

# Determinación de la entalpía de vaporización del agua

Ricardo Pérez Twerdy

## Resumen

Este informe tiene como objetivo el estudio experimental de la entalpía de vaporización molar del agua, comenzando con la verificación de la ecuación de Clausius-Clapeyron, continuando con la determinación de la entalpía, y finalizando con la obtención de la temperatura de ebullición del agua a presión atmosférica, comparando los datos obtenidos con la ecuación semiempírica de Antoine.

# Índice

<b>Resumen</b>	<b>1</b>
<b>Introducción</b>	<b>3</b>
<b>Fundamentos teóricos</b>	<b>3</b>
Introducción teórica	3
Desarrollo físico-matemático	5
<b>Método experimental</b>	<b>7</b>
Material necesario	7
Metodología	7
Pequeño razonamiento físico-matemático final	9
<b>Resultados</b>	<b>10</b>
<b>Interpretación y discusión de los resultados</b>	<b>13</b>
Presiones de vapor	13
Entalpía de vaporización del agua	13
Temperatura de ebullición	14
Error de aproximación	14
<b>Conclusiones</b>	<b>14</b>
<b>Opinión personal</b>	<b>15</b>
<b>Resolución de las cuestiones propuestas</b>	<b>15</b>
<b>Agradecimientos</b>	<b>16</b>
<b>Apéndices</b>	<b>17</b>
1. Medida de la presión del laboratorio	17
2. Errores	19
Pv frente a T (figura 7)	19
ln(PvP0) frente a 1T (figura 8)	19
Posible error en la aproximación de $P_v(0^\circ\text{C})=0$	20
<b>Referencias</b>	<b>20</b>

# Introducción

Nos encontramos a principios de siglo 20. El surgimiento industrial generalizado está en su auge y con ello la industria química. Además, muchas enfermedades que más tarde dejarán de tener importancia dado a su difícil propagación también están en su apogeo y la búsqueda de su erradicación las sigue. ¿Quién nos diría la envergadura que tendría cercenar y precisar el valor del punto de ebullición de agua y su entalpía de vaporización? La importancia del hallazgo de la entalpía de vaporización del agua y de su punto de ebullición es esencial no sólo para toda la industria química, si no para la culinaria también, y otros como la reducción de residuos, o la prevención de enfermedades como el cólera (puesto que la bacteria que porta dicha enfermedad se puede prevenir hirviendo el agua). Por tanto, algo tan inicialmente inocente como la determinación de la entalpía de vaporización del agua, puede desencadenar en unos conocimientos que finalmente pueden salvar una gran cantidad de vidas. Y así sucedió.

Dada la importancia del tema en cuestión, es interesante realizar un estudio de dicho tema para reducir la incertidumbre sobre dichos resultados, que a lo largo de anteriores estudios se han mostrado perceptiblemente dispersos.

Por tanto, con el fin de aportar más conclusiones sobre este tema y de cercenar el error, estudiaremos tanto la entalpía de vaporización del agua como su punto de ebullición, realizando medidas de entre  $0^{\circ}\text{C}$  y  $70^{\circ}\text{C}$  a presión atmosférica medida en el laboratorio, para posteriormente analizar los datos digitalmente, basándonos en la ecuación de Clausius-Clapeyron y de Antoine.

## Fundamentos teóricos

### 1. Introducción teórica

La entalpía de una transformación,  $\Delta H$ , es la cantidad de energía requerida por una sustancia para cambiar de fase. Hemos de destacar que los cambios de fase son procesos donde no aumenta la temperatura, ya que el calor suministrado se invierte totalmente en el cambio de fase. Si se produce un cambio de sólido a líquido hablaremos de entalpía de fusión y si el cambio se produce de líquido a gaseoso corresponderá a la entalpía de vaporización, como es el caso que vamos a analizar en el laboratorio para el agua.

Esta última se escribe como  $\Delta \bar{H}_{\text{liquido} \rightarrow \text{vapor}}$ , y para facilitar la lectura la designaremos como

$$\Delta \bar{H}_v = \Delta \bar{H}_{\text{liquido} \rightarrow \text{vapor}}.$$

La entalpía de vaporización molar se puede expresar como  $\Delta \bar{H}_v = \bar{H}_{\text{vapor}} - \bar{H}_{\text{liquido}}$ , esto es, la entalpía molar del estado gaseoso menos la del estado líquido, y es la cantidad de energía necesaria para evaporar un mol de un determinado líquido. Hemos de recalcar que en este proceso de vaporización, la energía en forma de calor se invierte en el cambio de fase y no en un aumento de la temperatura.

El científico escocés Joseph Black (1728-1799) introdujo por primera vez este concepto y le llamó calor latente, ya que en latín “latente” quiere decir escondido, y en esa época no se

entendía muy bien el proceso de cambio de fase en el que no tiene lugar un cambio de temperatura a pesar de añadir calor al sistema.

Como en este experimento vamos a analizar la dependencia de la presión con la temperatura en un sistema donde existe líquido y vapor, sería de nuestro interés encontrar una forma de observar el comportamiento de una sustancia ante sus cambios de fase, en función de la presión y temperatura. Esta forma de representar la naturaleza de los cambios de fase se denomina diagrama de fases. Un diagrama de fases es un gráfico que proporciona información sobre las condiciones de presión y temperatura para las cuales una sustancia puede existir en cualquiera de sus posibles estados, tal y como se puede observar en la figura 1 para un elemento típico de un solo componente. Las líneas continuas representan líneas de equilibrio entre dos fases.

