

Física Térmica

Práctica 4: Medida del calor específico del gas ideal

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

Profesor Pablo de Vera

04/02/2025

1 Objetivos

- Determinación del calor específico del aire a presión constante y a volumen constante.
- Comprobación de la relación de Mayer y del valor del coeficiente de dilatación adiabática para un gas ideal.

2 Marco teórico

La capacidad calorífica C de una sustancia viene expresada por:

$$C = \frac{dQ}{dT} \quad (1)$$

Normalmente un proceso no viene definido completamente por la variación de temperatura, sino que se exige el conocimiento de otros parámetros macroscópicos. La capacidad calorífica tiene un valor definido sólo para un proceso definido. Los dos procesos principales son los de presión constante y volumen constante.

La capacidad calorífica a volumen constante se expresa del modo:

$$C_V = \left(\frac{dQ}{dT} \right)_V \quad (2)$$

Del mismo modo, la capacidad calorífica a presión constante es:

$$C_P = \left(\frac{dQ}{dT} \right)_P \quad (3)$$

Si tomamos como unidad de cantidad de sustancia el mol, dividiendo por el número de moles n obtenemos los calores molares:

$$\bar{C} = \frac{1}{n} \frac{dQ}{dT} \quad (4)$$

Según la teoría, el calor molar a volumen constante de un gas ideal viene dado por:

$$\overline{C}_V = \frac{f}{2}R \quad (5)$$

donde f es el número de grados de libertad del gas ideal estudiado. Para el gas ideal monoatómico $f = 3$ y para el diatómico $f = 5$.

De acuerdo con la Primera Ley de la Termodinámica y la ecuación de estado para gases ideales, la relación de Mayer establece que:

$$\overline{C}_P - \overline{C}_V = R \quad (6)$$

donde R es la constante universal de los gases ideales, $R = 8,31 \text{ J}/(\text{K mol})$.

Por otro lado, el coeficiente de dilatación adiabática del gas ideal viene dado por:

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} = \frac{f+2}{f} \quad (7)$$

2.1 Calor específico molar a volumen constante

Para la medida de C_V se calienta el aire encerrado en una botella de volumen V mediante el calor producido por una corriente eléctrica I y un potencial constante V_e durante un tiempo t . Por lo tanto el calor aplicado al aire será:

$$Q = V_e I t \quad (8)$$

Para una transformación isócola el aumento de temperatura ΔT y el aumento de presión ΔP están relacionados mediante:

$$\Delta T = \frac{V}{nR} \Delta P \quad (9)$$

Por tanto:

$$\overline{C}_V = \frac{1}{n} \left(\frac{Q}{\Delta T} \right)_V = \frac{V_e I R}{V \Delta P} \quad (10)$$

La medida de ΔP frente al tiempo t que se aplica la corriente:

$$\Delta P = \frac{V_e I R}{V \overline{C}_V} t = at \quad (11)$$

permite obtener C_V de la pendiente $a = V_e I R / V \overline{C}_V$ obtenida por mínimos cuadrados.

2.2 Calor específico molar a presión constante

Para la medida de C_P se calienta el aire, permitiendo el aumento de volumen del gas empujando el émbolo de la jeringuilla, de tal manera que se mantenga la presión igual a la atmosférica en todo momento, $P = P_{\text{atm}}$. Para una transformación isobárica, el aumento de temperatura ΔT y el aumento de volumen ΔV vienen relacionados por:

$$\Delta T = \frac{P}{nR} \Delta V \quad (12)$$

Por tanto, el calor específico molar a presión constante quedará expresado como:

$$\bar{C}_P = \frac{1}{n} \left(\frac{Q}{\Delta T} \right)_P = \frac{V_e IR}{P \Delta V} \quad (13)$$

La medida de ΔV frente al tiempo t que se aplica la corriente:

$$\Delta V = \frac{V_e IR}{P \bar{C}_P} t = at \quad (14)$$

permite obtener C_P de la pendiente $a = V_e IR / P \bar{C}_P$ obtenida por mínimos cuadrados.

