

Física Térmica

Práctica 1: Presión de vapor de agua frente a temperatura a altas presiones

Jesús González Abril, Juan Antonio Molina Blázquez, Manuel Pividal Otero

Profesor Giuseppe Raguní

18/02/2025

1 Objetivo

- Determinar el calor latente de vaporización a $100^{\circ}C$ del agua.

2 Introducción

Usaremos la ecuación de Clapeyron para cambios de fase de primer orden:

$$\frac{dp}{dT} = \frac{L}{T\Delta\mathcal{U}} \quad (1)$$

Tenemos que $\Delta\mathcal{U} = \mathcal{U}_v - \mathcal{U}_l$, donde \mathcal{U}_v es el volumen molar del vapor de agua y \mathcal{U}_l el del agua líquida. Podemos considerar $\mathcal{U}_v \gg \mathcal{U}_l$ y por tanto $\Delta\mathcal{U} \approx \mathcal{U}_v$, por lo que la expresión queda

$$\frac{dp}{dT} = \frac{L}{T\mathcal{U}_v} \quad (2)$$

Si consideramos el vapor de agua como un gas ideal tendremos que

$$\mathcal{U}_v = \frac{RT}{p} \quad (3)$$

Y sustituyendo en la ecuación (2):

$$\frac{dp}{dT} = \frac{Lp}{RT^2} \quad (4)$$

Una ecuación de variables separables cuya solución es:

$$\log p = -\frac{L}{RT} + K \quad (5)$$

3 Dispositivo experimental y metodología

3.1 Instrumentación

- Cámara cilíndrica de paredes gruesas con manómetro.
- Multímetro con sonda térmica.
- Manta calefactora.
- Cuña de madera para dar más estabilidad al montaje.

3.2 Montaje experimental



(a) Camará cilíndrica y manómetro.



(b) Multímetro.

Figure 1: Montaje experimental

3.3 Método de medida

1. Una vez el cilindro esté lleno de agua y situado sobre la manta calefactora, conectamos esta y dejamos que se caliente hasta los $100^{\circ}C$.
2. A partir de ese momento empezamos a tomar medidas tanto de la presión medida por el manómetro como de la temperatura medida por el multímetro.
3. Cuando la presión llegue a 22 bar desconectamos la manta calefactora y según se va enfriando hasta volver a 1 bar seguimos tomando medidas.

4 Medidas

Las medidas de presión y temperatura registradas fueron las siguientes

Table 1: Medidas de presión y temperatura al calentar el cilindro (T subida) y dejar que se enfríe (T bajada)

p / bar	T_{subida} / $^{\circ}C$	T_{bajada} / $^{\circ}C$
1	110	104
2	129	127
3	140	140
4	152	151
5	159	159
6	165	166
7	171	172
8	176	178
9	182	183
10	185	187
11	190	191
12	194	195
13	198	199
14	201	202
15	204	206
16	208	209
17	211	211
18	214	213
19	216	217
20	218	219
21	221	221
22	224	224

Si tomamos como temperatura el promedio de ambas temperaturas $T = \frac{T_{\text{subida}} + T_{\text{bajada}}}{2}$ y expresamos los datos en unidades del SI obtenemos la siguiente tabla, a partir de la cual realizaremos el ajuste por mínimos cuadrados.