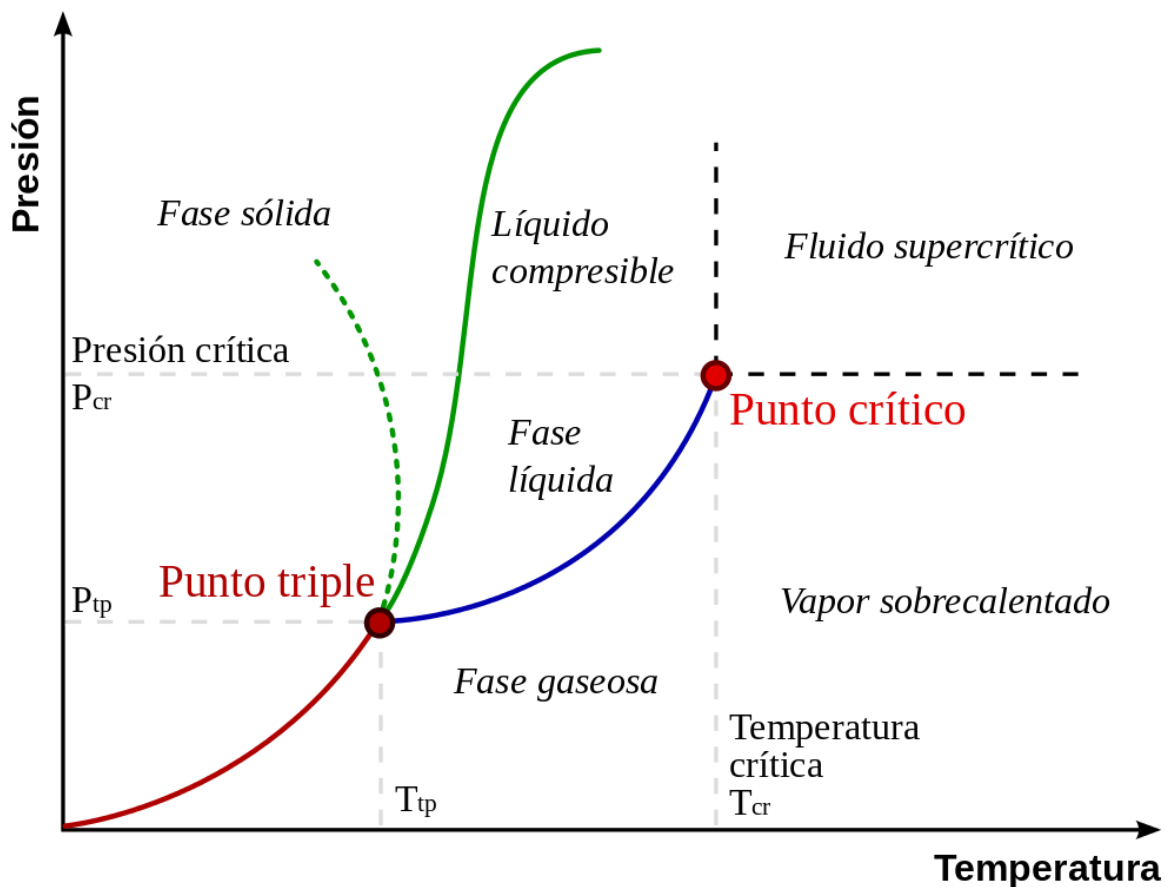


Figura 1. Modelo del diagrama de fases típico de una sustancia de único componente en función de la temperatura y la presión. La alineación de puntos verdes muestra el comportamiento anómalo de la interfase líquido-sólido para el agua (hielo-agua líquida).

Dado que la naturaleza de nuestro experimento ocurre entre la fase gaseosa y la líquida, nos fijaremos en la línea azul, que corresponde al equilibrio líquido-vapor

Los diagramas de fases permiten predecir los cambios del punto de fusión, del punto de ebullición y del punto de sublimación de una sustancia que se producen debido a variaciones de la presión externa.

El propósito de este experimento es obtener la entalpía molar de vaporización  $\Delta H_v$  del agua pura asociada a la transición líquido-vapor basándonos en la ecuación de Clausius-Clapeyron,

$$\frac{dP}{dT} = \frac{P\Delta\bar{H}}{RT^2} \quad (1)$$

## 2. Desarrollo físico-matemático

Suponiendo un comportamiento de gas ideal para el vapor de agua, y realizando medidas de temperatura y volumen en un sistema aislado (donde la transferencia de calor sea nula), podremos determinar la curva de presión de vapor del agua en función de la temperatura, lo cual nos permitirá determinar la entalpía de vaporización.

Si tenemos un sistema cerrado en el que coexisten dos fases en equilibrio, a las que llamaremos  $\alpha$  y  $\beta$  (agua líquida y vapor de agua en nuestro experimento), se verifica que el potencial químico,  $\mu$ , es el mismo en ambas fases del sistema, y sólo depende de la presión  $P$  y de la temperatura  $T$ :

$$\mu_{\alpha}(T, P) = \mu_{\beta}(T, P) \quad (2)$$

La ecuación de Clapeyron nos permite calcular la pendiente de la línea de equilibrio de vaporización del diagrama de fases,  $\frac{dP}{dT}$ , para valores de la presión y la temperatura que se encuentren alejados del punto triple y del punto crítico (ver la Fig.1). Para deducir esta ecuación, vamos a suponer que realizamos un cambio infinitesimal de la presión y la temperatura sobre la línea de equilibrio del diagrama de fases, lo cual producirá un cambio infinitesimal en la energía libre de Gibbs molar,  $\bar{G}$ , y si tenemos en cuenta que en nuestro sistema sólo se puede producir trabajo mecánico debido a un cambio de volumen (recordemos que teníamos un sistema aislado), tendremos que:

$$d\bar{G} = \bar{V}dP - \bar{S}dT \quad (3)$$

siendo  $\bar{V}$  el volumen molar y  $\bar{S}$  la entropía molar del sistema.

Después de un cambio infinitesimal  $dT$  y  $dP$ , las dos fases siguen en equilibrio,

$$d\mu_{\alpha}(T, P) = d\mu_{\beta}(T, P) \quad (4)$$

y como el potencial químico coincide con la energía libre de Gibbs molar cuando ambas fases coexisten, podemos reemplazar la ecuación (3) en la ecuación (4), y obtenemos que:

$$\bar{V}_{\alpha}dP - \bar{S}_{\alpha}dT = \bar{V}_{\beta}dP - \bar{S}_{\beta}dT \quad (5)$$

si reagrupamos los términos, tendremos:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\bar{S}_{\beta} - \bar{S}_{\alpha}}{\bar{V}_{\beta} - \bar{V}_{\alpha}} = \frac{\Delta\bar{S}_{\alpha\beta}}{\Delta\bar{V}_{\alpha\beta}} \quad (6)$$

donde  $\Delta\bar{S}_{\alpha\beta}$  y  $\Delta\bar{V}_{\alpha\beta}$  son, respectivamente, el cambio de entropía molar y de volumen molar al pasar de la fase  $\alpha$  a la fase  $\beta$ . Si tenemos presente la relación existente entre la entropía molar de cambio de fase y la entalpía molar,  $\Delta\bar{S} = \frac{\Delta\bar{H}}{T}$ , podremos enunciar la ecuación de Clapeyron de la forma:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta\bar{H}_{\alpha\beta}}{T\Delta\bar{V}_{\alpha\beta}} \quad (7)$$

En este experimento estamos interesados en analizar el proceso de vaporización ( $v$ ) de un líquido, y la presión será la del líquido; modificando los índices de la ecuación (7),

$$\frac{dP_v}{dT} = \frac{\Delta \bar{H}_v}{T \Delta \bar{V}_v} \quad (8)$$

Esta ecuación nos indica la relación de la pendiente de la línea de equilibrio de vaporización en un diagrama de fases con la entalpía de vaporización.

Fijémonos que solo nos hace falta hacer uso de una hipótesis para llegar a la forma de la ecuación (1).

Esta es la consideración de un proceso de vaporización a bajas presiones, puesto que entonces es lícito suponer que el volumen molar del líquido es despreciable comparado con el volumen molar del vapor y que la fase vapor en la mezcla se comporta como un gas ideal:

$$\Delta \bar{V}_v \simeq \bar{V}_v = \frac{RT}{P_v} \quad (9)$$

siendo  $R$  la constante de los gases ideales. Aplicando estas dos aproximaciones a la ecuación (8), obtenemos la ecuación de Clausius-Clapeyron para la variación de la presión del vapor con la temperatura, que no es sino la ecuación (1) con los índices que usamos,

$$\frac{dP_v}{dT} = \frac{P_v \Delta \bar{H}_v}{RT^2} \quad (10)$$

En adición, si suponemos que la entalpía de vaporización es constante en el intervalo de temperaturas en las que realizamos el experimento, es posible obtener una solución analítica de la ecuación diferencial anterior, utilizando el método de variables separables, de la forma:

$$\ln P_v = -\frac{\Delta \bar{H}_v}{RT} + C \quad (11)$$

siendo  $C$  una constante de integración.

