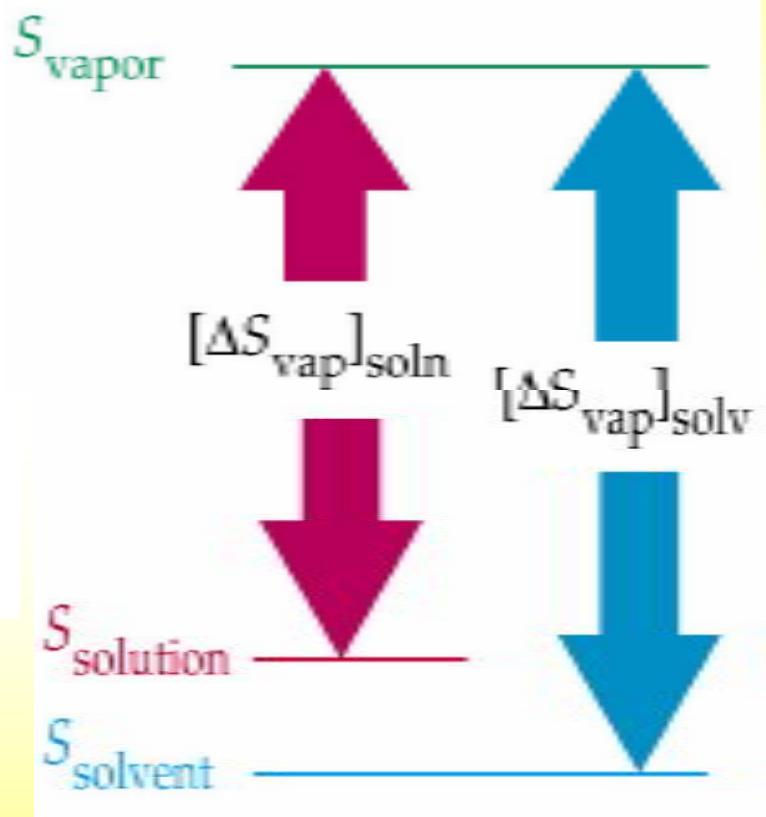


(a)

