

Cambios de Estado de Agregación

Presión de Vapor

Diagrama de Fases

Química I - ITBA

Cambios de estado de agregación



El pasaje de gas a sólido, deposición, también es llamado sublimación.

El pasaje de sólido a gas, sublimación, también es llamado volatilización.

El pasaje de líquido a sólido, congelación, también es llamado solidificación.

El pasaje de líquido a gas en realidad es vaporización, que puede darse por evaporación o por ebullición.

El pasaje de gas a líquido por disminución de temperatura se llama condensación, y cuando ocurre por aumento de presión, se llama licuación.

Un gas está formado por moléculas que están en continuo movimiento. La **energía cinética** del gas es directamente proporcional a la temperatura (en K).

Esta energía cinética vence las fuerzas de atracción entre las moléculas.

Si la temperatura disminuye, las **fuerzas intermoleculares** serán más importantes que la energía de movimiento y el gas pasará a líquido.

Si la temperatura sigue disminuyendo, las fuerzas intermoleculares serán cada vez más importantes, comparadas con la energía de movimiento y se tendrá un sólido.

En el estado sólido, las partículas no se trasladan, la energía cinética es solamente vibracional y tal vez rotacional.

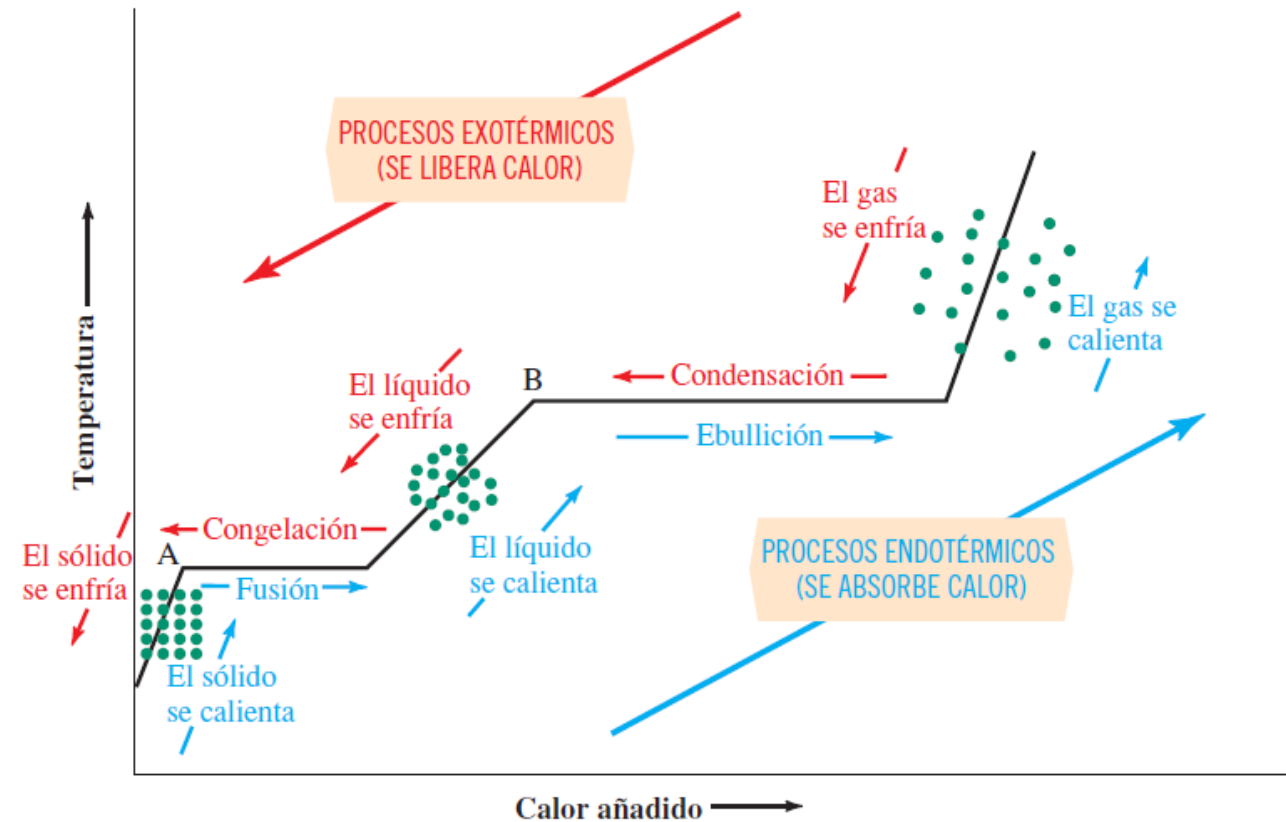


Imagen tomada del libro de Whitten.

Por lo tanto, para cada sustancia se tendrá una temperatura de cambio de estado de agregación, a la presión dada.

