

Práctica 2: Entalpía de vaporización de etanol.

Nombre: Nicolás Gustavo Gaitán Gómez

Código: 201727889

1. Objetivos de la práctica:

- Ilustrar los conceptos de la primera ley de la termodinámica
- Determinar el calor de vaporización de la acetona.
- Aplicar los conceptos de termodinámica vistos en clase

2. Introducción:

Cuando se coloca un líquido en un recipiente sellado herméticamente, una parte del líquido se evaporará. Las moléculas de gas recién formadas ejercen presión en el recipiente, mientras que una parte del gas se condensa nuevamente sobre el líquido. Si la temperatura dentro del recipiente se mantiene constante, pasado un tiempo el sistema alcanzará un estado de equilibrio. En el equilibrio, la velocidad de condensación de las moléculas en el vapor se iguala a la velocidad de evaporación de las moléculas presentes en la superficie del líquido. La presión medida debida únicamente a las moléculas del líquido en el estado de equilibrio se le conoce como presión de vapor, y permanecerá constante mientras la temperatura en el recipiente no cambie. Matemáticamente la relación entre la presión de vapor de un líquido y la temperatura se describe en la ecuación de Clausius-Clayperon.

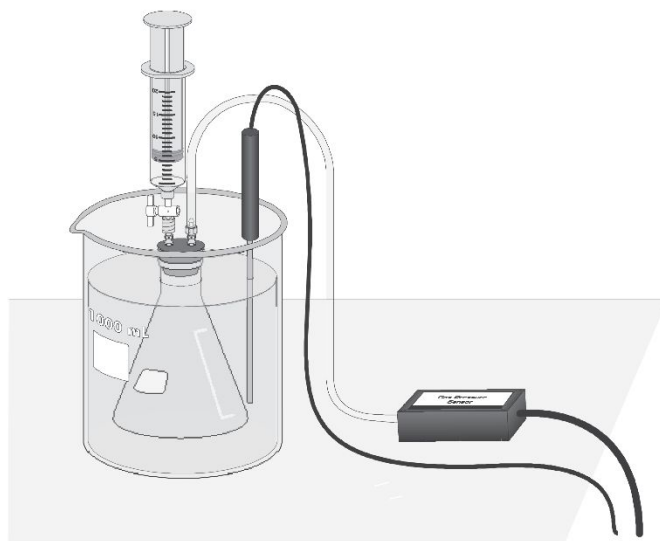
$$\ln P = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + C$$

Donde $\ln P$ es el logaritmo natural de la presión de vapor, ΔH_{vap} es el calor o entalpía de vaporización, R es la constante universal de los gases (8.314 J/mol K), T es la temperatura absoluta, o Kelvin, y C es una constante no relacionada con la capacidad calorífica. Por lo tanto, la ecuación Clausius-Clayperon no solo describe cómo la temperatura afecta la presión de vapor, sino que también relaciona estos factores con el valor de la entalpía de vaporización del líquido. El H_{vap} es la cantidad de energía requerida para causar la evaporación de un mol de líquido a presión constante.

En este experimento, se introduce un volumen específico de etanol en un recipiente cerrado y se mide la presión en el recipiente a distintas temperaturas. La presión total medida en el matraz sellado se debe al vapor generado por el líquido más las moléculas de aire presentes en el frasco ($P_{\text{total}} = P_{\text{vapor}} + P_{\text{aire}}$). Con estas medidas, podrá calcular el ΔH_{vap} del líquido y visualizará el efecto que tiene la temperatura sobre la presión de vapor del etanol.

3. Metodología

3.1. Montaje experimental



3.2. Materiales y reactivos (por grupo)

- Computadora con el software de medida.
- Sensor de presión del gas.
- Sensor de temperatura.
- Tapón de caucho con orificios.
- Tubo de plástico con dos conectores.
- Jeringa de 20 mL.
- Erlenmeyer de 125 mL.
- Etanol.
- Vaso de precipitados de 500 mL.
- Vaso de precipitados de 1 L.
- Agua destilada.
- Plancha de calentamiento.