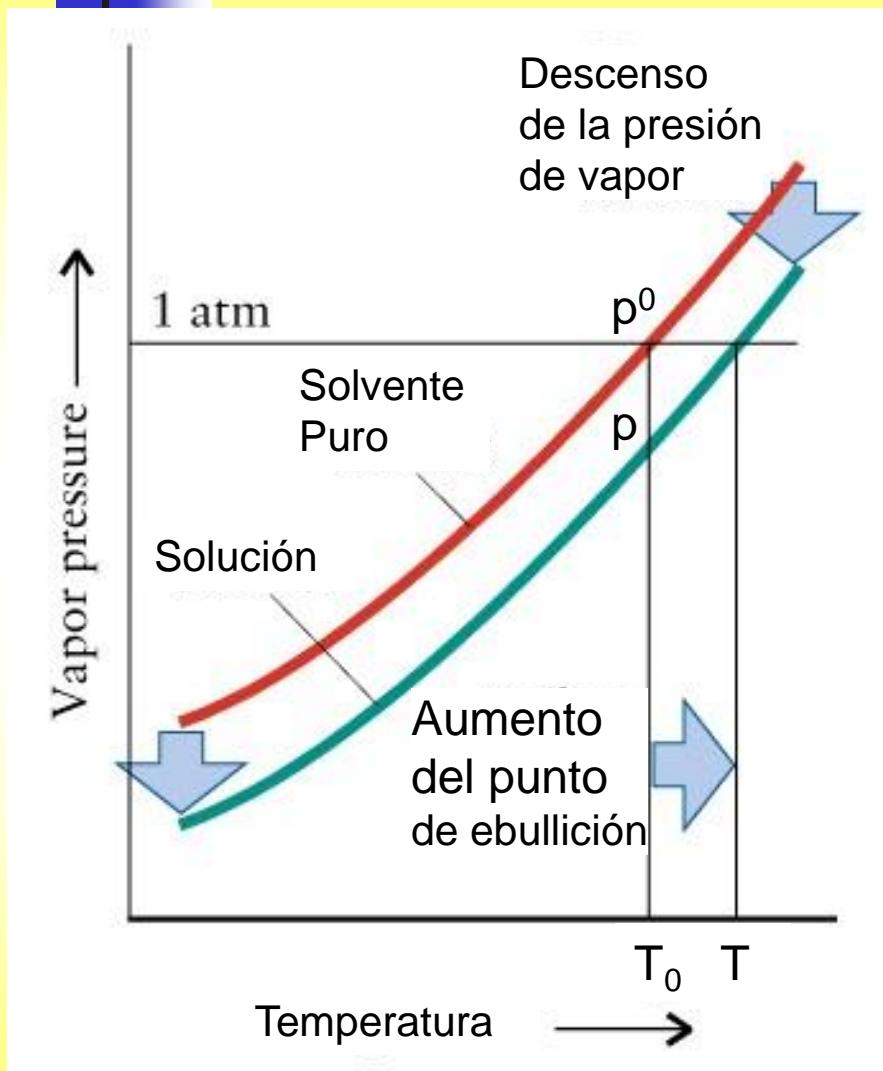


(b)

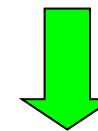
Al añadir el soluto (oscuros en b), el desorden de la fase condensada es relativamente mayor que del líquido puro, lo que produce una disminución de la tendencia a adquirir el desorden característico de la fase vapor.



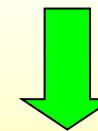
Disminución de la presión de vapor (st. no electrolito)



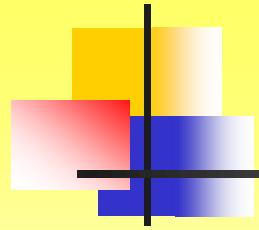
Punto de ebullición solvente:
Temperatura a la que la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa.



