

Sección dedicada a la presentación de experimentos que ilustren nítidamente conceptos fundamentales de la química

Demostración práctica de la ley de Boyle-Mariotte

Guillermo James Molina,¹ Artemisa Romero Martínez,¹
Jorge A. Haro Castellanos² y Benjamín Ruiz Loyola³

Abstract

A simple and cheap technique for some experiments that deals with, and confirms the Boyle-Mariotte Law for ideal gases is proposed. It can be used, starting at the junior high level, for a single lab session. The observations made and the results obtained are concise, easy to read and easy to handle, which allows us to conclude that this is an adequate, didactic and useful experiment.

Resumen

Se propone una alternativa sencilla y barata para efectuar en el laboratorio experimentos que confirmen una de las leyes de los gases ideales, la ley de Boyle-Mariotte, y que puede utilizarse desde el nivel medio superior, por su sencillez, en una sola sesión de laboratorio. Los resultados obtenidos son concretos, manejables y muy confiables, lo cual permite concluir que se trata de un experimento didáctico, útil y adecuado.

Antecedentes

Es común que los estudiantes de nivel medio superior y de los niveles iniciales de una licenciatura tengan dudas en cuanto a la veracidad de ciertas leyes o teorías científicas. Esto se acentúa cuando la inclinación del estudiante no es hacia las áreas científicas.

Muchas de aquellas aseveraciones que se hacen en los salones de clase podrían explicarse y comprobarse con facilidad, lo cual dejaría satisfechas las expectativas de los estudiantes y les facilitaría la comprensión de algunos fenómenos físicos o químicos.

Usualmente, las leyes de los gases ideales se escriben, describen y discuten con los alumnos en la pizarra, pero en pocas ocasiones se trabaja con ellos en el laboratorio, sobre todo cuando se trata de estudiantes del nivel medio superior. Además, generalmente los equipos para trabajar con gases son muy costosos y demasiado delicados.

Si bien es cierto que algunas universidades utilizan manómetros para hacer mediciones directas, este experimento es una alternativa diferente, más barata (cualquier manómetro es más caro que una jeringa desechable), más segura (sobre todo si el manómetro está construido con mercurio) y que, por la manipu-

lación de muy diversos instrumentos, ayuda mejor al desarrollo de las habilidades manuales de los estudiantes.

Hemos encontrado que algunas cosas que se tienen muy a mano en casi cualquier laboratorio pueden servir para demostrar algunas de esas leyes. En esta ocasión trabajamos con la ley de Boyle-Mariotte, la cual establece que *el volumen de una determinada cantidad de un gas a una temperatura constante es inversamente proporcional a la presión. Esto es, que el producto de la presión por el volumen es una constante.*

La forma común de comprobar esta ley, es utilizar un manómetro hecho con un tubo de vidrio doblado en forma de U o de J, y con un extremo sellado, al cual se añade mercurio; se mide el volumen del gas al estabilizarse ambos lados de la columna y se registra. Acto seguido, se incrementa la presión por el extremo abierto y se anota el valor medido. Se encuentra que, al obtener el producto de presión por volumen, el valor es constante, esto es, que

$$PV = k$$

Esta forma de comprobar la ley de Boyle-Mariotte presenta algunos inconvenientes, sobre todo cuando se trabaja con estudiantes de nivel medio superior o de los primeros cursos del nivel licenciatura. Los más significativos son:

1. Los manómetros se rompen con demasiada frecuencia, por el aumento excesivo en la presión, sobre todo cuando son manipulados por estudiantes poco acostumbrados a utilizarlos, como sucede con aquellos del nivel medio superior o de los primeros semestres de una licenciatura.
2. El manejo del mercurio debe ser muy cuidadoso, por la extremada toxicidad del mismo.
3. El miedo a romper el manómetro, a tirar el mercurio o a sufrir una intoxicación con el mismo, impide al alumno trabajar con comodidad, lo cual aumenta los riesgos y disminuye la atención. En efecto, el estudiante se preocupa más de no equivocarse que de disfrutar y entender el experimento.

