

Estudio experimental de un proceso termodinámico a volumen constante: Ley de Charles-Gay Lussac

Ana Delia Ojeda y Guillermo Carrasco

Escuela de Educación Técnica N°3

Florencio Varela, Buenos Aires

Usamos un dispositivo experimental económico y de fácil construcción para investigar la relación que existe entre la presión y la temperatura de un gas si su volumen permanece constante (Ley de Charles-Gay Lussac). Damos detalles del dispositivo, describimos los experimentos realizados y analizamos los resultados.

Introducción

Por separado, pero casi a la misma época, y luego de varios experimentos, Jacques A. Charles (1746-1823)^[1] y Yoseph Louis Gay Lussac (1778-1850)^[1] llegaron a la conclusión de que a volumen (V) constante, la presión (P) de un gas aumenta con el aumento de la temperatura absoluta (T).

La expresión matemática que representa la ley de Charles-Gay Lussac es:^[2]

$$P / T = \text{cte.} \quad \text{a } V = \text{cte.} \quad (1)$$

o bien, para dos estados distintos del gas:

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2 \quad (2)$$

Si se produce un aumento de la temperatura en un recipiente que contiene un gas, aumenta la energía cinética de las moléculas y, como el volumen permanece constante, se incrementa el número de choques de las moléculas con las paredes del recipiente, es decir, se incrementa la presión.

El objetivo de este trabajo es mostrar, mediante un experimento sencillo, si la ley enunciada se cumple para un determinado volumen de gas.

Método experimental

Para realizar la experiencia utilizamos un recipiente rígido, en este caso un tubo de metal. Elegimos un tubo de aluminio de desodorante femenino, de 75 cm^3 , al que sacamos la válvula una vez que estuvo completamente vacío. En el extremo abierto del recipiente ajustamos un tapón de goma, al que le incorporamos un manómetro para medir la presión del gas. Para evitar la pérdida de gas del tubo nos aseguramos de realizar un buen ensamble tanto del tapón al tubo como del manómetro al tapón. El gas estudiado es aire. El diseño se muestra en la Figura 1.



Figura 1 Dispositivo experimental para estudiar un proceso a volumen constante.

El vaso de precipitación contiene al recipiente con el gas y a un termómetro de mercurio. Las distintas temperaturas del gas se consiguen mediante el llenado del recipiente con agua a distintas temperaturas, manteniendo siempre al tubo completamente sumergido para su buena termalización.

El manómetro usado es un manómetro de Bourdon de uso industrial y mide la presión entre 0 y 1 kg/cm^2 con una apreciación de 0,025 kg/cm^2 . Este tipo de manómetro se consigue en casas de implementos industriales (valor aproximado \$15). Un termómetro de mercurio como el utilizado en este trabajo (rango -10 °C a 150 °C, apreciación 1 °C) cuesta aproximadamente \$20 en casas de insumos de laboratorio.

El procedimiento consistió en medir la presión del gas para distintas temperaturas del agua. Dado que la pared del tubo de aluminio elegido es muy delgada y liviana, favorece el rápido contacto térmico del gas con la fuente de calor. En una experiencia preliminar usamos un recipiente de vidrio (erlenmeyer), pero el grosor de la pared y el tipo de material no nos aseguraban una buena termalización del gas a la temperatura del baño externo. En cualquier caso, la lectura de presión debe realizarse una vez que se haya alcanzado el equilibrio térmico.

Resultados

En la Figura 2 representamos los datos experimentales de P en función de T . Notamos que P es la presión absoluta de gas, que es igual a la presión medida (presión manométrica) más la presión atmosférica (que tomamos igual a $1 \text{ atm} \equiv 101325 \text{ Pa}$). Expresamos la presión en Pascal (Pa) ($1 \text{ kg/cm}^2 \equiv 98088 \text{ Pa}$) y la temperatura en $^{\circ}\text{C}$.