la presión de vapor del solvente en solución disminuye



aumenta el punto de ebullición del solvente en solución



Ley de Raoult

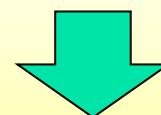
$$p = X_{\text{solvente}} p^\circ$$

$$p = (1 - X_{\text{soluto}}) p^\circ$$

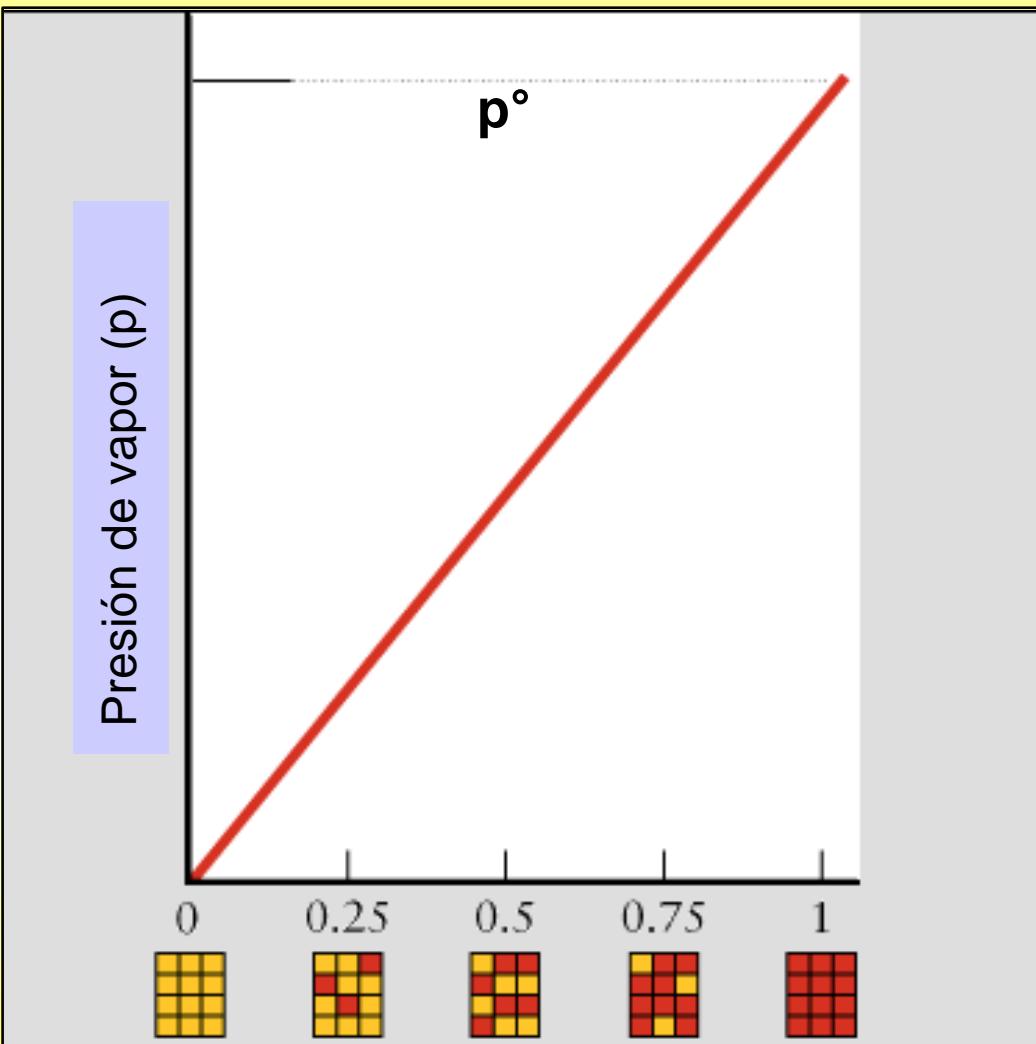
$$p = p^\circ - X_{\text{soluto}} p^\circ$$