Para obtener la constante  $C$  consideramos que a la presión atmosférica del laboratorio  $P_0$  la temperatura de ebullición del agua es  $T_{eb}^0$  (que es la temperatura a la cual las fases líquida y gaseosa coexisten a una cierta presión), y el resultado de la ecuación de Clausius-Clapeyron será de la forma:

$$\ln \frac{P_v}{P_0} = \frac{\Delta \bar{H}_v}{R} \left( \frac{1}{T_{eb}^0} - \frac{1}{T} \right) \quad (12)$$

De esta forma obtenemos un método simple para determinar la entalpía molar de vaporización, ya que la presión de vapor del agua se puede obtener a través de medidas de temperatura y volumen en un sistema aislado, como veremos a continuación en método experimental, suponiendo un comportamiento de gas ideal para el vapor.

A través de una adecuada representación gráfica de las variables de la ecuación (12), y como veremos posteriormente, es posible obtener la entalpía de vaporización y la temperatura de ebullición a la presión del laboratorio.

# Método experimental

## 1. Material necesario

- Vaso de precipitado de 1 litro
- Tubo de ensayo (preferiblemente con divisiones de 0.1 ml)
- Calefactor eléctrico
- Agitador magnético
- Termómetro tipo termopar
- Agua destilada
- Agua destilada hervida
- Hielo
- Jeringa.
- Tapa de poliuretano

## 2. Metodología

El experimento que vamos a realizar en el laboratorio consiste en un recinto cerrado (tubo de ensayo invertido) donde existe un gas (aire) en contacto con un líquido (agua destilada hervida en nuestro caso) a una determinada temperatura  $T$ . Utilizamos agua destilada para evitar que salgan burbujas del agua a lo largo del desarrollo del experimento.

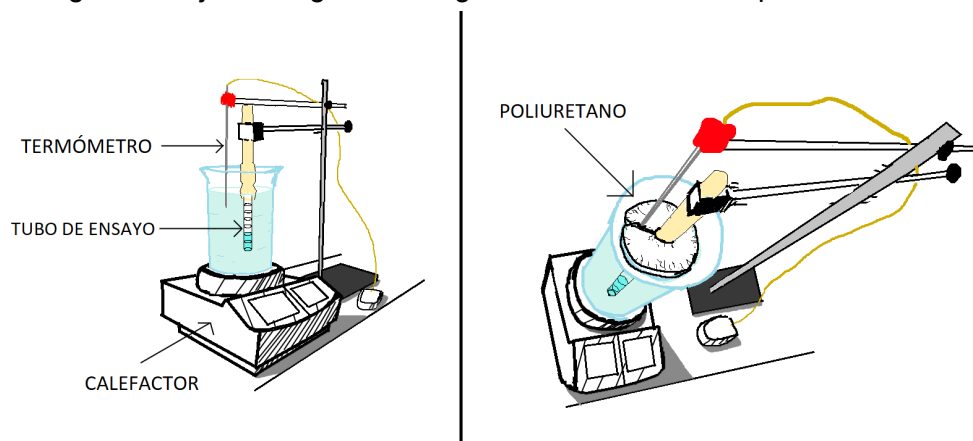


Figura 2. Esquema del dispositivo a montar.

En la figura 2 se muestra esquemáticamente el dispositivo montado, donde el calefactor funciona también como agitador magnético, el termómetro atraviesa el poliuretano, y donde la punta del termómetro debería estar pegado al tubo de ensayo y a la mitad de este, para una mayor precisión (se ha cometido esta falta para facilitar la comprensión del montaje). El uso de poliuretano nos facilitará el aislamiento del sistema, reduciendo los posibles intercambios de calor.

La fase gaseosa, que se encuentra en el interior del tubo de ensayo, consiste en una cantidad fija de aire y una cantidad variable de vapor de agua, que varía con la temperatura del sistema.

A continuación se explicará cómo hemos obtenido las medidas de volumen del aire frente a la temperatura.

Para comenzar, llenamos el vaso de precipitado con agua destilada y lo colocamos sobre el calefactor apagado. Después, introducimos agua destilada hervida en el tubo de ensayo hasta aproximadamente un 75% de su volumen total, taponamos con un dedo su extremo

abierto y lo invertimos, colocándolo dentro del vaso de precipitado, enteramente sumergido dentro del agua. De esta manera en el interior del tubo de ensayo se forma una cámara con una mezcla gaseosa de aire y vapor de agua.



Figura 3. Tubo de ensayo usado en el experimento.

Posteriormente, encendemos el calefactor al 50% de su potencia máxima, hasta que el agua alcance una temperatura aproximada de  $70^{\circ}\text{C}$ . Al encender el calefactor, encendemos también el agitador, que debe de estar activado a 200 rev/minuto para mantener una distribución de temperaturas homogénea en todo el sistema.

Al alcanzar los  $65^{\circ}\text{C}$  aproximadamente, detenemos el calefactor, puesto que a pesar de haberlo apagado en  $65^{\circ}\text{C}$ , llegará a  $70^{\circ}\text{C}$  (y más) por la “inercia” de transferencia de energía, pues pasará cierto tiempo hasta que la superficie del calefactor se equilibre térmicamente. No obstante, el agitador debe permanecer actuando en todo momento para evitar alguna heterogeneidad en la temperatura del líquido.

Cuando el agua se estabilice térmicamente, comenzará a disminuir su temperatura por convección térmica, y cuando tengamos la medida de  $70^{\circ}\text{C}$  (si ha pasado de  $70^{\circ}\text{C}$  y está bajando), es en ese entonces donde procederemos a realizar medidas del volumen  $V$  de la cámara gaseosa del interior del tubo de ensayo en función de la temperatura  $T$  para todas las divisiones posibles de la escala del tubo, esto es, cada 0,1 ml, de  $70^{\circ}\text{C}$  a  $50^{\circ}\text{C}$ .

La medida del volumen del gas del tubo de ensayo se realiza por visualización directa del menisco del agua en el interior del tubo de ensayo.



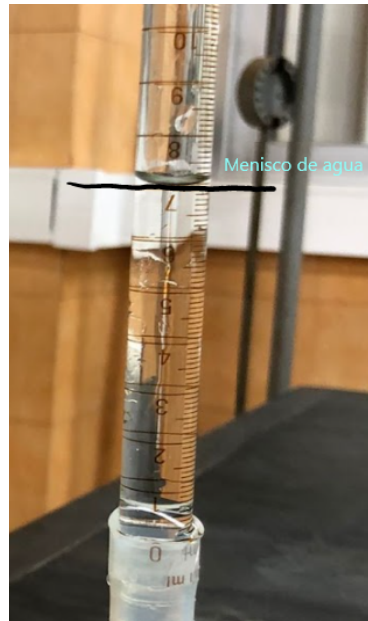


Figura 4. Aclaración de la medida menisco de agua; esta se mide en el mínimo de la curvatura que presenta el agua dentro del tubo de ensayo.

