

RESUMEN

El propósito de este experimento fue el de determinar la presión de vapor de un líquido puro a diferentes temperaturas de ebullición, modificando la presión del sistema.

Para la determinación de la presión de vapor se utilizó un recipiente que sirvió de amortiguador, al cual estaban conectadas tres mangueras de látex, una de ellas se conectó a la bomba de vacío y la otra se conectó al manómetro de mercurio, así también se usó un matraz de dos bocas el cual contenía al líquido en estudio, (en este caso se utilizó agua) y sostenía el termómetro y a el refrigerante el cual es similar a la bureta para gases, solo que en su interior contiene un tubo en forma de serpentín el cual se conectó al recipiente amortiguador.

Primero se mantuvo una presión constante en el manómetro de mercurio, una vez logrado este punto se comenzó el calentamiento del agua, observando el instante en que el agua empezó a hervir (punto de ebullición) tomando la lectura de la temperatura y de la diferencia entre las columnas de mercurio, después de esto se varió a la presión en 5 cm y se repitió la toma de la temperatura en el instante en que el agua llegó a su punto de ebullición este procedimiento se realizó hasta que en el manómetro las dos columnas de mercurio tuvieron la misma altura.

OBJETIVOS

- Determinar experimentalmente la presión de vapor de los líquidos puros a distintas temperaturas de ebullición, modificando la presión del sistema.
- Determinar la relación existente entre la presión de vapor y la temperatura de los líquidos puros.

INTRODUCCION TEORICA

LA PRESION DE VAPOR DE LOS LIQUIDOS

Esta presión es conocida como presión saturada de vapor del líquido correspondiente. En tanto se mantiene esta, el líquido no exhibe más tendencia a evaporarse, pero a una presión menor hay una nueva transformación hacia la fase de gas, y otra más elevada se verifica una condensación, hasta restablecer la presión de equilibrio.

Para un líquido cualquiera la vaporización va acompañada de absorción de calor y la cantidad de este, para una temperatura y presión dadas, requeridas para calentar cierto peso de líquido se conoce con el nombre de calor de vaporización y es la diferencia de entalpía de vapor y líquido, esto es, $H_v = H_r - H_l$, donde H_v es el calor de vaporización y H_r y H_l las entalpías de vapor y de líquido.

En una evaporización H_v es positiva siempre, mientras que en una condensación es negativa y numéricamente igual al calor absorbido en la vaporización. Como cabe esperar la definición de H ; H_v es la diferencia entre la energía interna del vapor y del líquido $E_v = E_v - E_l$ y el trabajo de expansión en el cambio de fase; es decir

$$H_v = E_v + P V_v$$

donde P es la presión de vapor y $V_v = V_v - V_l$

Hay varios procedimientos de medir la presión de vapor de un líquido que se clasifican en estáticos y

dinámicos. En los primeros se deja que el líquido establezca su presión de vapor sin que haya ningún disturbio, mientras que en los dinámicos el líquido hierve o se hace pasar una corriente inerte de gas a través del mismo.

La línea de separación entre esos métodos no es muy clara siempre, y un procedimiento particular es a veces, una combinación de los dos.

La presión ejercida por las moléculas de vapor en equilibrio con el líquido a una determinada temperatura se llama presión de vapor del líquido. La presión de vapor depende de la temperatura y de la clase del líquido, puesto que depende de la naturaleza de las interacciones entre las moléculas de la sustancia; un compuesto como el agua tiene una presión de vapor más baja que el éter porque las moléculas de agua tienen fuerzas de atracción intermolecular mayores que las moléculas del éter.

PUNTO DE EBULLICION

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 disminuir la presión, el punto de ebullición disminuye; un aumento en la presión aumenta el punto de ebullición.

VARIACION DE LA PRESION 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.

Es fácil de comprender el aumento de la presión de vapor teniendo en cuenta la teoría cinética. Al aumentar la temperatura es mayor la porción de moléculas que adquieren la energía suficiente para escapar de la fase líquida, y en consecuencia se precisa mayor presión para establecer un equilibrio entre el vapor y el líquido. Por encima de la temperatura crítica la tendencia de escape de las moléculas es tan elevada que ninguna presión aplicada es suficiente para mantenerlas unidas en el estado líquido, y toda la masa persistente como gas.