3.3. Procedimiento experimental

Diríjase al video del siguiente link: <https://www.youtube.com/watch?v=XmtiB3wfeUw>
El procedimiento que puede ver en el vídeo se describe a continuación, la parte escrita en negrilla describe la toma de datos que debe realizar.

3.3.1. *Determinación de la entalpía de vaporización:*

3.3.1.1. Se calienta alrededor de 200 mL de agua destilada en el vaso de precipitados de 400 mL usando la plancha de calentamiento.

3.3.1.2. Se prepara un baño de agua a temperatura ambiente en un vaso de precipitados de 1 litro. El baño debe ser lo suficientemente profundo como para cubrir completamente el nivel de gas en el matraz Erlenmeyer de 125 mL.

3.3.1.3. Se conecta el sensor de presión del gas y la sonda de temperatura a la interfaz de medida. Se conecta la interfaz a la computadora con el cable adecuado.

3.3.1.4. Se inicia el software de medida en el computador y se corre el archivo asociado al método de medida (presión vs temperatura).

3.3.1.5. Se usa el tubo transparente para conectar el tapón de caucho al sensor de presión de gas. Se tapa firmemente con el tapón de caucho el matraz Erlenmeyer para evitar pérdidas de gas (Montaje experimental). Se abre la válvula presente en el tapón de caucho.

3.3.1.6. Se mide la presión del aire en el matraz a temperatura ambiente. Se coloca la sonda de temperatura cerca del matraz. Cuando las lecturas de presión y la temperatura se estabilizan, se registran estas medidas.

3.3.1.7. Se acondiciona el matraz Erlenmeyer y los sensores al baño de agua.

a. Se coloca la sonda de temperatura en el baño de agua a temperatura ambiente.

b. Se sumerge el matraz Erlenmeyer en el baño de agua hasta la base del tapón de caucho.

c. Después de 30 segundos, se cierra la válvula del tapón.

3.3.1.8. Se extrae 3 mL de etanol con jeringa de 20 mL. Se enrosca la jeringa a la válvula en el tapón de caucho (montaje experimental).

3.3.1.9. Añadir el etanol al matraz.

a. Se abre la válvula donde se encuentra enroscada la jeringa que contiene etanol.

b. Se inyecta el etanol al matraz presionando el émbolo.

c. Se arrastra rápidamente el émbolo hacia la marca de 3 mL y se cierra la válvula.

d. Se retira con cuidado la jeringa del tapón para que el tapón no se mueva.

3.3.1.10. Se bate suavemente el matraz en el baño de agua durante unos segundos, utilizando un movimiento similar agitar lentamente una taza de café o té, para acelerar la evaporación del etanol.

3.3.1.11. Toma de datos de temperatura y presión.

a. Se hace clic para comenzar la recopilación de datos en el software.

d. Se mantiene el matraz firme una vez más.

c. Cuando las medidas de presión y temperatura se estabilicen, se hace clic nuevamente.

3.3.1.12. Se transfiere una pequeña cantidad de agua caliente, desde el vaso de precipitados en la plancha, para calentar el baño de agua 3–5 ° C. Se utiliza un tercer vaso de precipitados para transferir el agua caliente. Se revuelve el baño de agua lentamente con la sonda de temperatura. Y se monitorean las lecturas de presión y temperatura. Se hace clic cuando las medidas se estabilicen.

3.3.1.13. Se repite el paso 3.2.1.12. hasta que haya completado cinco medidas en total. Agregue suficiente agua caliente para cada prueba para que la temperatura del baño de agua aumente en 3-5 ° C, pero no caliente el baño de agua más allá de 40 ° C porque el aumento de presión puede sacar el tapón del matraz.