La presión total  $P_{mezcla}$  del sistema gaseoso del interior del tubo de ensayo se considera aproximadamente constante e igual a la presión atmosférica,  $P_0$ , en el intervalo de temperaturas utilizado en este experimento.

La presión atmosférica se mide con un barómetro de mercurio que está situado en el laboratorio grande. La realización de esta medida se presenta en el Apéndice 1.

### 3. Pequeño razonamiento físico-matemático final

Nuestro sistema de estudio, la mezcla gaseosa del interior del tubo de ensayo consistente en un mezcla de aire y vapor de agua, verifica la ley de Dalton de las presiones parciales, que nos indica lo siguiente:

“La presión total de una mezcla,  $P_{mezcla}$ , de gases ideales inertes es la suma de las presiones parciales que cada uno de los gases ejercería si estuviese sólo, ocupando todo el volumen de la mezcla a la misma temperatura”

De esta forma podremos escribir que:

$$P_{mezcla} = P_{aire} + P_v \simeq P_0 \quad (13)$$

y la presión del vapor de agua,  $P_v$ , vendrá dada en función de la presión del aire,

$$P_0 = P_v + P_{aire} \quad (14)$$

Si suponemos que el aire se comporta como un gas ideal, para una determinada temperatura  $T$  y volumen  $V$ , tendremos:

$$P_{aire} = \frac{n_{aire} RT}{V} \quad (15)$$

Para calcular el número de moles de aire encerrado en el tubo de ensayo, tenemos en cuenta por un lado que esta magnitud es constante, y que a  $T_0 = 0^\circ\text{C}$  suponemos que no

existe vapor de agua, esto es,  $P_v = 0$ , y toda la mezcla gaseosa del tubo de ensayo es aire, y ocupa un volumen  $V_0$ , es decir,

$$n_{\text{aire}} = \frac{P_{\text{aire}} V_0}{RT_0} = \frac{P_0 V_0}{RT_0} \quad (16)$$

Como la cantidad de aire en el tubo de ensayo es constante, a partir de las ecuaciones (14), (15) y (16) podemos obtener la presión de vapor del agua en función del volumen  $V$  del tubo de ensayo y de la temperatura  $T$ :

$$P_v = P_0 \left(1 - \frac{V_0 T}{T_0 V}\right) \quad (17)$$

Finalmente, lo único que nos falta por medir es el volumen  $V_0$  del aire a  $T_0 = 0^\circ\text{C}$ . Para ello vamos incorporando hielo al vaso de precipitado para bajar la temperatura de la mezcla. Usaremos la jeringuilla para ir quitando agua del vaso mientras echamos los hielos, para que el volumen no desborde el vaso. Por otra parte, es complicado bajar la temperatura del tubo hasta  $0^\circ\text{C}$  debido a las imperfecciones de nuestro “termo”. Por ello, se debe de medir el volumen del tubo de ensayo para temperaturas menores de  $10^\circ\text{C}$ , e ir bajando esta temperatura lo máximo posible. Esto es, de  $10^\circ\text{C}$  a, preferiblemente,  $0^\circ\text{C}$ , iremos midiendo el volumen del aire y apuntando las temperaturas, como hemos hecho antes.

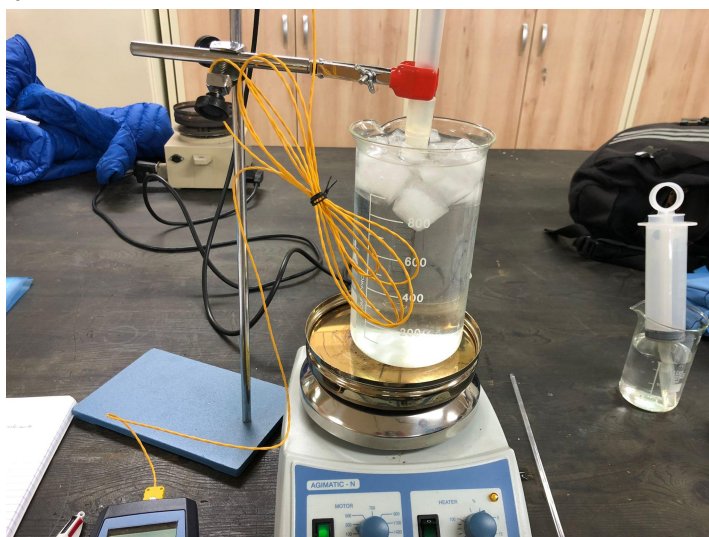


Figura 5. Vaso de precipitado con hielos, jeringuilla usada para extraer exceso de agua.

## Resultados

Recordemos nuestros objetivos: necesitamos hallar la presión de vapor de agua en función de temperatura (ecuación (17)), para luego utilizar la ecuación (12). Una vez obtenidos dichos datos, los representaremos gráficamente en la ecuación (12) para hallar su pendiente, y con ello hallaremos tanto la entalpía de vaporización del agua como la temperatura de ebullición de esta. El desarrollo de la obtención de errores a lo largo de este apartado quedará expuesto en el apéndice 2

Comencemos primero representando los datos de temperatura ( $K$ ) frente a la presión de vapor ( $P_v$ ):

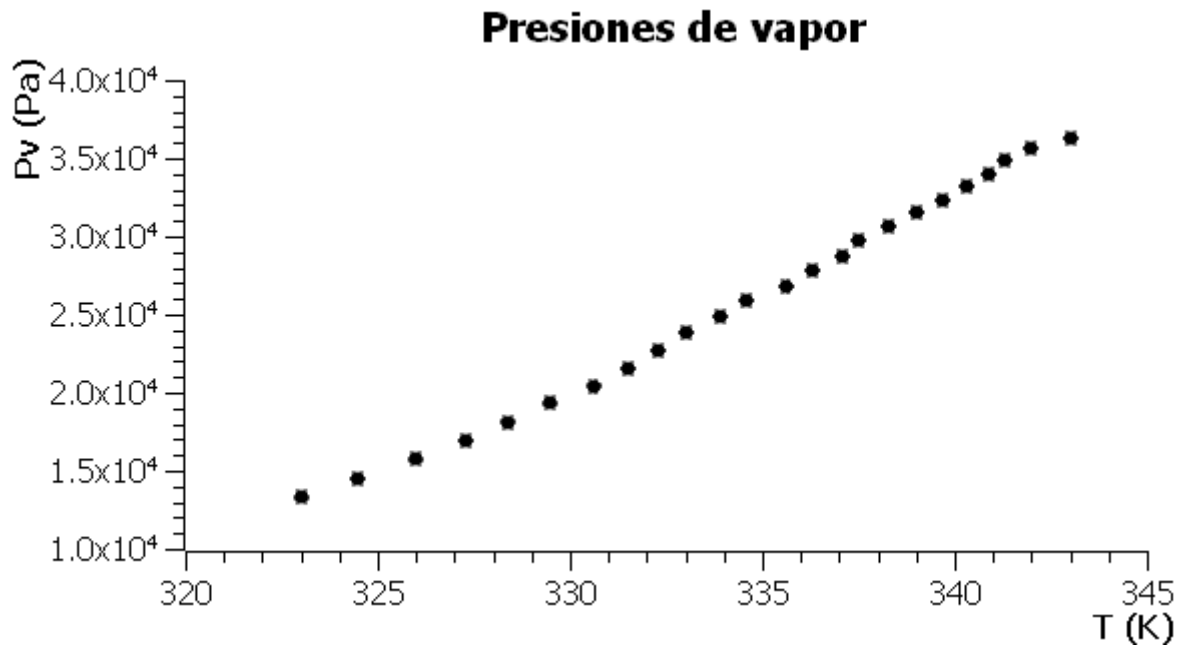


Figura 6

Apreciamos en la figura 6 que los errores de ambos son tan relativamente pequeños que apenas se aprecian.