En la bibliohemerografía hemos encontrado varias alternativas tendientes a implementar métodos más adecuados que el descrito: Davenport (1962 y 1979), Breck y Holmes (1967), Grotz y Gauerke (1971), Deal (1975), Moeller (1978), y Hermens (1983) describen diversas formas de demostrar la ley de referencia. La primera vez que se utilizaron jeringas hipodérmicas para realizar este experimento, lo efectuó Davenport en 1962,

(1) UAM-Xochimilco, Ap. Postal 23-181, México, D. F.

(2) UAM-Iztapalapa, Ap. Postal 55-535, México, D. F.

(3) Facultad de Química, UNAM, Coyoacán, 04510, D. F.

Recibido: 17 de junio de 1994; **Aceptado:** 26 de noviembre de 1994.

quien lo hizo con jeringas de vidrio de 50 cc. Grotz y Gauerke por un lado, y Deal por otro, sustituyeron el vidrio por jeringas desechables, utilizando grasa de silicón para lubricar el émbolo de la jeringa y producir una reducción de la fricción. Moeller emplea un matraz kitasato con una pinza para cerrarlo en la salida lateral, un tapón monohoradado en la boca y una bureta de 50 mL con la punta rota ajustada en el tapón, y mide la cantidad de agua que puede añadirse al matraz antes de que la presión impida la caída de agua adicional. En un experimento posterior, Derek Davenport utiliza una jeringa de vidrio y la presiona con la mano sobre una balanza del tipo de las empleadas para pesar alimentos infantiles. Breck y Holmes inicialmente, y Hermens más recientemente, han utilizado tubos capilares conteniendo diversos volúmenes de aire atrapado bajo una columna de mercurio de distinta altura, y miden en centímetros sobre una regla o en grados sobre un termómetro.

La alternativa que proponemos, con materiales comunes, baratos e inclusive desechables, reduce el temor, facilita la realización, elimina los riesgos y deriva en resultados adecuados, muy ilustrativos y confiables, dentro de los límites experimentales.

Parte experimental

1. Material

- Una jeringa desechable de 10 o 20 mL, de plástico, nueva, con aguja de rosca.
- Un vaso de precipitados de 500 mL.
- Una pinza de tres dedos con nuez.
- Un soporte universal.
- Un marco de pesas que permita trabajar desde 100 hasta 1500 g.
- Un tapón que ajuste en la rosca de la jeringa (ver preparación) en el lugar de la aguja. Si no se dispone del tapón, se requerirá:
- Sellador de silicón o una fuente de calor (mechero, encendedor o lámpara de alcohol).
- Plataforma de plástico, madera o metal (resistente) aproximadamente 5×5 cm, para adaptar al émbolo de la jeringa.

2. Preparación

Si se dispone de un tapón del tamaño adecuado para colocarse en la rosca de la jeringa, éste se utilizará en sustitución de la aguja. En caso contrario, se puede proceder de dos maneras:

- 2.1 La aguja de la jeringa se sella doblando la punta y colocando en ella una gota de sellador de silicón.
- 2.2 La aguja se calienta con un mechero, encendedor o lámpara de alcohol, hasta que se pueda desprender del soporte de plástico por fusión del mismo. Se jala la aguja con rapidez, lo cual permite que el plástico selle el orificio donde se insertaba la aguja.

