



Departamento de Física Aplicada III

Escuela Técnica Superior de Ingeniería
Prácticas de Física II



Práctica 9: LEY DE BOYLE DE LOS GASES IDEALES

1 Objeto de la práctica

En esta práctica se estudiará la relación entre la presión y el volumen de los gases suponiendo que siguen el modelo de gas ideal. Se determinará el número de moles presente en la muestra de gas.

2 Fundamento teórico

Se dice que un gas es ideal si posee un comportamiento descrito por la conocida ecuación de Clapeyron

$$PV = nRT \quad (1)$$

Donde:

- P , V y T son respectivamente la presión, el volumen del gas y la temperatura.
- n es el número de moles de la muestra del gas.
- R es la constante universal de los gases ideales.

Cualquier gas a densidades suficientemente bajas se comporta como un gas ideal. La mayoría de los gases reales se comportan como gases ideales a la temperatura ambiente y la presión atmosférica.

3 Descripción del instrumental

El material preciso para la realización de esta práctica es:

- Un aparato de medida (ver figura).
- Un baño termostático.
- Termómetro de mercurio.
- Una regla.

3.1 Descripción del aparato de medida

Una cantidad fija de gas (aire), usada como objeto de estudio, se halla en un recipiente de vidrio (tubo de medida), el cual está conectado a un manómetro de mercurio en forma de U.

Los brazos del manómetro están formados básicamente por un tubo de plástico flexible, cuyo extremo abierto termina en un tubo de vidrio de mayor diámetro (recipiente de reserva).

3.2 Medida del volumen del gas

Se determinará a partir del área de la sección transversal que se considera conocida ($S = 1.02 \text{ cm}^2$) y la altura de la columna de aire medida sobre la escala graduada. El extremo superior del tubo de medida tiene una zona coloreada equivalente a 1 cm de altura, por tanto **la altura real de la columna de aire (h_V) será la medida en la escala graduada más un centímetro.**

$$V = h_V S$$

Para facilitar la medida de h_V , se procederá a anotar la posición inferior de la zona coloreada h_0 y la posición del menisco izquierdo h_1 , de forma que

$$h_V = h_0 - h_1 + 1 \text{ cm}$$

3.3 Medida de la presión del gas

El recipiente reserva está a presión atmosférica P_a (se ha quitado el tapón). La presión del gas (P) es la presión atmosférica más la presión manométrica (P_m).

$$P = P_a + P_m \quad (\text{Pa})$$

La presión manométrica (P_m) se obtiene a partir de la diferencia de altura del mercurio entre el recipiente reserva y el tubo de medida (h_P): $P_m = \rho g h_P$, siendo ρ la densidad del mercurio. Para facilitar la medida de h_P , se anotará la posición del menisco izquierdo h_1 y del menisco derecho h_2 . La diferencia de altura del mercurio entre ambos recipientes es

$$h_P = h_2 - h_1$$

3.4 Medida de la temperatura

Con el baño termostático se controlará la temperatura del gas.

El tubo de medida está rodeado por otro tubo por el que circula el agua procedente del baño. La temperatura de salida del agua en circulación se mide con un termómetro introducido a través de un orificio al efecto y la temperatura de entrada coincide con la del baño termostático. El valor medio de ambas temperaturas es la temperatura del gas.