Estas temperaturas dependen de las **fuerzas intermoleculares**.

Si la temperatura aumenta, se tendrá el proceso inverso. Y se tendrá que la temperatura de fusión es la misma que la de solidificación y la de ebullición es la misma que la de condensación.

La temperatura de cambio de estado es **constante**, a una presión dada.

Presión de vapor

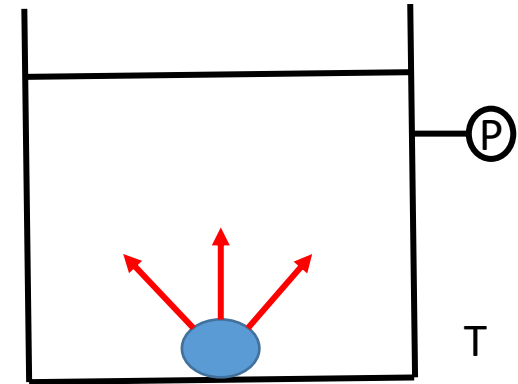
En un recipiente al vacío se coloca una gota de líquido. Éste va a empezar a evaporarse y la presión aumentará hasta que haya tantas moléculas de gas que las fuerzas intermoleculares logran vencer la energía cinética del gas y pasarán al estado líquido. Así, se llegará a un equilibrio entre moléculas que pasan de líquido a gas y las que pasan de gas a líquido. La presión que ejerce el gas a partir de ese momento es constante y se tiene un equilibrio gas - líquido a esa temperatura.

Esta presión se conoce como **presión de vapor del líquido**, a esa **temperatura**.

Análogamente, se puede hablar de **presión de vapor del sólido**.

Las partículas que se evaporan son las de la **superficie** porque las fuerzas intermoleculares (atracción de las moléculas líquidas) son menores.

Si la **temperatura aumenta**, la energía cinética es mayor, se evaporan más moléculas y la **presión de vapor es mayor**.

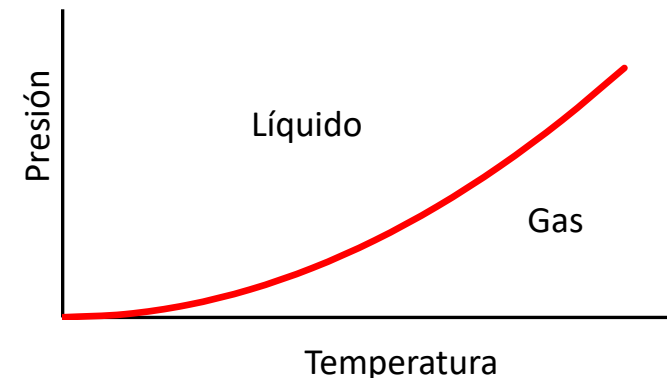
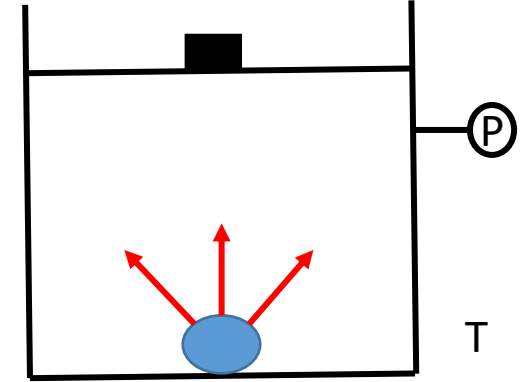


Ahora pongo una pesa sobre la tapa, se va a ejercer presión sobre el sistema.