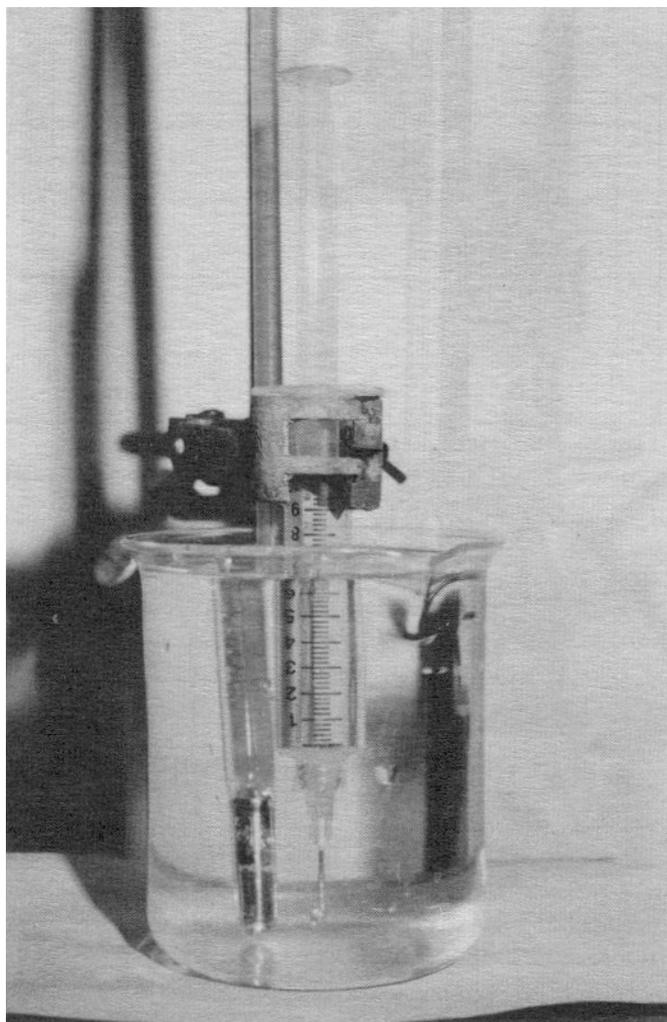


Figura 1.

Se adapta una plataforma de plástico u otro material resistente, de aproximadamente 5×5 cm, en el émbolo de la jeringa.

3. Montaje del aparato

Se fija la jeringa al soporte por medio de la pinza y se introduce en ella un volumen bien medido, entre 10 y 20 mL de aire, dependiendo de la capacidad de la misma. Se coloca la aguja sellada o el tapón, según sea el caso, y se introduce el sistema en el vaso, con la parte correspondiente a la aguja en dirección hacia el piso. Se añade agua corriente al vaso, hasta el borde (Figura 1). El agua tiene tres funciones: sirve como refrigerante para mantener la temperatura con el mínimo de variaciones, sobre todo si se tiene la precaución de esperar un tiempo razonable para que el sistema alcance el equilibrio; sirve como lente de aumento para ver más cómodamente la graduación de la jeringa y permite detectar fugas en el sistema de la jeringa.