Podemos observar ahora una gráfica de comparación de nuestros datos con los datos de la ecuación semiempírica de Antoine, para observar cuán lejos nos hallamos de la teoría, donde dicha ecuación es:

$$\ln(P_v) = 16,573 - \frac{3988,842}{T-39,47} \quad (18)$$

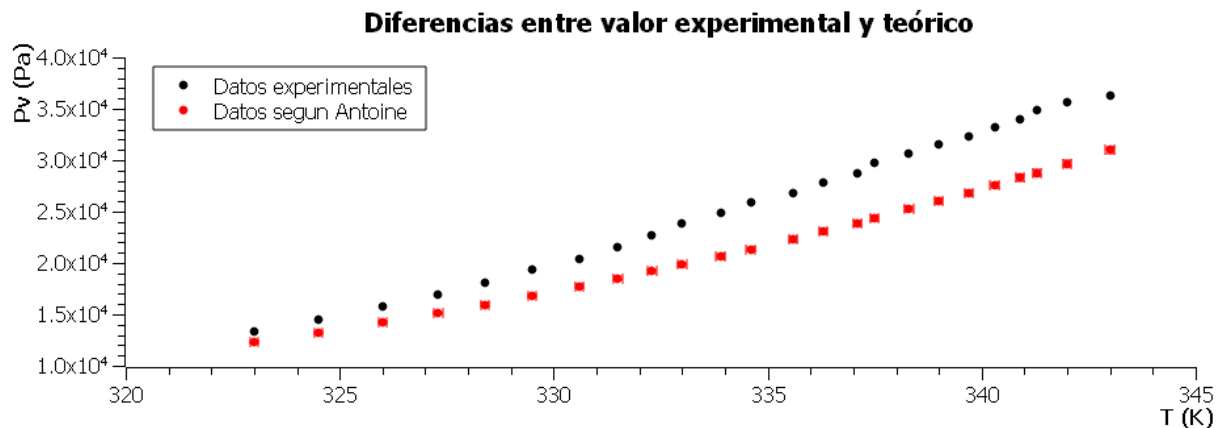
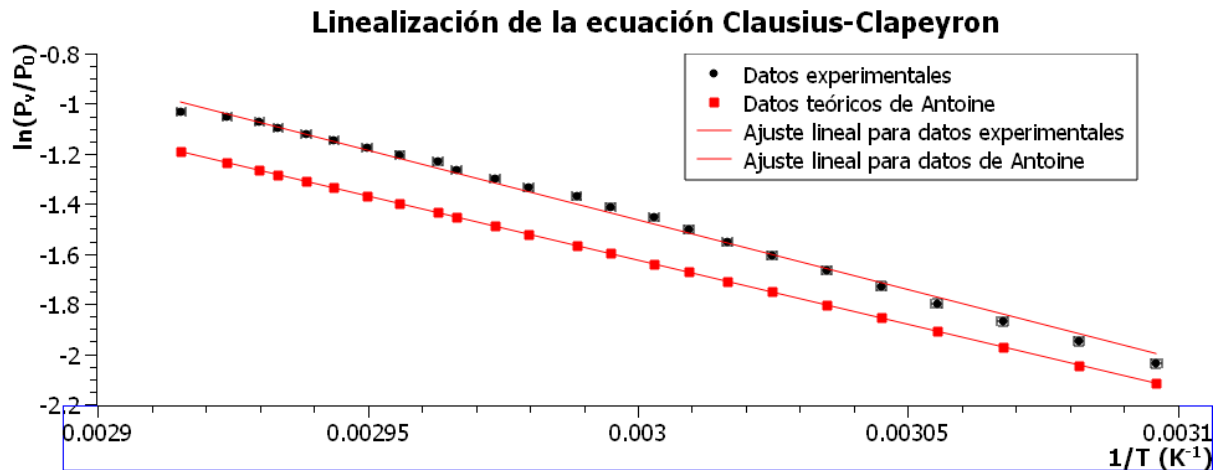


Figura 7

Reitero la nula visualización de los errores debido a su relativa insignificancia; no obstante, recalco que en el apéndice 2 se puede aprender acerca de cómo hemos obtenido dichos errores, y de manera que se pueda reproducir el proceso de determinación de errores en una reproducción de este experimento.

A continuación veamos representada la ecuación de Clausius-Clapeyron linealizada, con el fin de obtener tanto la entalpía de vaporización del agua como su punto de ebullición, comparando nuestros datos con los que resultan de la ecuación de Antoine.



Como se puede apreciar, la recta dada por los datos teóricos es prácticamente perfecta, si bien es verdad que nuestros datos no quedan lejos de la realidad.

Se ha de comentar que se podría haber escogido un papel semi-logarítmico para realizar esta representación, pero hemos optado por linealizar la ecuación (12), y como resultado hemos obtenido los siguientes datos, que recogemos en una tabla:

Recta $y = mx + a$ del ajuste lineal	
Datos experimentales	$y = -5572,21x + 15,25$
Datos Antoine	$y = -5131,37x + 13,77$

Figura 9. Tabla de datos tras el análisis gráfico realizado en el programa SciDavis.

Donde

$$m = -\frac{\Delta \bar{H}_v}{R} \Rightarrow \Delta \bar{H}_v = -mR \quad (19)$$

$$a = \frac{\Delta \bar{H}_v}{T_{eb}^0 R} \Rightarrow T_{eb}^0 = \frac{\Delta \bar{H}_v}{aR} \quad (20)$$

	$\Delta \bar{H}_v \left( \frac{J}{mol} \right)$	Error relativo	$T_{eb}^0 (K)$	Error relativo
Datos experimentales	$46330 \pm 50$	0,11%	$365 \pm 2$	0,5%
Datos Antoine	$42662 \pm 2$	0,005%	$404,67 \pm 0,11$	0,03%
Datos literatura (a 18°C)	44290	-	373,15	-

Figura 10. Tabla de los resultados resumidos.

La realización de errores recordamos que se presenta en el apéndice 2.

Por otra parte, si nos fijamos en cómo hemos llegado al desarrollo de la ecuación (17), nos fijaremos en que hemos asumido que la presión de agua es nula a 0°C (ecuación (14)). Lo lógico sería ahora preguntarse qué error hemos cometido en esa suposición, y hasta qué punto es genuino despreciarlo.

