



## Propiedades Químicas y Físicas de los Gases Licuados (2)

### Propiedades Físicas

Las propiedades físicas de un gas licuado dependen de su estructura molecular. Algunos compuestos tienen la misma fórmula molecular, pero la forma en que los átomos están ordenados dentro de la estructura molecular puede ser muy diferente. Estos compuestos diferentes de la misma sustancia básica son llamados **isómeros**. Ellos tienen el mismo peso molecular, pero diferentes propiedades físicas y químicas. Ejemplos de este tipo de compuestos son el n-butano y el iso-butano.

La propiedad física más importante de un gas licuado es su interrelación presión de vapor saturado vs temperatura. Esta propiedad gobierna el diseño de los sistemas de almacenamiento y transporte apropiados para cada tipo de producto y ejerce una considerable influencia en el aspecto económico del manejo de gases licuados.

### Licuefacción y Estado Líquido

Las moléculas en estado gaseoso presentan dos tendencias opuestas: la **energía cinética de traslación** que posee cada molécula representa un movimiento permanente al azar que tiende a separarlas unas de otras y hace que se distribuyan uniformemente por todo el espacio disponible.

Por otra parte, las **fuerzas atractivas** entre las moléculas tienden a reunir las.

La primera tendencia, es decir, la de dispersión, depende de la temperatura. Un aumento de la temperatura aumenta la energía cinética de traslación de cada molécula y, por tanto, aumenta su posibilidad de vencer las fuerzas que tienden a atraerla hacia otras moléculas.

La segunda tendencia, es decir la de atracción, viene determinada por la intensidad de las

fuerzas atractivas entre las moléculas y por la proximidad de unas a otras.

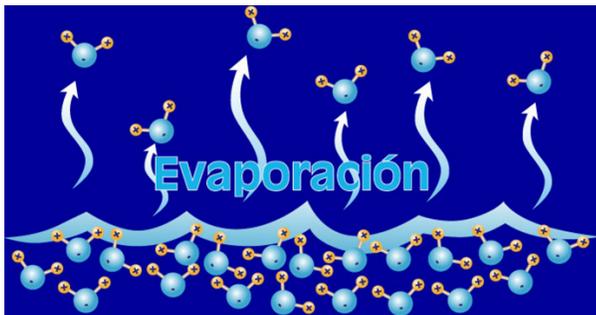
Cuando la energía de atracción de una molécula sobre otra excede a su energía cinética de traslación, las moléculas formarán un denso agregado que se denomina líquido. La característica que diferencia un líquido de un gas es, entre otras, el hecho de que un líquido no ocupa necesariamente todo el espacio vacío disponible.

### Evaporación

Como se ha señalado anteriormente, el estado líquido resulta cuando las condiciones son tales que las energías potenciales de atracción entre moléculas exceden a sus energías cinéticas de traslación. Estas condiciones se alcanzan cuando se disminuye la temperatura de una sustancia, disminuyendo las energías cinéticas de traslación, o cuando las moléculas se apiñan unas con otras, aumentando las energías de atracción. Basándose en esta teoría la superficie de un líquido puede describirse como una capa de moléculas, cada una de las cuales está ligada a las moléculas de abajo por las fuerzas atractivas entre ellas. Una de las moléculas de la superficie solamente puede extraerse venciendo las fuerzas atractivas que la retienen unida a las otras. Esto es posible si se entrega a la molécula suficiente energía cinética de traslación para vencer la energía potencial de atracción máxima y para permitirle moverse más allá del punto de máxima atracción, lo cual se logra aumentando la temperatura del líquido. Una vez superada esta distancia de máxima atracción, la molécula queda libre para alejarse de la superficie por efecto de su energía de traslación y convertirse en una molécula de gas.

En cada líquido hay siempre moléculas de alto contenido energético que se mueven a velocidades mucho más altas que las medias y,

como consecuencia, el fenómeno de desprendimiento de moléculas desde la superficie del líquido hacia el espacio circundante es un proceso que se manifiesta continuamente. Este fenómeno se denomina **vaporización o evaporación**. La cantidad de moléculas en proceso de evaporación, es decir la velocidad de evaporación, depende de la temperatura del líquido.



## Presión de Vapor

Cuando un líquido se evapora dentro de un espacio de proporciones limitadas, el espacio se llenará con el vapor que se ha formado. Las moléculas que escapan desde la superficie del líquido chocarán contra las superficies límites y/o paredes del recipiente. Puesto que la superficie original del líquido forma una de las paredes límites del vapor, habrá una serie continua de choques contra ella por las moléculas en estado de vapor. La intensidad de esas colisiones se expresa en términos de una **presión de vapor**, es decir, la presión ejercida por el gas o vapor es debida a los choques de las moléculas que lo forman contra las superficies límites. Cuando la temperatura del líquido se eleva, la cantidad de movimiento y la intensidad de las colisiones se incrementa, resultando en un aumento de la presión de vapor.