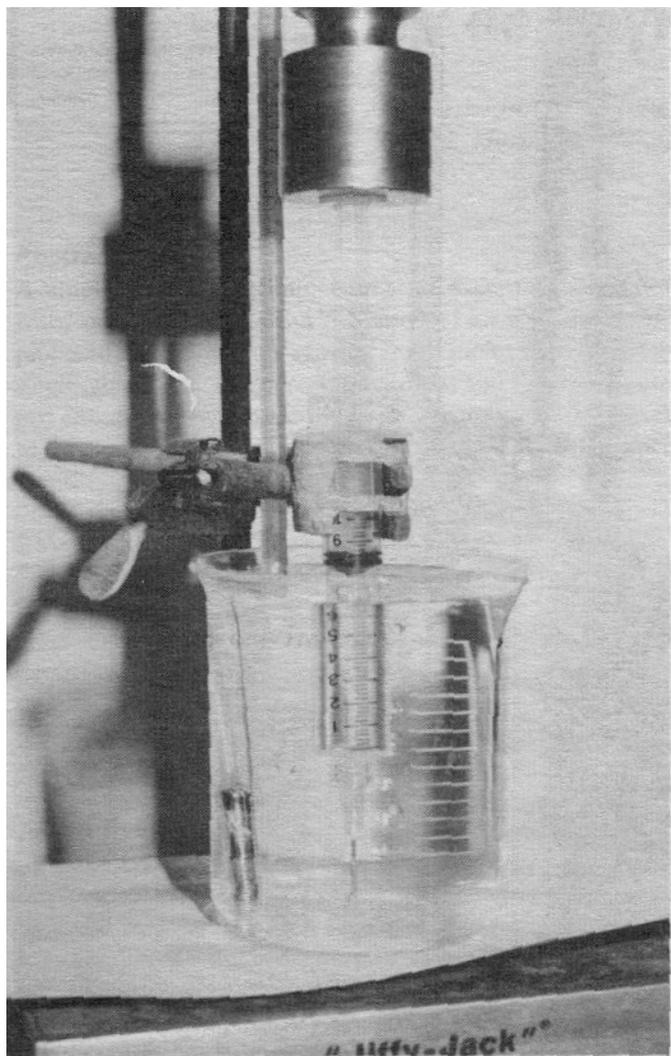


Figura 2.

4. Realización del experimento

Se mide el volumen de aire admitido y se toma la presión inicial como la atmosférica. Se colocan sobre la plataforma del émbolo las pesas, comenzando con 100 g y terminando con 1500 g (Figura 2). No se recomienda utilizar un peso mayor, porque usualmente se rompe el émbolo. Se toman las lecturas del volumen final después de colocar cada pesa, dejando estabilizar el sistema entre 3 y 5 minutos antes de tomarlas. Se recomienda hacer un mínimo de ocho lecturas.

Resultados

Con los datos obtenidos, se construye una tabla que relacione la presión aplicada con el volumen observado. Para esto, es necesario efectuar los siguientes cálculos:

$$P = \frac{F}{A}$$

en donde

F = fuerza, expresada en newton = kg m/s²

A = área, expresada en m²

P = presión ejercida por el peso utilizado, expresada en pascales (N/m²)

Se calcula la fuerza (F) ejercida por la masa colocada sobre el émbolo (la fuerza de la fricción del émbolo contra las paredes de la jeringa se mantiene constante durante todas las lecturas efectuadas, por lo cual puede omitirse en los cálculos), debido a la atracción de la gravedad, con la fórmula

$$F = mg$$

en donde

F = fuerza

m = masa expresada en kg

g = valor de la aceleración gravitacional = 9.81 m/s².

Ahora bien, para utilizar unidades de presión que son de uso más común y, por tanto, más familiares a los estudiantes, se transforman los pascales en atmósferas de presión, mediante la equivalencia

$$1 \text{ atm} = 1.013 \times 10^5 \text{ pascales}$$

Así, para una masa de 0.1 kg colocada sobre un émbolo con un radio de 0.7325 cm, la presión resultante se obtendría dividiendo la fuerza entre el área:

$$\begin{aligned} P &= \frac{mg}{A} = \\ &= \frac{(0.1 \text{ kg})(9.81 \text{ m/seg}^2)}{(3.1416)(7.325 \times 10^{-3} \text{ m})^2} \\ P &= 5.8197 \times 10^3 \text{ N/m}^2 \\ &= (5.8197 \times 10^3 \text{ N/m}^2) \left(\frac{1 \text{ atm}}{1.013 \times 10^5 \text{ N/m}^2} \right) \\ &= 0.05745 \text{ atm} \end{aligned}$$

Para una aplicación adecuada de la ley de Boyle, es necesario utilizar la presión absoluta, por lo cual el valor obtenido debe corregirse de la siguiente manera:

$$P_{\text{abs}} = P + P_{\text{atm}}$$

Una atmósfera de presión equivale a 760 mm de Hg. En la ciudad de México, la presión atmosférica media es de 585 mm de Hg, que equivale en atmósferas a 0.7697 atm, calculada por el producto siguiente:

Tabla 1.