## APROXIMACIÓN

$$n_{\text{aire}} = \frac{P_0 V_0}{RT_0}$$

## SIN APROXIMACIÓN

$$n_{\text{aire}} = \frac{(P_0 - P_v)V_0}{RT_0}$$

Figura 11. Error cometido en la suposición que a  $T_0 = 0^\circ\text{C}$  suponemos que no existe vapor de agua.

Observamos más claramente la situación en la figura 8, donde se ve más nítidamente que el error cometido es el desprecio de los moles de vapor de agua, que vienen dados por

$$n_v = \frac{P_v V_0}{RT_0} \quad (19)$$

Lo que haremos será hallar los moles de aire sin la aproximación y con la aproximación, con el error de ambos, y veremos si la realidad sin aproximación entra dentro del intervalo de confianza de nuestra suposición.

Los resultados son los siguientes, donde el desarrollo de los errores se ha expuesto en el apéndice 2:

$$\text{Con la aproximación: } n_{\text{aire}} = (1753 \pm 13) \cdot 10^{-7}$$

$$\text{Sin la aproximación: } n_{\text{aire}} = (1743 \pm 13) \cdot 10^{-7}$$

## Interpretación y discusión de los resultados

### Presiones de vapor

Para el primer resultado, el de las presiones de vapor, observamos en la figura 7 cómo no se alejan de la realidad; a pesar de ello, si observamos los datos vemos que tenemos un error medio con respecto a los resultados teóricos del 15%. Este error podemos acreditarlo a un error humano y de precisión, pues si nos fijamos, para temperaturas más bajas hay una menor densidad de puntos, esto se debe a que se va reduciendo la velocidad a la que disminuye la presión de vapor conforme vamos disminuyendo la temperatura. Por tanto, si hubiéramos sido más precisos a la hora de tomar datos en temperaturas altas, probablemente hubiera salido mejor. Además, podemos recalcar que es un error lineal, es decir, conforme aumenta la temperatura aumenta el error linealmente, por tanto está claro que el problema se nos origina a temperaturas elevadas.

### Entalpía de vaporización del agua

Sobre la entalpía de vaporización del agua, recalcamos que hemos cometido un error respecto a los datos de Antoine y la bibliografía del 8% y 4%, respectivamente. El hecho de obtener tal error frente a la bibliografía es algo positivo, puesto que no es realmente grande; esto podemos relacionarlo con la cantidad de datos que disponíamos para realizar el análisis gráfico, puesto que eran ciertamente abundantes. Respecto al propio error intrínseco, observamos que para ambas medidas son muy bajos, especialmente para los

datos de Antoine, que fija un 0,005% de error relativo; esto es obvio, pues es un modelo teórico, en el que podemos despreciar el error intrínseco a los datos.

## Temperatura de ebullición

En este apartado podemos disfrutar de unos mejores resultados, obteniendo un error relativo a la bibliografía del 2%, que es muy aceptable. De hecho, nos podemos fijar curiosamente cómo nuestra precisión es mayor que los datos de Antoine. Estos datos, supuestos teóricos, varían de la realidad porque están basados sobre ciertas hipótesis, como que la entalpía de vaporización es independiente de la temperatura, que simplemente no son ciertas en la realidad. De ahí que posea un error al igual que los datos experimentales.

## Error de aproximación

Por último, podemos observar en nuestros resultados cómo la aproximación se ajusta muy bien a la realidad, donde solo tomando el peor error, se nos saldría de nuestro intervalo de confianza. Por tanto, podemos afirmar que es una idónea aproximación que simplifica los resultados sin interferir negativamente en estos.

## Conclusiones

A la luz de estos resultados, podemos afirmar que hemos cumplido los objetivos que nos atañía este asunto. Hemos realizado un recorrido empezando con un recordatorio de la importancia de este informe y sus hallazgos, para después tener una visión teórica clara del problema que nos concierne, prosiguiendo con la vuelta al laboratorio, material requerido, maqueta construida, y sin más dilación lanzarnos a los resultados; gráficas, errores, comparaciones, etc.

Sobre una visión general de los errores podríamos declarar que, si bien hay errores instrumentales, podemos achacar la mayor incertidumbre a nuestros errores como seres humanos al tomar las medidas, a la dependencia de la entalpía de vaporización con la temperatura, y a la propagación de errores derivado de la presión de vapor, que contagia a la entalpía de vaporización y temperatura de ebullición.

Por ello, en resultados futuros, y con el fin de mejorar el error, habrá que tener más en cuenta dichos errores y realizar mejor medidas.

Podemos entonces concluir que, si bien no hemos tenido los resultados que esperábamos (nuestra intención se basaba en cercenar con mayor intensidad la incertidumbre), creemos haber aclarado ciertos datos en esta niebla de información no precisa, puesto que en anteriores estudios oscilaban en errores del 20%, mientras que en nuestro estudio tratamos con 4 – 8%, por tanto se produce una mejoría interesante.

No obstante, nuestros recursos para realizar este estudio han sido limitados, y pensamos que con una mayor inversión material se pueden producir aún mejores resultados. Es por ello que invitamos a la realización de más estudios sobre este tema, pues que al igual que hemos pasado del 20% al 4%, esperemos que en un futuro se pueda pasar del 4% al entorno del 1%.

## Opinión personal

Este estudio me ha parecido un maravilloso camino de descubrimientos que sin duda realza ese espíritu científico que todos tenemos. Muchas veces como físicos nos olvidamos de la realidad, y nos centramos en las matemáticas, lo teórico, lo intangible. El poner los pies en un laboratorio, construir una maqueta del experimento, solo para confirmar una teoría que se ha estudiado previamente, y ver que efectivamente se aplica al mundo tangible, es toda una experiencia. Es el puente entre las matemáticas y la realidad; la física, lo que le otorga coherencia a las matemáticas.

Por tanto, para estar introduciéndonos aún en el mundo práctico de la física, y dado que no ha sido extremadamente difícil la ejecución de esta, me ha parecido una buena práctica que sin duda recomendaría a otros estudiantes del campo científico, por su sencillez, su confirmación de resultados teóricos, y la mayor visualización de efectos físicos que se observan comparándola con otras prácticas.

## Resolución de las cuestiones propuestas

### 1. Explica el significado físico del potencial químico de una sustancia y la energía de Gibbs.

El potencial químico de una sustancia se define como la tasa de cambio de energía libre (o energía de Gibbs) de un sistema termodinámico con respecto al cambio en el número de átomos o moléculas de las especies que se agregan al sistema. Podría verse como su equivalente en física clásica como el potencial de una fuerza. Su ecuación matemática es la siguiente

$$\mu_i = \left( \frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_{j \neq i}}$$

### 2. Comenta las implicaciones del comportamiento anómalo del agua en el diagrama de fases.

El comportamiento anómalo del agua lo encontramos en la figura 1, donde su curva diferenciadora del estado de fase sólido-líquido se desvía de otras sustancias. Esto ocurre en temperaturas cercanas a los 0°C, y la anomalía consiste en que la densidad máxima del agua se encuentra en los 4°C, por lo que cuando se forme hielo, éste flotará sobre el agua líquida. Esto es interesante puesto que cuando se enfría una superficie como un mar, océano o lago, el hielo que se forme subirá a la superficie, mientras que el agua más densa se quedará por debajo, de forma que este hielo que al formarse sube a la superficie, creará una capa aislante que permitirá la formación de vida debajo de tales superficies.