$$p^\circ - p = \Delta p = X_{\text{soluto}} p^\circ$$

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

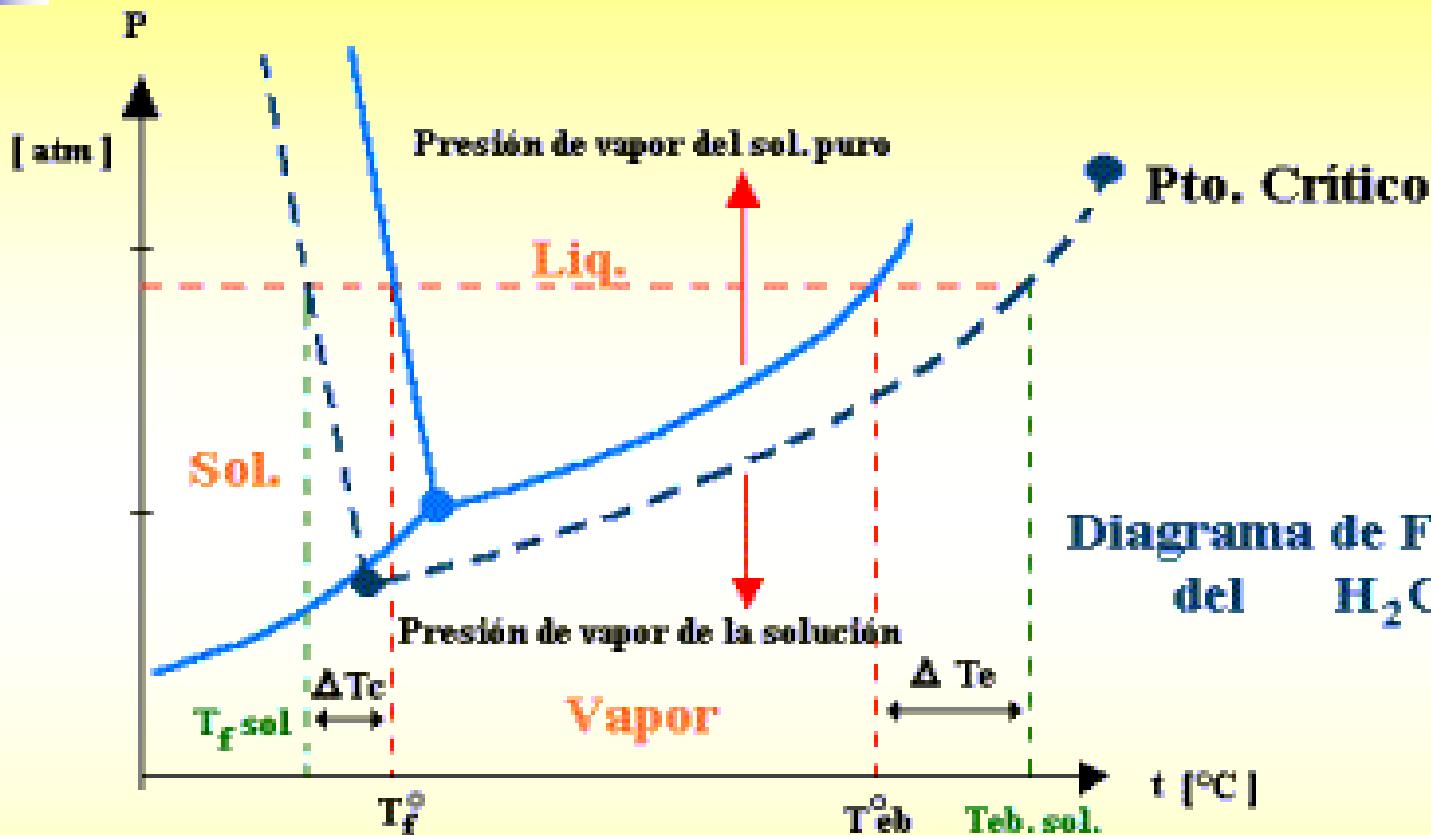


Se cumple para soluciones ideales.



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

p° = presión de vapor del solvente puro



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

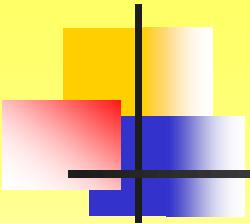
k_{criosc} : cte crioscópica

Sólidos y líquidos

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

k_{eb} : cte ebulloscópica

m : molalidad de la solución



Aplicando lo aprendido

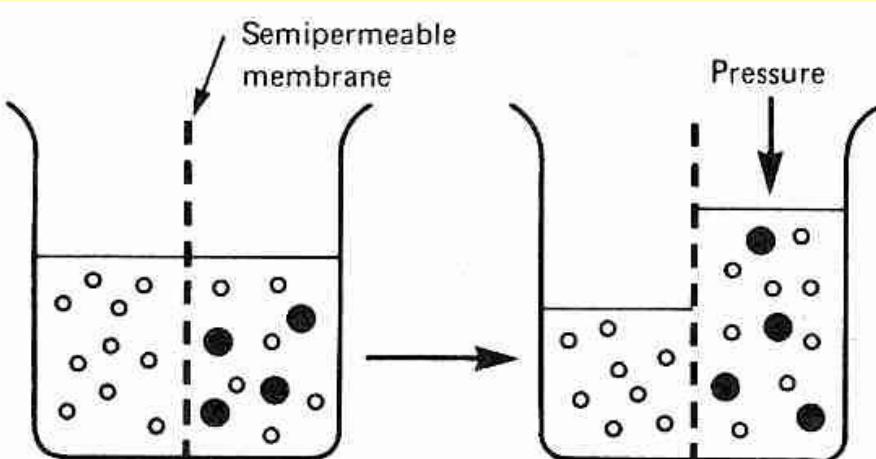
Un químico preparo 1000 g de una disolución anticongelante para automóviles a partir del etilenglicol y agua ¿Cuál será el punto de ebullición y el punto de congelación de la disolución si se tienen 250 g etilenglicol?

Datos:

m.m etilenglicol: 62 g/mol

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

Osmosis



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

Presión osmótica (π)

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.