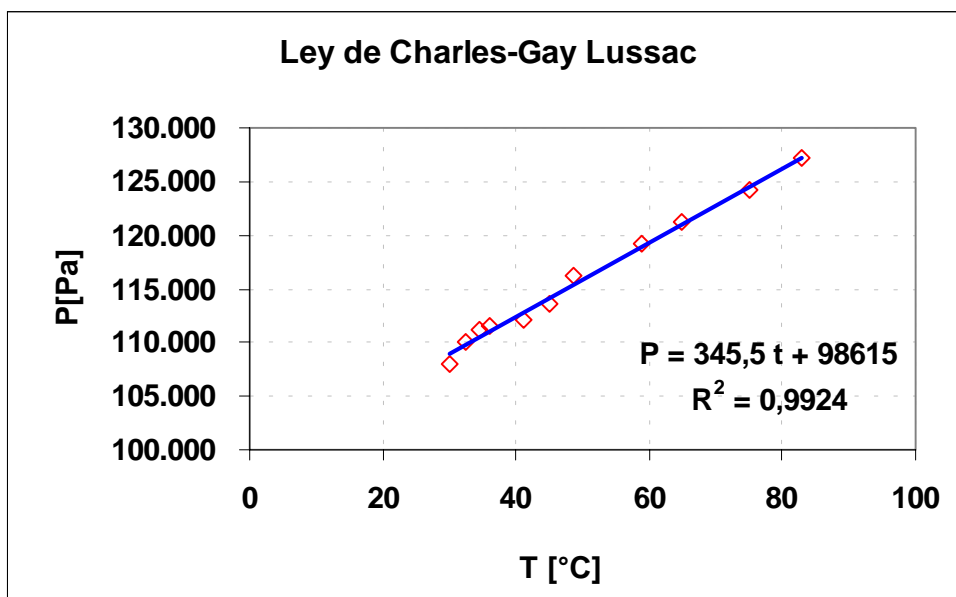


Figura 2 Representación de la presión del gas en función de la temperatura. Se puede apreciar que la presión varía linealmente con la temperatura. El coeficiente de correlación R^2 del ajuste lineal se aproxima a 1, lo que enfatiza esta relación lineal.

Si extrapolamos la recta de la Figura 2 hasta $P = 0$, obtenemos que esta condición de presión nula se alcanza a la temperatura de $-285 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Si tenemos en cuenta que las escalas de temperatura absoluta y de temperatura centígrada están vinculadas por:^[2]

$$T (\text{K}) = t (^{\circ}\text{C}) + 273 \quad (3)$$

y que la presión nula $P = 0$ se obtiene a la temperatura absoluta nula $T = 0$, la temperatura centígrada correspondiente es $-273 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Aunque nuestro resultado es cercano a este valor esperado, presenta una discrepancia que atribuimos a errores sistemáticos de la medición o de la calibración de los instrumentos.

N. del E.: Para analizar la posible fuente de error, observamos que para que la intersección de la recta con el punto $P = 0$ resulte en el punto esperado $T = -273 \text{ }^{\circ}\text{C}$, la recta debería estar desplazada paralelamente hacia abajo, conservando su pendiente. En tal caso, la recta, que con una corrección en la ordenada al origen, arroja el resultado esperado es:

$$P (\text{Pa}) = 345,5 T (^{\circ}\text{C}) + 94321$$

Esto indica un corrimiento sistemático de la presión en la cantidad:

$$\Delta P = 98615 \text{ Pa} - 94321 \text{ Pa} = 4294 \text{ Pa} \equiv 0,04 \text{ kg/cm}^2$$

que es comparable a la apreciación del manómetro. Puede decirse entonces que una mejora de los resultados experimentales estará asociada al uso de un manómetro de menor apreciación.

Otra posibilidad también debe considerarse. Para calcular la presión absoluta se usó el valor de presión atmosférica normal e igual a $1 \text{ atm} = 1,033 \text{ kg/cm}^2$. Si el día del experimento la presión atmosférica hubiese sido menor en esa misma cantidad ΔP calculada, es decir $P_{atm} = 1,033 \text{ kg/cm}^2 - \Delta P = 0,993 \text{ kg/cm}^2$, la recta que se habría obtenido extrapolaría a $-273 \text{ }^\circ\text{C}$ a presión nula. Esto indica que, para este experimento, también es necesario contar con el valor correcto de la presión atmosférica en el momento de las mediciones. La presión atmosférica se mide usualmente con un barómetro de mercurio, pero que no siempre está disponible en laboratorios escolares. De todas maneras, con el resultado de la Figura 2 queda cumplido el objetivo de determinar la linealidad entre la presión y la temperatura del gas a volumen constante.