### 3. Expón las características principales de la ecuación de Clausius-Clapeyron.

Recordemos que esta es la ecuación (12); podemos resaltar de dicha que la temperatura de ebullición no solo depende de la temperatura, si no que depende también de la presión, y no de la entalpía molar puesto que esta magnitud es intensiva. Además, es una ecuación muy importante porque esa relación de entalpía molar, presión y temperatura nos permite predecir los cambios de temperatura de ebullición de diferentes sustancias a diferentes altitudes (en la Tierra), cuyas

aplicaciones son directas y necesarias, puesto que estas diferencias de presión no son despreciables en algunos puntos.

4. **Indica las posibles fuentes de error que se ha cometido al realizar este experimento y de dónde procede la contribución mayor al error total.**

Realizado en la parte de conclusiones.

5. **Realiza una tabla de entalpía de vaporización de diferentes sustancias.**

Compuesto	Entalpía de vaporización ( $\frac{J}{mol}$ )
Acetona	32
Etanol	43,5
Mercurio	59,3
Metano	8,2
Metanol	35,3
Propano	15,7

Figura 12. Tabla de diferentes entalpías de vaporización.

## Agradecimientos

Cabe mencionar a algunos compañeros científicos de mi área, Noemí Cantó, Daniel Alexandrov, Sergio López y Miguel Ángel Más, por su ayuda a la hora de permitirme usar su material gráfico para exponer con mayor claridad las ideas aquí presentadas.

Además, cabe una especial mención a mi profesor supervisor de prácticas, Jose Moisés Villalvilla, por su apoyo, motivación, y ayuda a la hora de realizar el experimento.



# Apéndices

## 1. Medida de la presión del laboratorio



Figura 13. Barómetro de Torricelli.

Para realizar la medida de la presión atmosférica en el laboratorio, en primer lugar se debe de comprobar que la punta de la parte inferior del barómetro toca ligeramente el mercurio.



Figura 14. Punta de la parte inferior del barómetro.

A continuación, se debe enrasar el menisco superior del mercurio con el tornillo superior metálico, la presión (en decímetros de Hg) se leerá en la escala de la derecha correspondiente al valor del cero de la parte superior del tornillo. A esta presión se le debe de restar la corrección correspondiente a la temperatura , según la siguiente tabla:

T A B L A V											
CORRECCION DE LECTURAS BAROMETRICAS CON LA TEMPERATURA											
t (°C)	670	680	690	700	710	720	730	740	750	760	770
	(Columna barométrica en mm Hg)										
1	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00
2	0,11	0,11	0,11	0,11	0,12	0,12	0,12	0,12	0,12	0,12	0,13
3	0,22	0,22	0,23	0,23	0,23	0,24	0,24	0,24	0,25	0,25	0,26
4	0,33	0,33	0,34	0,34	0,35	0,35	0,36	0,36	0,37	0,37	0,38
5	0,44	0,44	0,45	0,46	0,46	0,47	0,48	0,48	0,49	0,50	0,50
6	0,55	0,56	0,56	0,57	0,58	0,59	0,60	0,60	0,61	0,62	0,63
7	0,66	0,67	0,68	0,69	0,70	0,71	0,71	0,72	0,73	0,74	0,75
8	0,77	0,78	0,79	0,80	0,81	0,82	0,83	0,85	0,86	0,87	0,88
9	0,87	0,89	0,90	0,91	0,93	0,94	0,95	0,97	0,98	0,99	1,01
10	0,98	1,00	1,01	1,03	1,04	1,06	1,07	1,09	1,10	1,12	1,13
11	1,09	1,11	1,13	1,14	1,16	1,17	1,19	1,21	1,22	1,24	1,26
12	1,20	1,22	1,24	1,26	1,27	1,29	1,31	1,33	1,35	1,36	1,38
13	1,31	1,33	1,35	1,37	1,39	1,41	1,43	1,45	1,47	1,49	1,51
14	1,42	1,44	1,46	1,48	1,50	1,53	1,55	1,57	1,59	1,61	1,63
15	1,53	1,55	1,57	1,60	1,62	1,64	1,67	1,69	1,71	1,73	1,76
16	1,64	1,66	1,69	1,71	1,74	1,76	1,78	1,81	1,83	1,86	1,88
17	1,75	1,77	1,80	1,82	1,85	1,88	1,90	1,93	1,96	1,98	2,01
18	1,86	1,88	1,91	1,94	1,97	1,99	2,02	2,05	2,08	2,10	2,13
19	1,96	1,99	2,02	2,05	2,08	2,11	2,14	2,17	2,20	2,23	2,26
20	2,07	2,10	2,13	2,17	2,20	2,23	2,26	2,29	2,32	2,35	2,38
21	2,18	2,21	2,25	2,28	2,31	2,34	2,38	2,41	2,44	2,47	2,51
22	2,29	2,32	2,36	2,39	2,43	2,46	2,50	2,53	2,56	2,60	2,63
23	2,40	2,43	2,47	2,51	2,54	2,58	2,61	2,65	2,69	2,72	2,76
24	2,51	2,54	2,58	2,62	2,66	2,69	2,73	2,77	2,81	2,84	2,88
25	2,62	2,66	2,69	2,73	2,77	2,81	2,86	2,89	2,93	2,97	3,01
26	2,72	2,77	2,81	2,85	2,89	2,93	2,97	3,01	3,05	3,09	3,13
27	2,83	2,88	2,92	2,96	3,00	3,04	3,09	3,13	3,17	3,21	3,26
28	2,94	2,99	3,03	3,07	3,12	3,16	3,20	3,25	3,29	3,34	3,38
29	3,05	3,10	3,14	3,19	3,23	3,28	3,32	3,37	3,41	3,46	3,51
30	3,16	3,21	3,25	3,30	3,35	3,39	3,44	3,49	3,54	3,58	3,63
31	3,27	3,32	3,36	3,41	3,46	3,51	3,56	3,61	3,66	3,71	3,76
32	3,37	3,43	3,48	3,53	3,58	3,63	3,68	3,73	3,78	3,83	3,88
33	3,48	3,54	3,59	3,64	3,69	3,74	3,79	3,85	3,90	3,95	4,00
34	3,59	3,64	3,70	3,75	3,81	3,86	3,91	3,97	4,02	4,07	4,13
35	3,70	3,75	3,81	3,87	3,92	3,98	4,03	4,09	4,14	4,20	4,25
36	3,81	3,86	3,92	3,98	4,03	4,09	4,15	4,21	4,26	4,32	4,38

Figura 15. Tabla de corrección de valores.