Si $P_{\text{ext}} = p_v$, la tapa no se mueve, se tiene un equilibrio entre el gas y el líquido.

Si $P_{\text{ext}} > p_v$, la tapa baja, las moléculas de gas tienen menos espacio disponible y se sienten más atraídas por las vecinas, así pasarán a la fase líquida.

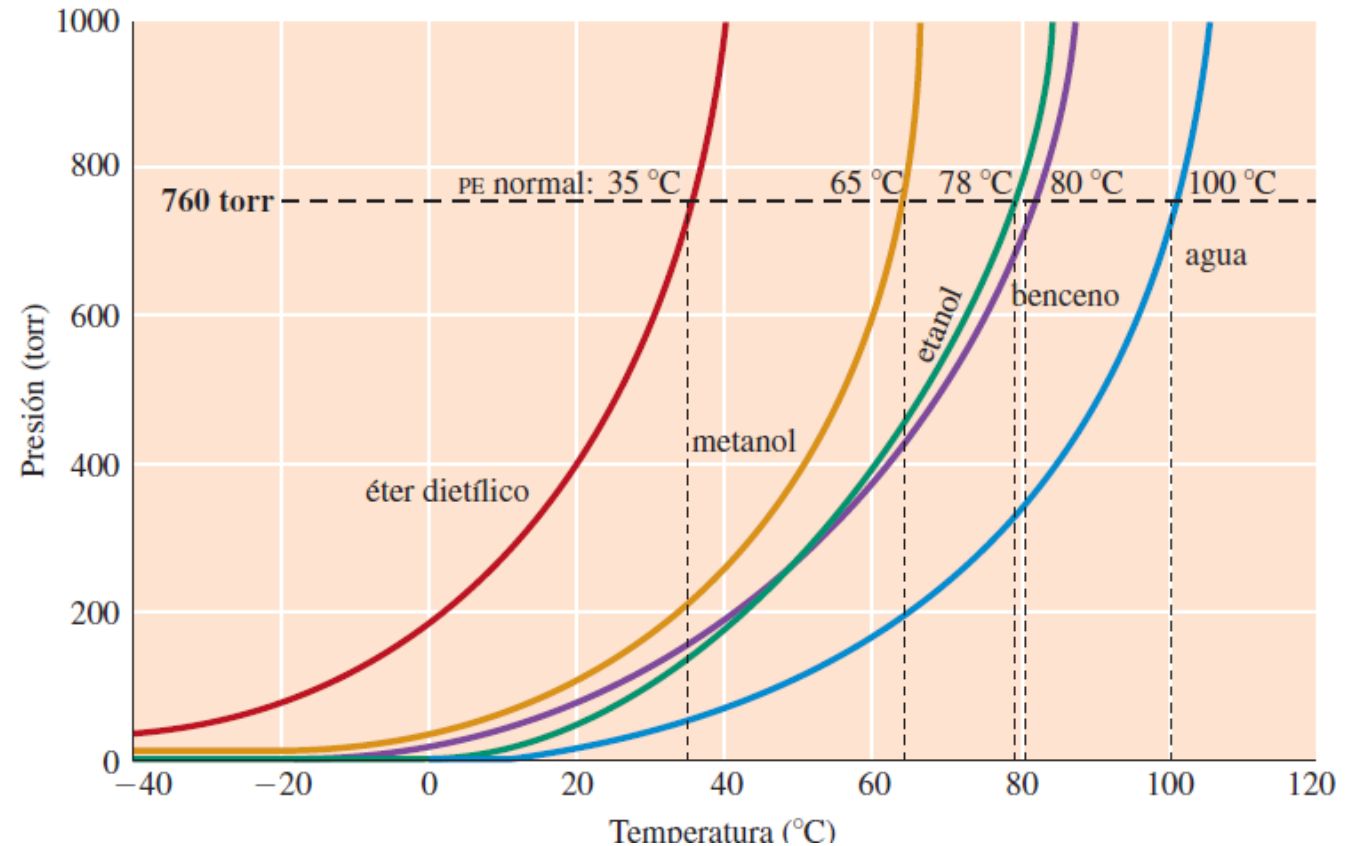
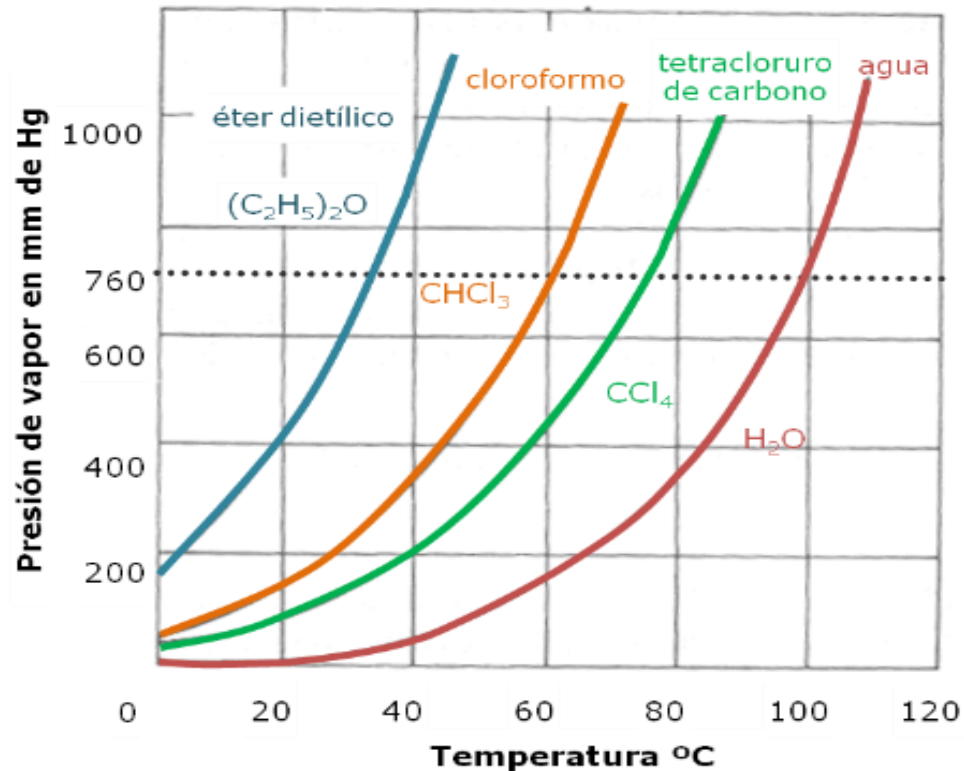
Si $P_{\text{ext}} < p_v$, la tapa sube, las moléculas tienen más espacio disponible y sienten menos la atracción de las vecinas, así se dará una mayor evaporación.