3.3.1.14. Después de registrarse el quinto conjunto de lecturas, se abre la válvula para liberar la presión en el matraz. Se retira el matraz del baño de agua y se retira el tapón del matraz. El etanol se desecha según las indicaciones de la hoja de seguridad.

3.3.1.15. Se hace clic para finalizar la recopilación de datos.

3.3.2. Registre las lecturas de presión, como P_{total} , y las lecturas de temperatura en la tabla de datos. Estos datos se encuentran en el minuto 5:40 del video ilustrativo del experimento. La presión y temperatura que se encuentran en la parte inferior de la tabla de datos corresponden a las tomadas para el aire (101.4 kPa a 28.9 °C).

3.4. Tabla de datos.

	Aire	1	2	3	4	5
P_{total} (kPa)		102.7	103.7	104.5	105.2	106.3
P_{aire} (kPa)	101.4	99.1	99.6	100.2	100.7	101.3
P_{vap} (kPa)		3.57	4.06	4.26	4.52	4.99
Temperatura (°C)	28.9	21.8	23.3	25.1	26.4	28.3
Temperatura (K)	302.05	295.3	296.8	298.6	299.9	301.8

3.5. Tratamiento de Datos:

3.5.1. La presión del aire contenida en el matraz para las medidas de 1-5 debe calcularse porque las temperaturas cambian. Cuando se calentó el matraz, el aire en el matraz ejerció una presión que debe ser calculada. Use la relación de la ley de gases que se muestra a continuación para completar los cálculos. Recuerde que todos los cálculos de la ley de gases requieren temperatura Kelvin.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

3.5.2. Calcule y registre en la tabla la presión de vapor de etanol (P_{vap}) para cada medida restando la presión de aire (P_{air}) de la presión total (P_{total}).

3.5.3. En una hoja de cálculo de Excel haga el gráfico de P_{vap} (eje y) en función de la temperatura Celsius (eje x). El gráfico tiene que incluirse en el informe, recuerde nombrar los ejes de forma apropiada.

¿La gráfica muestra la tendencia esperada del efecto de la temperatura sobre la presión de vapor?

3.5.4. Para determinar el calor de vaporización, ΔH_{vap} , en la hoja de cálculo genere una columna con el logaritmo natural de la presión de vapor ($\ln P_{\text{vap}}$) y una segunda columna con el recíproco de la temperatura absoluta ($1/[T(^{\circ}\text{C})+273]$). Haga un gráfico de presión de $\ln P_{\text{vap}}$ en función de $1/T(\text{K})$.

Realice una regresión lineal (línea de mejor ajuste) para este gráfico. Siga las instrucciones del profesor. Adjunte la gráfica en el informe.

Calcule el ΔH_{vap} usando la pendiente de la recta y teniendo en cuenta la ecuación de Clausius - Clayperon.

¿Qué puede decir acerca de ese valor? ¿El proceso de vaporización es endotérmico o exotérmico? Además, diga un ejemplo cotidiano donde se evidencie el efecto de la evaporación sobre la temperatura.

3.5.5. El valor reportado del ΔH_{vap} de etanol es 38.7 kJ/mol (Counsell, Fenwick, et al., 1970). Compare el resultado calculado de ΔH_{vap} con el valor reportado. ¿A qué se pueden deber dichas diferencias?

4. Cálculos

- Posterior a la toma de resultados se procede a su análisis por medio de cálculos estructurados, con el objetivo de encontrar la entalpía de evaporación del etanol. A continuación se describe este proceso.

Las mediciones de temperatura se realizaron en grados centígrados, por lo que se deben convertir a grados Kelvin, de la siguiente manera:

$$K^{\circ} = C^{\circ} + 273.15$$

Posteriormente, se calcula la presión del aire en el momento de cada medición. Así, se utiliza la siguiente equivalencia:

$$P_{\text{aire} - \text{medición}} = \frac{P_{\text{aire} - \text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} \cdot T_{\text{medición}}$$

Con estos valores se puede obtener la presión específica del vapor de etanol:

$$P_{\text{vapor}} = P_{\text{total}} - P_{\text{aire}}$$

Lo cual se lleva a cabo para cada toma.

