

**Vaporización** La vaporización es el paso de una sustancia de la fase líquida a la fase de vapor o fase gaseosa. La condensación es la transición de sentido contrario. Cuando la vaporización se efectúa en el aire recibe el nombre de evaporación. La evaporación afecta principalmente a las moléculas de la superficie del líquido.

Cada molécula de la superficie está rodeada por un menor número de sus compañeras; ello hace que puedan vencer con más facilidad las fuerzas atractivas del resto del líquido e incorporarse al aire como vapor. De ahí que cuanto mayor sea la superficie libre del líquido tanto más rápida será su evaporación.

**PUNTO DE EBULLICIÓN** Se define punto de ebullición de un líquido como la temperatura a la cual la presión del vapor es igual a la presión externa. Cuando se aplica calor a un líquido, su presión de vapor aumenta hasta hacerse igual a la presión atmosférica. El punto de ebullición varía con la presión externa que existe por encima de la superficie del líquido. Al descender la presión, el punto de ebullición disminuye; un aumento en la presión aumenta el punto de ebullición.

**VOLATILIZACIÓN** es el cambio de estado que ocurre cuando una sustancia pasa del estado SÓLIDO al GASEOSO, por aumento de la temperatura, sin pasar por el estado líquido intermedio.

La **presión de vapor** o más comúnmente **presión de saturación** es la presión a la que a cada temperatura las fases líquida y vapor se encuentran en equilibrio; su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes mientras existan ambas. En la situación de equilibrio, las fases reciben la denominación de **líquido saturado** y **vapor saturado**.

Imaginemos una ampolla de cristal en la que se ha realizado el vacío y que se mantiene a una temperatura constante; si introducimos una cierta cantidad de líquido en su interior éste se evaporará rápidamente al principio hasta que se alcance el equilibrio entre ambas fases.

Las moléculas de la superficie del líquido que tengan una mayor energía escaparán de la superficie pasando a la fase vapor (evaporación) mientras que las moléculas del vapor chocarán con las paredes de la ampolla y entre sí perdiendo energía y *cayendo* al líquido (condensación).

Inicialmente sólo se produce la evaporación ya que no hay vapor; sin embargo a medida que la cantidad de vapor aumenta y por tanto la presión en el interior de la ampolla, se va incrementando también la velocidad de condensación, hasta que transcurrido un cierto tiempo ambas velocidades se igualan.

Llegados a este punto se habrá alcanzado la presión máxima posible en la ampolla (presión de vapor o de saturación) que no podrá superarse salvo que se incremente la temperatura.

El equilibrio se alcanzará más rápidamente cuanto mayor sea la superficie de contacto entre el líquido y el vapor, pues así se favorece la evaporación del líquido; del mismo modo que un charco de agua extenso pero de poca profundidad se seca más rápido que uno más pequeño pero de mayor profundidad que contenga igual cantidad de agua. Sin embargo, el equilibrio se alcanza en ambos casos para igual presión.

El factor más importante que determina el valor de la presión de saturación es la propia naturaleza del líquido, encontrándose que en general entre líquidos de naturaleza similar, la presión de vapor a una temperatura dada es tanto menor cuanto mayor es el peso molecular del líquido.

#### CALOR LATENTE DE FUSIÓN

El calor latente de fusión es el calor absorbido en la fusión de 1 g de sustancia a temperatura constante. Es decir es la cantidad de energía (calor) que se necesita aportar a un mol del elemento para que, a su temperatura de fusión, pase de la fase sólida a la líquida.

#### CALOR DE SUBLIMACIÓN

El calor de sublimación es la cantidad de calor necesario para sublimar a temperatura constante 1 g de sustancia en estado sólido.

El calor de sublimación de una sustancia es igual a la suma del calor de fusión más el calor de vaporización, ya que el paso directo de sólido-vapor puede realizarse en las dos etapas equivalentes sólido-líquido y líquido-vapor.

#### CALOR DE VAPORIZACIÓN

Cuando un líquido se encuentra a la temperatura de ebullición, para pasarlo a estado de vapor hay necesidad de aplicarle una cantidad de calor adicional, para romper las fuerzas atractivas intermoleculares, a este calor necesario para evaporar cierta cantidad de sustancia se le conoce con el nombre de calor de vaporización.

El calor de vaporización se conoce como calor latente de vaporización puesto que al aplicarlo, no hay

cambio en la temperatura del sistema.  $Q_v = m\Delta H_v$

donde m es la cantidad de sustancia a evaporar y  $\Delta H_v$  es el calor de vaporización.

### Punto triple

En un diagrama PVT, punto en el cual existen en equilibrio el estado sólido, el estado líquido y el estado gaseoso de una sustancia. Es decir, estado en el que las variables presión, volumen específico y temperatura de una cantidad de sustancia permiten la existencia de la misma en los tres estados.

### VARIACIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR CON LA TEMPERATURA

La presión de vapor de un líquido, es constante a una temperatura dada, pero aumenta si lo hace la temperatura hasta el punto crítico del líquido. Cuando se aumenta la temperatura es aumentada o mayor la porción de moléculas, estas toman la energía necesaria para hacer el cambio de líquido a vapor, y en consecuencia se precisa mayor presión para establecer un equilibrio entre el vapor y el líquido. Hay un ascenso lento a bajas temperaturas, y luego uno muy rápido como puede observarse como aumento de la pendiente de las curvas. Esta variación de la presión de vapor con la temperatura se expresa matemáticamente con la ecuación de Clausius-Clapeyron. Para la transición de líquidos a vapor  $P$  es la presión a la temperatura  $T$ ,  $\Delta H_v$  el calor de vaporización de un peso dado de líquido, y  $V_1 = V_l$  el volumen del líquido, mientras que  $V_2 = V_g$  es el volumen del mismo pero de vapor. En consecuencia, para la vaporización la ecuación de Clausius-Clapeyron puede escribirse así:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H_v}{T(V_g - V_l)}$$

A temperatura no muy próxima a la crítica  $V_l$  es muy pequeña comparada con  $V_g$  y puede despreciarse. Así a 100°C,  $V_g$  del agua es 1671 cc por gramo, mientras que  $V_l$  es solo 1.04 cc por gramo. Además si suponemos que el vapor se comporta esencialmente como un gas ideal, entonces  $V_g$  por mol viene dada por  $V_g = RT/P$  y la ecuación anterior se transforma en :

$$\frac{d \ln P}{dT} = \frac{\Delta H_v}{(RT^2)}$$

Esta ecuación es conocida como ecuación de Clausius-Clapeyron.

**CRIOSCOPIA o CRIOMETRÍA** - Medida del descenso de la temperatura de fusión de un disolvente cuando se disuelve en él una sustancia.

El principio en el cual se basa la técnica de la microscopía es la ley de Raoult, que señala que tanto el descenso crioscópico como el ascenso ebulloscópico, están determinados por la concentración molecular de las sustancias disueltas.

Al enfriar una solución diluida se alcanza eventualmente una temperatura en la cual el solvente sólido (soluto) comienza a separarse. La temperatura a la cual comienza tal separación se conoce como punto de congelación de la solución.

Comparando los valores de las entalpías **experimental** y **teórica** tenemos:

$\Delta H_v = 9498,410035 \text{ cal / mol}$  (experimental)

$\Delta H_v = 9715,58 \text{ cal / mol}$  (teórica)