Si el recipiente es abierto, la presión de vapor no se puede medir, pero existe siempre.

El líquido soporta la presión exterior (atmosférica). Si se calienta, el líquido se va evaporando hasta que la presión de vapor aumenta de tal manera que alcanza la presión exterior, llegando a la **ebullición**. La temperatura a la cual la presión de vapor es igual a la presión exterior es el **punto de ebullición**. Si la presión exterior es 1 atm, se llama **punto de ebullición normal**.

Una sustancia es más **volátil** cuando tiene mayor presión de vapor a una dada temperatura, por ende, menor temperatura de ebullición a la misma presión exterior.



Éter etílico: dipolo - dipolo, London Mr = 74

Cloroformo: dipolo - dipolo, London Mr = 119,5

CCl_4 : London Mr = 154

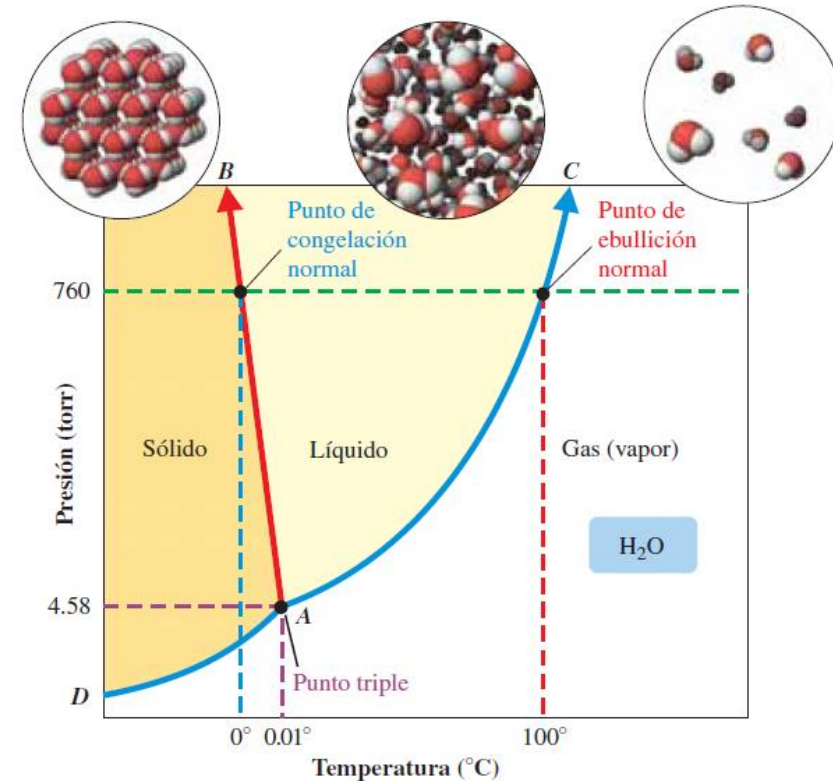
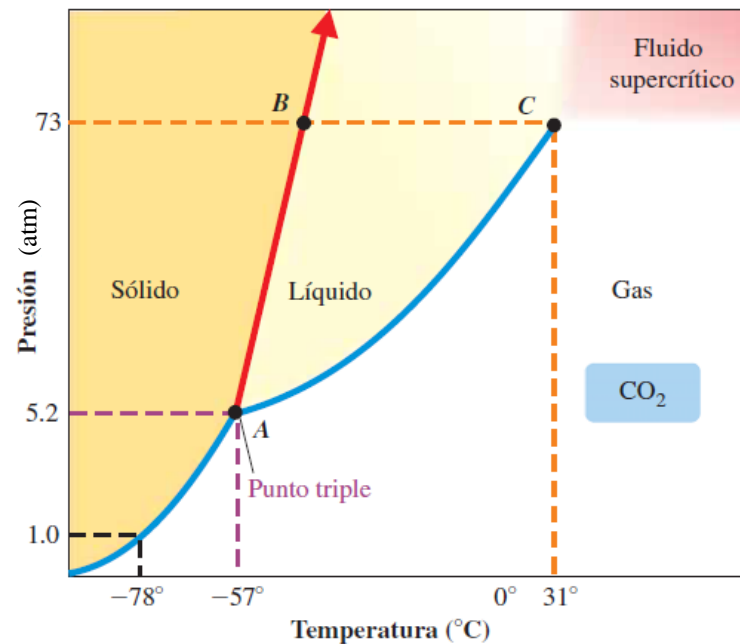
Agua: puente de H, London Mr = 18

La imagen de la derecha está tomada del libro de Whitten.

La imagen de la izquierda está tomada de

<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/54-propiedades-de-los-liquidos.html>

Diagrama de fases



Imágenes tomadas del libro de Whitten.

Curvas de equilibrio: coexisten 2 estados de agregación.

Punto triple: coexisten los 3 estados.

Punto crítico: donde termina la curva de equilibrio L - G. Por encima de este punto, no se puede licuar un gas para obtener líquido, se tienen los fluidos supercríticos.

Pendiente de la curva de equilibrio S - L: es positiva casi siempre. Una excepción es el agua.

Ahora...

¡A estudiar!

¡A hacer los ejercicios del libro de Whitten!