Teniendo en cuenta el modelo Clausius-Clayperon, de la forma:

$$\ln(P_{\text{vapor}}) = \frac{-\Delta H_{\text{vapor etanol}}}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Se puede implementar un ajuste lineal calculando el logaritmo natural para cada valor de presión de vapor, donde este valor representa $f(x)$, y el inverso de la temperatura en grados Kelvin como x , es decir, la variable independiente. El ajuste de la forma:

$$f(x) = mx + b$$

Se obtiene la siguiente gráfica:

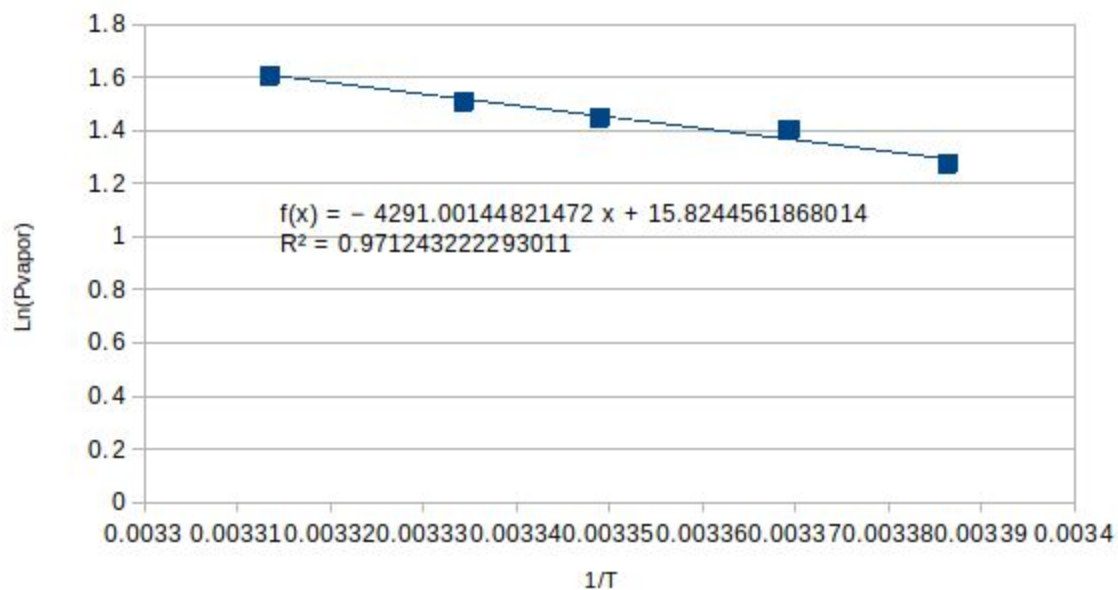


Figura 1. El valor del coeficiente de determinación ($R^2=0.97$) indica un ajuste adecuado del modelo en cuanto a sus variables.

Donde m es la pendiente y b es el intercepto en el eje y , permite, entonces, caracterizar la siguiente relación:

$$m = \frac{-\Delta H_{\text{vapor etanol}}}{R}$$

$$\Delta H_{\text{vapor etanol}} = -(m \cdot R)$$

Sustituyendo por los valores, se obtiene:

$$\Delta H_{\text{vapor etanol}} = -(8.134 \cdot (-4291.00144821472))$$

$$\Delta H_{\text{vapor etanol}} = 35.6753860404572 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{vapor etanol}} = 35.7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Dado el valor teórico de este proceso fisicoquímico, se calcula el porcentaje de error experimental:

$$\% \text{ Error Experimental} = \frac{(\Delta H_{teo} - \Delta H_{exp})}{\Delta H_{teo}} \cdot 100$$