3 Dispositivo experimental y metodología

3.1 Montaje experimental

Para ambos experimentos utilizaremos el mismo dispositivo. Tenemos una botella (con su volumen previamente medido, $V = 5\text{ L}$). En el tapón de la misma viene acoplada una llave de paso para poder mantener el sistema a volumen o presión constante. En la llave están conectadas dos gomas: una conectada a una jeringuilla (con la que mediremos la variación de volumen) y la otra goma conectada a un manómetro para medir la presión.

La resistencia calefactora va conectada a un circuito de corriente alterna, con potencial e intensidad constante, conectada a su vez a un temporizador, por lo que podremos medir la cantidad de calor y un pulsador para controlar la cantidad de tiempo que aplicamos ese calor.

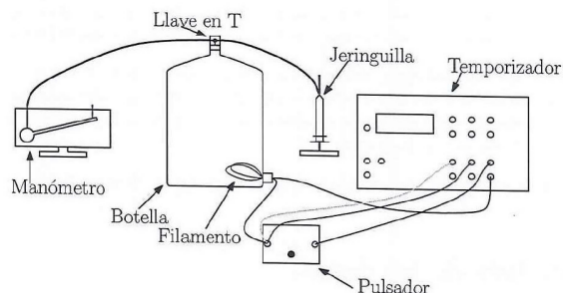


Figure 1: Esquema experimental

3.2 Metodología

3.2.1 Experiencia 1: Medida del calor específico molar a volumen constante

1. Anota la temperatura marcada por el termómetro digital del laboratorio.
2. Durante esta experiencia no se variará el volumen de aire en la jeringuilla. Mantenla en todo momento a un volumen de 0 mL. Puede usarse la llave en forma de "T" para aislar la jeringuilla de la botella.
3. Suelta la goma que va al manómetro y espera unos minutos hasta que la presión y temperatura del aire de la botella se equilibren con las atmosféricas.
4. Mide y anota la presión inicial marcada por el manómetro.
5. Ajusta la goma a la salida del manómetro que está sobre el depósito de líquido. Si el aire de la botella está equilibrado, la lectura del manómetro no debería cambiar de forma apreciable.
6. Cerramos el circuito eléctrico con el pulsador, apretando durante un tiempo determinado. El procedimiento de medición debe ser lo más breve posible (unas décimas de segundo, menos de alrededor de un segundo como máximo). El tiempo que mantengamos el dedo pulsado quedará grabado en el temporizador. Observa cómo la barra de líquido rojo va ascendiendo por el manómetro mientras aplicamos calor. Anotamos la presión máxima medida para poder obtener la variación de presión ΔP , restando a la presión máxima la medida en el punto 4.
7. Podemos repetir el proceso para tiempos mayores y obtener distintas medidas de ΔP vs t . Antes de cada nueva medida, conviene desconectar la goma del manómetro y permitir que el aire de la botella vuelva a las condiciones ambientales, durante aproximadamente un minuto.

8. Elabora una tabla donde anotes: tiempo de calentamiento, presión inicial marcada por el manómetro, presión máxima marcada por el manómetro, voltaje y corriente medidos por los multímetros durante el tiempo de calentamiento. Conviene realizar entorno a 10 mediciones.

3.2.2 Experiencia 2: Medida del calor específico molar a presión constante

1. Anota la presión atmosférica marcada por el manómetro digital del laboratorio.
2. Durante esta experiencia sí se variará el volumen de aire en la jeringuilla. Usa la llave en forma de “T” para conectar de nuevo la jeringuilla de la botella, si es que la habías desconectado.
3. Suelta la goma que va al manómetro y espera unos minutos hasta que la presión y temperatura del aire de la botella se equilibren con las atmosféricas.
4. Mide y anota la presión inicial marcada por el manómetro.
5. Ajusta la goma a la salida del manómetro que está sobre el depósito de líquido. Si el aire de la botella está equilibrado, la lectura del manómetro no debería cambiar de forma apreciable.
6. Al calentar el gas, la presión en la botella comenzará a aumentar. Como se quiere determinar la capacidad calorífica a presión constante, hay que compensar el aumento de presión aumentando el volumen a través de la jeringa. Esta combinación es algo complicada de realizar, por lo que debes proceder de la siguiente manera.
7. Antes de calentar, aumenta el volumen de la jeringuilla en 1 ml. Verás como la presión en el manómetro disminuye. La estrategia consistirá en aplicar corriente para calentar durante el tiempo suficiente como para que la presión máxima del manómetro vuelva al valor anotado en el punto 4, o muy próxima. Para cada volumen, realiza varias medidas de tiempo (al menos 3) que resulten en presiones máximas próximas a la inicial.
8. Antes de cada nueva medida, conviene desconectar la goma del manómetro, volver a poner el volumen de la jeringuilla a 0 ml y permitir que el aire de la botella vuelva a las condiciones ambientales, durante aproximadamente un minuto.
9. Podemos repetir el proceso para volúmenes mayores (aumentando el volumen de la jeringuilla 1 ml más cada vez) y obtener distintas medidas de ΔV vs t .
10. Elabora una tabla donde anotes: aumento de volumen, tiempos de calentamiento necesarios para recuperar la presión inicial, voltaje y corriente medidos por los multímetros durante el tiempo de calentamiento. Conviene llegar a un ΔV máximo de unos 4 o 5 ml.