La siguiente figura nos muestra como varía la presión de vapor con la temperatura.

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 , 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:

$$dP/dT = H_v / T (V_g - V_l)$$

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:

$$d \ln P / dT = H_v / RT^2$$

Esta ecuación es conocida como ecuación de Clausius-Clapeyron.

Integrando esta nos queda de la siguiente forma:

$$\text{Log}_{10} P = - H_v / 2.303 R (1 / T) + C$$

Ademas comparamos la ecuación con la de una linea recta $y = mx + b$, sugiere que si $\text{Log}_{10} P$ para un liquido se gráfica contra $1 / T$, la gráfica debe ser una linea recta con :

PENDIENTE

$$m = (- H_v / 2.303 R)$$

INTERSECCION

$$b = C$$

De las pendientes de las lineas, se deducen los calores de vaporización de diversos líquidos, así:

$$\text{pendiente} = m = - H_v / 2.303 R$$

y por lo tanto

$$H_v = - 2.303 R m = - 4.576m \text{ cal mol}^{-1}$$

ENTALPIA. La mayoría de los procesos físicos y químicos tienen lugar a presión constante y no a volumen constante. Esto es cierto, por ejemplo en el proceso de vaporización, la energía interna E se puede usar efectivamente en procesos a volumen constante, encontraremos muy conveniente en los cambios a presión constante emplear otra función termodinámica. Al igual que la energía interna no podemos establecer el valor absoluto de la entalpia para un cierto sistema aunque al igual que con E , es la magnitud delta, la diferencia de valores H , la que es importante al igual que la energía interna, la entalpia de un sistema depende exclusivamente de su estado y no de su historia anterior.

MATERIAL UTILIZADO

- Recipiente de ebullición.
- Mechero o mantilla calefactora.
- Termómetro de 0–100 °C.
- Refrigerante recto o equivalente.
- Frasco de dos a tres litros, de pared gruesa y boca ancha.
- Mercurio para manómetro.
- Bomba de vacío.

DESARROLLO

- 1.– Se instalo el aparato como se muestra en la figura.
- 2.– Se lleno con una cuarta parte del volumen del matraz de dos bocas, con el liquido en estudio (agua).
- 3.– Se verifico que el aparato no presentara fugas, abriendo la válvula que comunica con la bomba de vacío y cerrando la válvula de venteo. En la cual se observo que la presión se mantenía constante.
- 4.– Se fijo un vacío el cual fue controlado con la válvula de venteo a una presión de 22 mm Hg.

5.- Se calentó el agua , controlando el calentamiento de tal forma que la ebullición fuese moderada.

6.- Se anoto la temperatura de ebullición y se midió la diferencia de alturas entre las dos ramas del manómetro.

7.- Se modifíco la presión del sistema abriendo la válvula de venteo, hasta establecer una nueva presión que puede ser 5 cm de mercurio mayor que la anterior. Las cuales posteriormente se describen las diferentes temperaturas y presiones.

8.- Se realizo así el experimento hasta que se alcanzo una diferencia de alturas en las ramas del manómetro igual a cero, es decir que la presión absoluta sea igual a la atmosférica.

CUESTIONARIO

1.- Construya una gráfica de presión (mm Hg) contra temperatura en (°K).

DATOS OBTENIDOS EN EL EXPERIMENTO

P vacío	T °C
563	30
507	44
449	57
375	66
283	75
125	86
76	90
65	91
54	91
30	92
14	93

$$P_{\text{ABSOLUTA}} = P_{\text{ATMOSFERICA}} - P_{\text{VACIO}}$$

$$P_{\text{ATM}} = 585 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{VACIO}} = \text{ES LA LEIDA EN EL MANOMETRO.}$$

REALISANDO LAS CONVERSIONES LOS DATOS SON:

PABSOLUTA	T (°k)
22	303
78	317
136	330
210	339
302	348
460	359
509	363
520	364

531	364
555	365
571	366