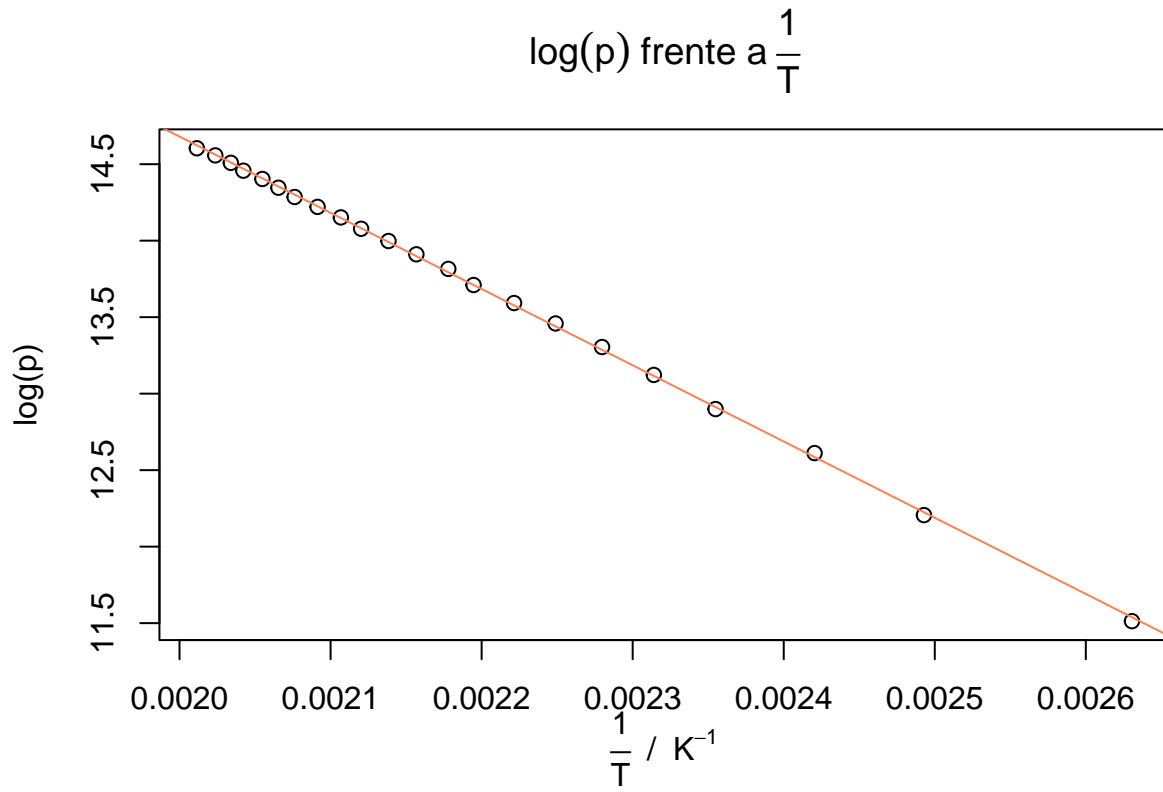
Table 2: Medidas de presión y temperatura

p / Pa	T / K
100000	380.15
200000	401.15
300000	413.15
400000	424.65
500000	432.15
600000	438.65
700000	444.65
800000	450.15
900000	455.65
1000000	459.15
1100000	463.65
1200000	467.65
1300000	471.65
1400000	474.65
1500000	478.15
1600000	481.65
1700000	484.15
1800000	486.65
1900000	489.65
2000000	491.65
2100000	494.15
2200000	497.15

5 Análisis

A partir de las medidas experimentales hacemos un ajuste de acuerdo a la ecuación (5), obteniendo lo siguiente:

- Pendiente: $m = -\frac{L}{R} = -4982.7143778 \text{ K}$
- Incertidumbre pendiente: $\Delta m = 19.5882419 \text{ K}$
- Ordenada: $K = 24.6457359$
- Incertidumbre ordenada: $\Delta K = 0.0430826$



6 Resultados

Si ahora suponemos R conocido con un valor $R = 8.3145 \frac{J}{Kmol}$ y sin error, podemos obtener L a partir de la pendiente de la recta. También podemos calcular su incertidumbre ΔL a partir de Δm .

$$L = -mR = 41.4287787 \frac{kJ}{mol}$$

$$\Delta L = \Delta m R = 0.1628664 \frac{kJ}{mol}$$

Expresándolo correctamente:

$$L = 41.43 \pm 0.16 \frac{kJ}{mol}$$

Por otro lado, el valor tabulado de la entalpía de vaporización del agua es

$$L_{teorico} = 40.656 \frac{kJ}{mol}$$

según Wikipedia.

7 Discusión y conclusiones

En primer lugar, aunque el valor teorico esperado no entre dentro del rango del valor obtenido experimentalmente, podemos dar por satisfactorio el experimento, puesto que el error relativo respecto al valor esperado es

$$\epsilon = \left| \frac{L_{teorico} - L}{L_{teorico}} \right| \approx 0.019$$

es decir, en torno al 2%.

En cuanto al experimento, el montaje es realmente sencillo y las aproximaciones teóricas realizadas entran dentro de lo razonable, por lo que las fuentes de error principales vienen de la limitación del instrumental empleado. En concreto, el multímetro empleado solo era capaz de registrar variaciones de $1^\circ C$, y en ocasiones observábamos que la temperatura aumentaba unos instantes después de alcanzar una presión de interés en bares. Por otro lado, el manómetro solo registraba cambios de 1 bar, por lo que esta era sin duda la mayor limitación en cuanto a sensibilidad.

También es importante señalar las diferencias que se pueden observar entre las temperaturas de subida y bajada. Para intentar disminuir el error introducido por este hecho se han promediado ambas medidas de temperatura, pero sin duda constituye otra limitación importante en cuanto a la calidad de los resultados obtenidos.