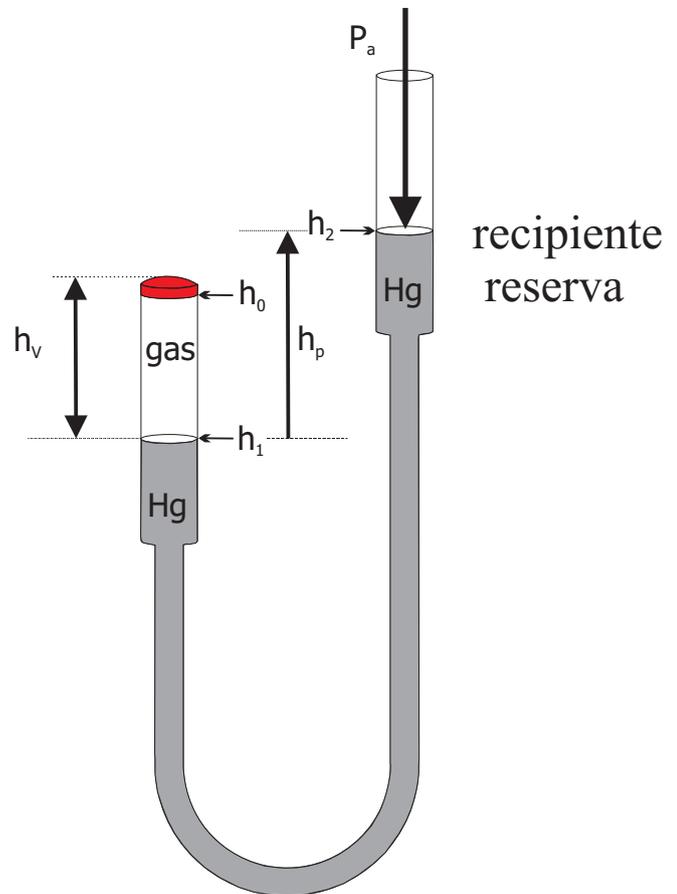
Para no dañar la resistencia calefactora del baño termostático **el nivel del agua siempre debe estar por encima de la resistencia.**

3.5 Relación entre h_V y P

Al sustituir las expresiones del volumen y la presión en la ecuación (1)

$$P_a + P_m = \frac{nRT}{Sh_V}$$

$$P_m = \frac{nRT}{S} \frac{1}{h_V} - P_a \quad (2)$$



4 Realización de la práctica

4.1 Medidas en el laboratorio

1. Quítese el tapón del recipiente reserva.
2. Compruébese el nivel de agua en el baño termostático, de forma que **debe estar por encima de la resistencia**.
3. Anótese la posición inferior de la zona coloreada h_0 .
4. Actívese la circulación de agua. A través del dial seleccione una temperatura unos 4 grados por encima de la temperatura ambiente.
5. Espérese unos minutos hasta que se haya calentado el agua y mídase la temperatura del baño (θ_1) con el termómetro digital y la temperatura de salida (θ_2) con el termómetro de mercurio.
6. Trasládese el recipiente reserva de manera que h_V sea aproximadamente 16 cm. Anótese las posiciones de los dos meniscos h_1 y h_2 .
7. Repítase el paso **6** para valores de h_V comprendidos entre 17 y 25 cm aproximadamente.
8. Anótese la presión atmosférica y su incertidumbre medida en el laboratorio.

4.2 Análisis de datos

1. Calcúlese la temperatura del gas, θ , a partir del valor medio de las temperaturas θ_1 y θ_2

$$\theta = \frac{\theta_1 + \theta_2}{2}$$

2. Obténgase T , en kelvin (K), sabiendo que $T = \theta + 273.15$
3. Calcúlese la diferencia de altura: $h_P = h_2 - h_1$ (téngase en cuenta el signo).
4. Tomando el valor de la densidad del mercurio $\rho = 13.53 \text{ g/cm}^3$ y la gravedad $g = 9.81 \text{ m/s}^2$, ambos sin errores. Calcúlese $P_m = \rho g h_P$ expresándolo en pascuales.
5. Calcúlese la inversa de la altura real de la columna de aire, $1/h_V$ (sin error), exprésela con cuatro cifras significativas.
6. Representétese gráficamente P_m frente a $1/h_V$
7. Calcúlese la recta que mejor se ajusta a las medidas experimentales

$$P_m = a + b \frac{1}{h_V}$$

si se compara con la expresión (2) debería ser

$$a = -P_a \quad ; \quad b = \frac{nRT}{S}$$

8. Representétese la recta de mínimos cuadrados en la misma gráfica.
9. A partir de la pendiente de esta recta, de la temperatura del gas, de la sección S y de la constante universal $R = 8.314 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$, calcúlese el número de moles.
10. A partir de la ordenada en el origen de esta recta obténgase el valor de la presión atmosférica P_a .

4.3 Cuestiones relativas a la realización de la práctica

1. Compárese la presión atmosférica medida en el laboratorio con el resultado de la ordenada en el origen. Considerando las incertidumbres de ambos valores, ¿se puede decir que las medidas se han realizado correctamente?