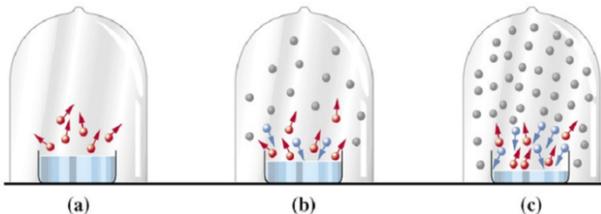
## Equilibrio Líquido-Vapor y Presión de Vapor de Saturación

Cuando una molécula gaseosa choca contra la superficie del líquido, se encuentra bajo la influencia de las fuerzas atractivas de las moléculas de líquido densamente ligadas y quedará retenida allí, formando otra vez parte del líquido. Este fenómeno, inverso de la vaporización, se conoce como **condensación**. La velocidad de condensación se determina por el número de moléculas que por unidad de tiempo chocan contra la superficie del líquido, y que a su vez viene determinado por la presión del vapor.

De todo esto se deduce que cuando un líquido se evapora dentro de un espacio limitado, tienen lugar operación dos procesos opuestos. El proceso de vaporización tiende a pasar el líquido al estado gaseoso. El proceso de condensación tiende a volver el gas que se ha formado por evaporación al estado líquido. La velocidad de condensación aumenta a medida que tiene lugar la vaporización y aumenta la presión de vapor. Si hay líquido suficiente, la presión de vapor alcanzará finalmente un valor tal que la velocidad de evaporación será igual a la velocidad de condensación. Cuando se alcanza esta condición, se establece un **equilibrio dinámico** y la presión de vapor permanecerá constante, puesto que la formación de nuevo vapor se compensa por la condensación. Si la presión de vapor varía en uno de ambos sentidos desde su valor de equilibrio, se ajustará ella misma y volverá a las condiciones de equilibrio, debido al aumento o disminución de la velocidad de condensación que resulta del cambio de presión. El estado o condición de equilibrio también se denomina de **saturación** y la presión ejercida por el vapor en tales condiciones se denomina **presión de vapor de saturación** o, simplemente, presión de vapor del líquido. Todos los líquidos presentan presiones de vapor definidas en mayor o menor grado a todas las temperaturas.

La naturaleza del líquido es el factor más importante que determina el valor de la presión de vapor en el equilibrio. Puesto que todas las moléculas están dotadas de las mismas energías cinéticas de traslación a cualquier temperatura determinada, la presión de vapor dependerá enteramente de los valores de las máximas energías potenciales de atracción que deben vencerse en la vaporización. Estas energías potenciales están determinadas por las fuerzas atractivas intermoleculares. Así, si una sustancia tiene fuerzas atractivas intermoleculares altas, la velocidad de pérdida de moléculas desde su superficie sería pequeña y la correspondiente presión de vapor en el equilibrio baja. Los valores de las fuerzas atractivas dependen a la vez del tamaño y de la naturaleza de las moléculas, aumentando normalmente con el aumento de tamaño y complejidad. En general, entre líquidos de naturalezas químicas semejantes, la presión de vapor a una determinada temperatura disminuye a medida que aumenta el **peso molecular**.

- Moléculas en estado de vapor
- ↗ Moléculas vaporizándose
- ↖ Moléculas condensando



## Punto de Ebullición

Cuando una superficie líquida está expuesta a un espacio en que la presión total de la atmósfera circundante es menor que la presión de vapor en el equilibrio del líquido, tiene lugar una vaporización rápida conocida como **ebullición**. La temperatura a la que la presión de vapor de un líquido es igual a la presión total sobre la superficie del líquido se conoce como **punto de ebullición**. Entonces, la oposición a la evaporación ejercida por la atmósfera circundante es neutralizada y la ebullición toma lugar. El punto de ebullición depende de la presión total, aumentando con un aumento de la presión.

Teóricamente, cualquier líquido puede hacerse hervir a cualquier temperatura deseada, dentro del intervalo de existencia del líquido, variando suficientemente la presión total sobre su superficie. La temperatura a la que el líquido hierve bajo presión total de 1 atm (presión atmosférica) se denomina punto de ebullición normal. Esta es la temperatura a la cual la presión de vapor en el equilibrio es igual a la presión atmosférica.

JZH