3.3 Metodología para el análisis de los datos

3.4 Experiencia 1:

1. Representa ΔP frente a t y realiza un ajuste por mínimos cuadrados, obteniendo el valor e incertidumbre de la pendiente.
2. Halla el valor del calor específico molar a volumen constante y su incertidumbre a partir de la pendiente obtenida.

3.5 Experiencia 2:

1. Representa ΔV frente a t y realiza un ajuste por mínimos cuadrados, obteniendo el valor e incertidumbre de la pendiente.
2. Halla el valor del calor específico molar a presión constante y su incertidumbre a partir de la pendiente obtenida.

4 Medidas y análisis de los datos

4.1 Experiencia 1:

La realizaremos, como se explicó anteriormente, a volumen constante 5 L.

Table 1: Tiempo que se ha mantenido el circuito cerrado para hacer cada variación de presión

Tiempo / s	Presión / mbar
0.468	0.1
0.863	0.2
1.214	0.3
1.617	0.4
2.071	0.5
2.639	0.6
3.345	0.7
4.069	0.8
4.537	0.9
5.253	1.0

A partir de las medidas experimentales hacemos un ajuste de acuerdo a la ecuación (11):

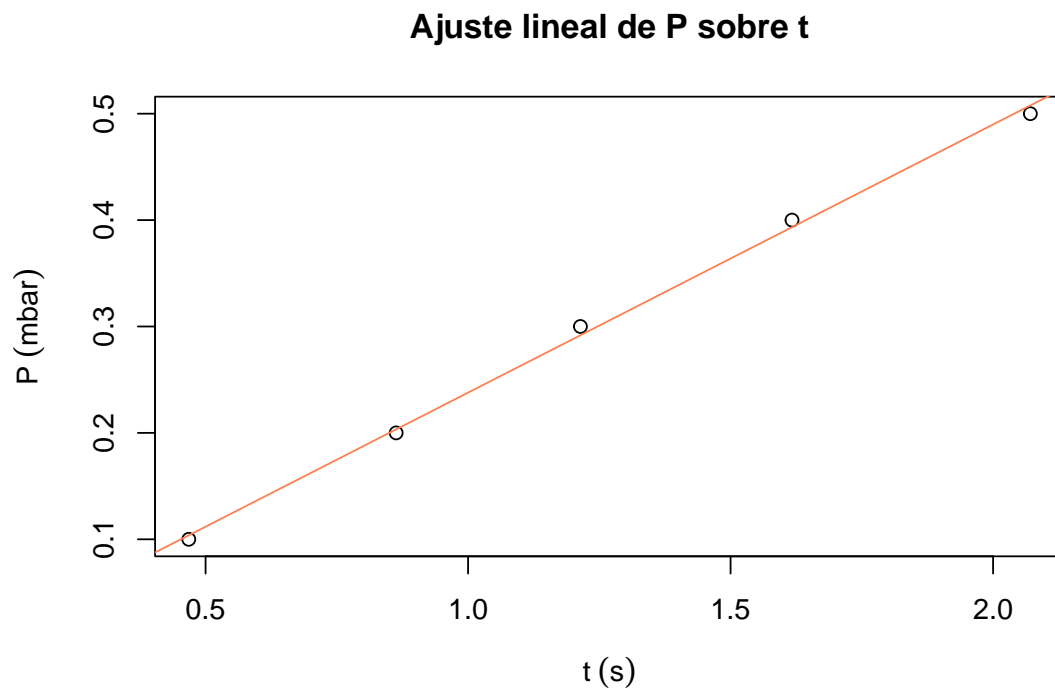


Figure 2: Ajuste de P sobre t

Obteniendo los siguientes resultados:

- Pendiente: $a = \frac{V_e IR}{V \bar{C}_V} = 0.2520268$
- Incertidumbre pendiente: $\Delta a = 0.0064708$

Expresándolo correctamente:

$$a = 0.25 \pm 0.0065$$

Despejando el valor de C_v a partir de la pendiente como $\bar{C}_V = \frac{V_e IR}{V a}$, obtenemos un valor de $\bar{C}_V = 41.2578222$. Si además usamos la fórmula de propagación de errores $\sigma^2 = \sum_i (\partial f / \partial x_i)^2 \sigma_i^2$, la expresión que tenemos que usar para calcular el error es:

$$\Delta \bar{C}_V = \frac{V_e IR}{V} \cdot \frac{\Delta a}{a^2} \quad (15)$$

de donde obtenemos que $\Delta \bar{C}_V = 1.0592912$. Expresándolo correctamente:

$$C_v = 41.26 \pm 1.1$$

4.2 Experiencia 2:

Presión del laboratorio: $P_{lab} = 1012.6$ HPa.

Table 2: Tiempo que se ha mantenido el circuito cerrado para compensar cada variación de volumen

Tiempo / s	Volumen / mL
0.4246667	1
0.7890000	2
1.0600000	3
1.4660000	4
1.9396667	5

A partir de las medidas experimentales hacemos un ajuste de acuerdo a la ecuación (14):

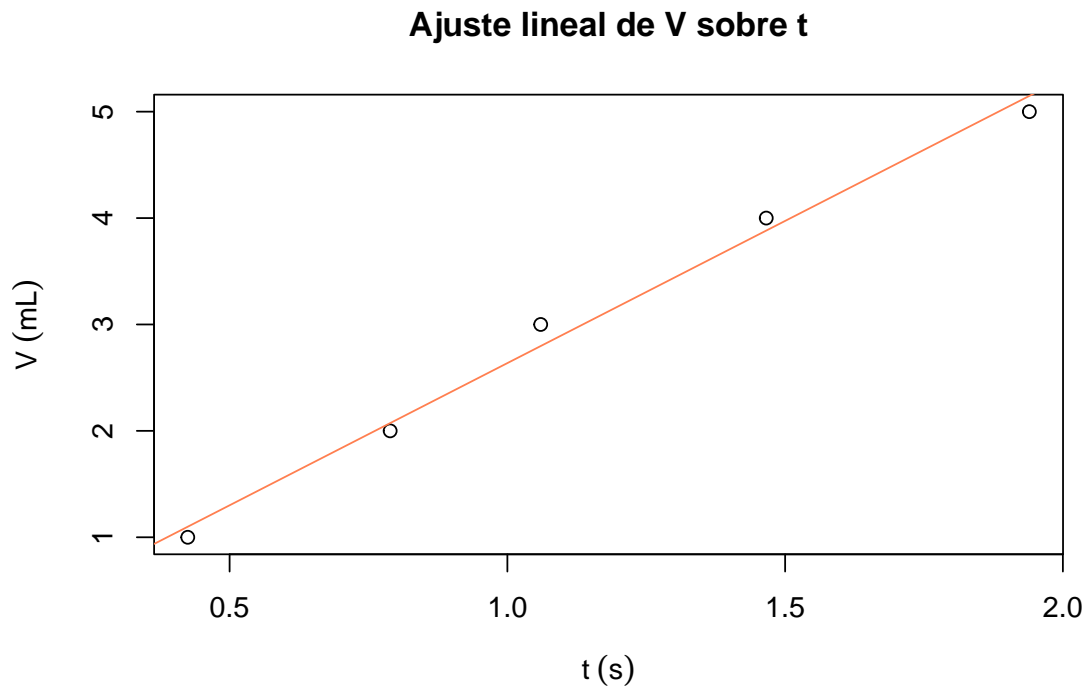


Figure 3: Ajuste de V sobre t

Obteniendo los siguientes resultados:

- Pendiente: $a = \frac{V_e IR}{PC_P} = 2.6727517$
- Incertidumbre pendiente: $\Delta a = 0.1487852$

Expresándolo correctamente:

$$a = 2.67 \pm 0.15$$

Despejando el valor de C_P a partir de la pendiente como $\overline{C}_P = \frac{V_e IR}{P a}$, obtenemos un valor de $\overline{C}_P = 38.4199299$. Si además usamos la fórmula de propagación de errores $\sigma^2 = \sum_i (\partial f / \partial x_i)^2 \sigma_i^2$, la expresión que tenemos que usar para calcular el error es:

$$\Delta \overline{C}_P = \frac{V_e IR}{P} \cdot \frac{\Delta a}{a^2} \quad (16)$$

de donde obtenemos que $\Delta \overline{C}_P = 2.1387389$. Expresándolo correctamente:

$$C_P = 38.42 \pm 2.1$$

5 Resultados

Como $R = \bar{C}_P - \bar{C}_V$, el error que estamos cometiendo es $\Delta R = \sqrt{\Delta \bar{C}_P^2 + \Delta \bar{C}_V^2}$. Expresándolo correctamente:

$$R = -2.84 \pm 2.4 \frac{J}{mol \cdot K}$$

mientras que el valor real es, aproximadamente:

$$R = 8.3145 \frac{J}{mol \cdot K}$$

obteniendo así un error relativo de:

$$\mathcal{E}_R(R) = \frac{|R^{teor} - R^{exp}|}{|R^{teor}|} \simeq 1.34$$

además de que un signo negativo en la constante de los gases ideales no tiene coherencia física, pues $P, V, n, T \geq 0$ y, para estos gases, $PV = nRT$.

6 Discusión y conclusiones de los resultados

Obtén C_V y C_P , así como las magnitudes del gas ideal que dependen de éstos, incluyendo el análisis de su incertidumbre y el error con respecto a los valores teóricos.

Ten en consideración si I y V_e se mantienen constantes durante las mediciones.

Analiza críticamente los posibles factores experimentales que puedan contribuir a una mala determinación de C_V y C_P , si éste fuera el caso.

Dados los resultados obtenidos y conociendo el valor real de la constante R , resulta obvio que deben existir fuentes de error más allá de las que manifiesta la incertidumbre en los resultados y que intervienen en los valores experimentales, reduciendo así su fiabilidad. Como no conocemos qué tipo de gas ideal es el que está contenido en nuestra botella, usamos el valor de R en las comparativas en vez de los de los calores específicos a presión y volumen constante.

Mencionemos, primero, las posibles fuentes de error procedentes de nuestros instrumentos de medida. En el manómetro, además de entrañar cierta dificultad para determinar cuándo proporcionaba un valor nulo de la diferencia de presión, también pudimos observar que ofrecía distintos valores de diferencia de presión para experiencias prácticamente idénticas. Esto es, para valores similares de tiempo en la primera experiencia o volumen extraído en la segunda. Además, en esta segunda experiencia, debemos destacar que el instrumento utilizado (jeringuilla) disponía de una precisión del mismo orden que las magnitudes manejadas ($1mL$), induciendo así mayores errores relativos.

Aunque no se haya podido comprobar empíricamente, podríamos sospechar de la presencia de algún tipo de pérdidas del gas en la botella. De hecho, estas podrían ocasionarse en las reiteradas medidas en la segunda experiencia, pues en esta fuimos extrayendo una porción del volumen del gas con nuestra jeringuilla, y es posible que no regresara íntegramente a la botella, generando así pérdidas.

Aun siendo los valores de I y V_e constantes a lo largo de todo el experimento y a pesar de haber procedido meticulosamente, hemos obtenido unos valores de \bar{C}_P y \bar{C}_V dispares respecto a los reales:

COMENTAR QUÉ VALORES DE C_V Y C_P PUEDEN SER (POR PROXIMIDAD, O SIMPLEMENTE ANALIZANDO LOS DOS CASOS) Y COMPARARLOS CON LOS OBTENIDOS.

CANCIÓN DEL DÍA: [https://www.youtube.com/watch?v=MFsoZ__2WzQ]