## 2. Errores

El desarrollo de errores para las representaciones gráficas han sido los siguientes

### $P_v$ frente a $T$ (figura 7)

Para el error de  $P_v$ , realizaremos propagación de errores:

$$P_v = P_0 \left(1 - \frac{V_0 T}{T_0 V}\right)$$

$$P_v = P_v(P_0, V_0, T_0, T, V)$$

$$v_{P_v} = \frac{1}{\sqrt{3}} P_v \sqrt{\left(\frac{\partial P_v}{\partial P_0} \varepsilon_{P_0}\right)^2 + \left(\frac{\partial P_v}{\partial V_0} \varepsilon_{V_0}\right)^2 + \left(\frac{\partial P_v}{\partial T_0} \varepsilon_{T_0}\right)^2 + \left(\frac{\partial P_v}{\partial T} \varepsilon_T\right)^2 + \left(\frac{\partial P_v}{\partial V} \varepsilon_V\right)^2}$$

Para mantener una limpieza en este apartado, omitiremos el desarrollo completo. No obstante, aun así podemos observar que el error de  $P_v$  dependerá de cada valor de  $T$ ,  $V$  y  $P_v$ , esto es, para cada valor de  $P_v$  habrá un error de este. Los errores instrumentales son los siguientes:

$$\varepsilon_{P_0} = \pm 0,7 \text{ Pa}$$

$$\varepsilon_{V_0} = \pm 0,05 \text{ mL}$$

$$\varepsilon_{T_0} = \pm 0,1 \text{ K}$$

$$\varepsilon_T = \pm 0,1 \text{ K}$$

$$\varepsilon_V = \pm 0,05 \text{ mL}$$

### $\ln\left(\frac{P_v}{P_0}\right)$ frente a $\frac{1}{T}$ (figura 8)

Como tenemos  $P_v$  y su error, hallaremos por tanto el error de  $\ln\left(\frac{P_v}{P_0}\right)$  y el de  $\frac{1}{T}$ .

Para  $\ln\left(\frac{P_v}{P_0}\right)$ , usaremos propagación de errores tal que

$$f(P_v, P_0) = \ln\left(\frac{P_v}{P_0}\right)$$

$$v_f = \sqrt{\left(\frac{\partial f(P_v, P_0)}{\partial P_v} v_{P_v}\right)^2 + \left(\frac{\partial f(P_v, P_0)}{\partial P_0} v_{P_0}\right)^2}$$

$$v(x) = \frac{\varepsilon}{\sqrt{3}}$$

$$v_f = \frac{1}{\sqrt{3}} \sqrt{\left(\frac{\partial f(P_v, P_0)}{\partial P_v} \varepsilon_{P_v}\right)^2 + \left(\frac{\partial f(P_v, P_0)}{\partial P_0} \varepsilon_{P_0}\right)^2}$$

Para favorecer la claridad de lectura, omitiremos el desarrollo completo. No obstante, de ahí obtenemos el error de  $\ln\left(\frac{P_v}{P_0}\right)$ , donde para cada valor de este tendrá un valor de error distinto.

Análogamente para  $\frac{1}{T}$ , realizaremos propagación de errores:

$$f(T) = \frac{1}{T}$$

$$v_f = \frac{1}{\sqrt{3}} \sqrt{\left(\frac{\partial f(T)}{\partial T} \varepsilon_T\right)^2}$$

En este caso depende del valor de T, por tanto también será un error que cambiará en función del valor de temperatura.

Bien, una vez llegados a este punto ya tenemos ambos errores para poder incluirlos en la gráfica.

### Posible error en la aproximación de $P_v(0^\circ\text{C}) = 0$

Para esta parte, simplemente hacemos propagación de errores a la fórmula de los moles de aire, y repetimos para los moles sin la hipótesis, donde en esta parte declaramos que podemos despreciar  $P_v$  frente a  $P_0$ , pues  $P_v \ll P_0$

$$n_{\text{aire}} = \frac{P_0 V_0}{RT_0}$$

$$\ln(n_{\text{aire}}) = \ln(P_0) + \ln(V_0) - \ln(R) - \ln(T_0)$$

$$\left(\frac{v_n}{n}\right)^2 = \left(\frac{v_{P_0}}{P_0}\right)^2 + \left(\frac{v_{V_0}}{V_0}\right)^2 + \left(\frac{v_{T_0}}{T_0}\right)^2$$

$$v_n = \frac{1}{\sqrt{3}} n \sqrt{\left(\frac{\varepsilon_{P_0}}{P_0}\right)^2 + \left(\frac{\varepsilon_{V_0}}{V_0}\right)^2 + \left(\frac{\varepsilon_{T_0}}{T_0}\right)^2}$$

$$v_n = \pm 1,3 \cdot 10^{-6}$$

## Referencias

### Títulos

1. Measurements of heat capacity and heat of vaporization of water in the range 0 degrees to 100 degrees C.
2. Definición de punto de ebullición - Qué es, Significado y Concepto
3. La evaporación al vacío, una tecnología para la reducción de residuos y reutilización del agua.
4. Sobre la obtención de la ecuación de Clapeyron-Clausius.
5. Determinación de entalpías de vaporización.
6. Water's Heat of Vaporization.
7. Water - Heat of Vaporization vs. Temperature.
8. Presión de vapor del agua en función de la temperatura.
9. Entalpía de vaporización.
10. Isabel Abril (Universidad de Alicante) 2022. Guiones\_Termo.pdf

### URLs

1. [https://nvlpubs.nist.gov/nistpubs/jres/23/jresv23n2p197\\_A1b.pdf](https://nvlpubs.nist.gov/nistpubs/jres/23/jresv23n2p197_A1b.pdf)
2. <https://definicion.de/punto-de-ebullicion/>

3. <https://www.iagua.es/noticias/cg-iberica/evaporacion-al-vacio-tecnologia-reduccion-residuos-y-reutilizacion-agua>
4. [https://gtfe.usal.es/pdfs/ensenanza/santi\\_rsef\\_clapeyron\\_08.pdf](https://gtfe.usal.es/pdfs/ensenanza/santi_rsef_clapeyron_08.pdf)
5. <https://docplayer.es/23199751-Determinacion-de-entalpias-de-vaporizacion.html>
6. [https://bio.libretexts.org/Bookshelves/Introductory\\_and\\_General\\_Biology/Book%3AGeneral\\_Biology\\_\(Boundless\)/02%3A\\_The\\_Chemical\\_Foundation\\_of\\_Life/2.2%3AWater/2.2C%3A\\_Waters\\_Heat\\_of\\_Vaporization#:~:text=Water%20has%20a%20heat%20of,accomplish%20this%20change%20in%20water.](https://bio.libretexts.org/Bookshelves/Introductory_and_General_Biology/Book%3AGeneral_Biology_(Boundless)/02%3A_The_Chemical_Foundation_of_Life/2.2%3AWater/2.2C%3A_Waters_Heat_of_Vaporization#:~:text=Water%20has%20a%20heat%20of,accomplish%20this%20change%20in%20water.)
7. [https://www.engineeringtoolbox.com/water-properties-d\\_1573.html](https://www.engineeringtoolbox.com/water-properties-d_1573.html)
8. [http://www.vaxasoftware.com/doc\\_edu/qui/pvh2o.pdf](http://www.vaxasoftware.com/doc_edu/qui/pvh2o.pdf)
9. [https://es.wikipedia.org/wiki/Entalp%C3%ADa\\_de\\_vaporizaci%C3%B3n](https://es.wikipedia.org/wiki/Entalp%C3%ADa_de_vaporizaci%C3%B3n)