En la Figura 2 representamos los mismos datos experimentales, pero la temperatura está expresada en Kelvin (ecuación 3).

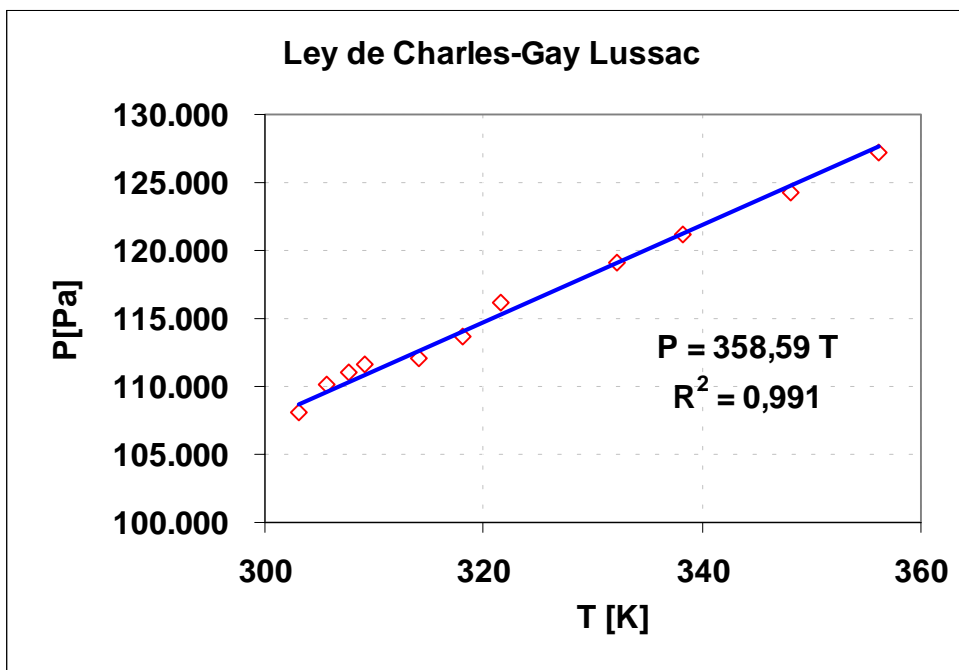


Figura 3 Representación de los datos de presión en función de la temperatura absoluta.

Podemos usar los datos experimentales y el ajuste lineal de la Figura 3 para estimar el número de moles (n) del gas contenido en el recipiente mediante la aplicación de la ecuación de los gases ideales.^[2]

$$PV = n R T \quad (4)$$

donde R es la constante de los gases, $R = 0,082 \text{ atm litro K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. El resultado es que en el recipiente utilizado ($V = 75 \text{ cm}^3 = 0,075 \text{ litro}$) hay 0,0033 moles de aire.

Conclusiones

Con este experimento pudimos comprobar la Ley de Charles-Gay Lussac, que dice que, para un gas ideal, la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta, si el volumen permanece constante. Podemos decir entonces que el aire se comporta como un gas ideal. Esta conclusión es correcta si observamos que a presiones bajas, cercanas a 1 atm, el comportamiento de la mayoría de los gases está bien representado por la ecuación de los gases ideales.

Las mediciones y procedimientos son sencillos y pueden realizarse como una experiencia de aula o laboratorio en los niveles de EGB3 y Polimodal. En nuestro caso, este experimento ha quedado incorporado a los cursos de Física.

Referencias

1) *J. A. Charles*: químico, físico y aeronauta francés. En 1783 construyó el primer globo de hidrógeno y ascendió a una altura de casi 3000m. En 1785 ingresó a la academia francesa.

Y. L. Gay Lussac: químico y físico francés, conocido por sus estudios sobre las propiedades físicas de los gases. Luego de impartir enseñanza en diversos institutos fue, desde 1808 hasta 1832, profesor de física en la Sorvona. En 1804 realizó una ascensión en globo para estudiar el magnetismo de la Tierra y observar la composición y temperatura del aire a diferentes altitudes.

Datos obtenidos de *Enciclopedia Encarta* 2002.

2) *Química I*, Editorial Santillana, Buenos Aires, 2001.