$$\% \text{ Error Experimental} = \frac{(38.7 - 35.6753860404572)}{38.7} \cdot 100$$

$$\% \text{ Error Experimental} = 7.81\%$$

5. Análisis de resultados

De acuerdo con la pendiente obtenida se puede evidenciar que la inversa de la temperatura y la presión en escala logarítmica son inversamente proporcionales. Esto quiere decir que la temperatura y la presión poseen una relación directamente proporcional. En este caso, se evidencia en el hecho que, al aumentar la temperatura, aumenta la presión de vapor del etanol. Esto sucede debido al incremento en la velocidad de las partículas de etanol debido al influjo de energía en forma de calor desde el sistema. Además de esto, esta energía también permite la vaporización del etanol, por lo cual sucede un aumento de moles a partir del etanol líquido. Estos dos sucesos, en este sistema cerrado, preceden, entonces, un aumento de la presión ocasionado por el aumento de temperatura.

Consecuentemente, se puede describir este proceso como un evento físico, puesto que se evidencia el cambio de fase y de las variables del sistema y el entorno sin relación a reacciones químicas como tal.

La entalpía de reacción obtenida para el cambio de fase de líquido a vapor del etanol es de 35.7 kJ/mol. Esto indica que, en orden que suceda este proceso, se requiere agregar energía al sistema, lo que demuestra la naturaleza endotérmica de la reacción. En este caso, la energía que obtuvo el sistema fue en forma de calor, por lo que el aumento de temperatura determinó el aumento de presión de vapor. Este tipo de fenómenos se pueden observar en situaciones comunes como en el área de la gastronomía. Por ejemplo, al aumentar la temperatura de una olla a presión con agua, se puede evidenciar como la presión interna del sistema aumenta concomitante a este influjo de calor, lo cual se explica por el fenómeno de vaporización explicado previamente.

En relación con el valor teórico (38.7 kJ/mol) se obtiene que el error experimental es de 7.81%. Este valor no indica un gran margen de error como para concluir que el valor obtenido no es preciso, sin embargo es considerable. Entre las fuentes de error sistemático más probables se encuentra la posibilidad que los instrumentos estuvieran calibrados de manera incorrecta. Claramente, al no tener la posibilidad de realizar el experimento, el experimentador no puede garantizar la validez de las lecturas del barómetro y el termómetro utilizados, puesto que los datos se obtuvieron de un video previamente

grabado. Finalmente, es posible que el montaje experimental se hiciera inadecuadamente, por lo cual se podrían afectar los resultados, pero no es una fuente de error aparentemente significativa.

6. Conclusiones

- El proceso de vaporización de una sustancia es endotérmico, de hecho el valor experimental obtenido (35.7 kJ/mol) demuestra que se requiere una gran cantidad de energía para que suceda este cambio físico.
- Gracias al tipo de montaje experimental, se puede concluir que el aumento de temperatura predecesor al cambio de líquido a vapor de una sustancia como el etanol, produce a su vez un aumento de presión considerable en un sistema isovolumétrico.
- El error experimental de 7.81% demuestra que el experimento fue preciso, pero es una cifra significativa. Es difícil determinar la causa exacta de este fenómeno debido a las condiciones de análisis del experimento pero se presume que se encuentra relacionado con la calibración de los equipos de medición.

7. Referencias

(1) Procedimiento adaptado del video "Vapor pressure and heat of vaporization" de la universidad del estado de Fayetteville: <https://www.youtube.com/watch?v=XmtiB3wfeUw>.

(2) Counsell, J.F.; Fenwick, J.O.; Lees, E.B., Thermodynamic properties of organic oxygen compounds 24. Vapour heat capacities and enthalpies of vaporization of ethanol, 2-methylpropan-1-ol, and pentan-1-ol, The Journal of Chemical Thermodynamics, 1970, 2, 3, 367-372, [https://doi.org/10.1016/0021-9614\(70\)90007-8](https://doi.org/10.1016/0021-9614(70)90007-8).