Exp.	V (mL)	m (kg)	P (atm)	P _{abs} (atm)	PV (mL atm)
1	10.0	0.0	0.0000	0.7697	7.7
2	9.4	0.1	0.575	0.8272	7.7
3	8.8	0.2	0.1149	0.8846	7.7
4	8.1	0.3	0.1724	0.9421	7.63
5	7.2	0.5	0.2873	1.0570	7.61
6	6.4	0.7	0.4022	1.1719	7.50
7	6.1	0.8	0.4596	1.2293	7.50
8	5.6	1.0	0.5745	1.3442	7.53
9	5.0	1.2	0.6894	1.4591	7.30
10	4.5	1.5	0.8618	1.6315	7.34

$$(585 \text{ mmHg}) \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right)$$

De esta manera, para la masa del ejemplo, la presión absoluta será

$$P_{\text{abs}} = 0.05745 \text{ atm} + 0.7697 \text{ atm} = 0.8272 \text{ atm}$$

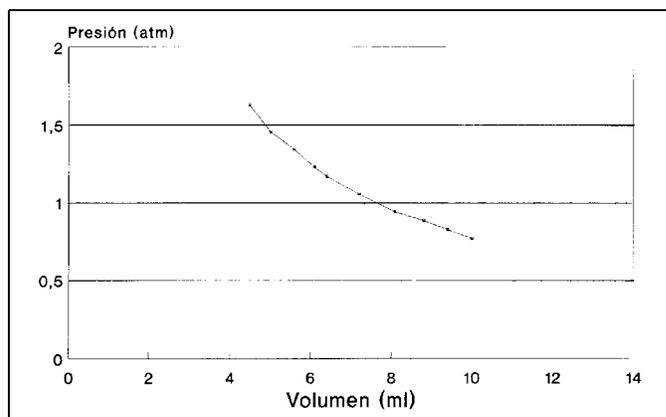
Considerando lo anterior, se elabora una tabla como la que se muestra en la Tabla 1.

Con los datos de la tabla se construyen dos gráficas: una, de presión contra volumen (Gráfica 1) y otra del producto PV contra volumen (Gráfica 2), en donde se comprueba que

$$PV = k$$

Desde luego, no se espera que los estudiantes obtengan un valor exacto y repetitivo, debido a la presencia de diversas fuentes que pueden generar errores: la medición de los volúmenes puede ser ligeramente inexacta, ya que aún cuando la jeringa sea graduada, la lectura puede tener diferencias y, además, no son instrumentos de medición calibrados; las pesas utilizadas pueden tener pequeñas inexactitudes en el peso real respecto al marcado; si no se espera el suficiente tiempo para establecer el equilibrio en el sistema, se tendrán variaciones en las lecturas que produzcan diferencias; la falta de experiencia de los estudiantes, principalmente los de nivel medio superior, es otra fuente importante de error.

Todo esto conduce a que el valor del producto PV tenga variaciones, sin que por ello se pueda asumir que la ley de Boyle no se cumple. El intervalo obtenido, desde 7.7 a 7.34, permite aseverar que se ha trabajado en condiciones óptimas, aunque no



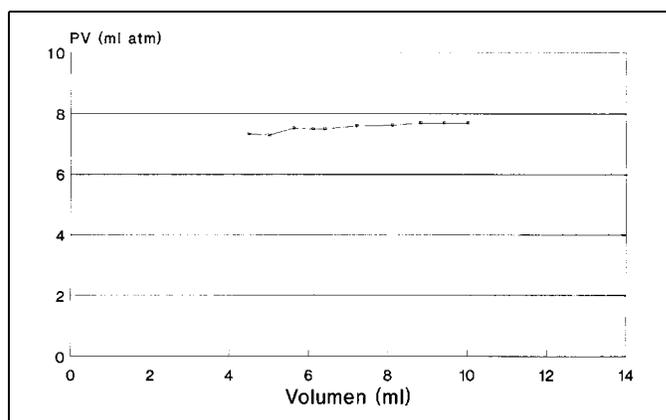
Gráfica 1. Demostración de la Ley de Boyle-Mariotte (presión vs. volumen).

ideales, esto es, acorde a la realidad. El valor medio obtenido es de 7.5 y varía de 7.3 a 7.7, lo cual representa un error de $\pm 2.7\%$, que se ubica muy bien dentro de los límites aceptables del error experimental.

Conclusiones

Los estudiantes aplican los conceptos de masa, fuerza y presión, los observan y los interrelacionan; es posible el efectuar experimentos diferentes con estudiantes o grupos de estudiantes distintos, si se emplean diversos gases para cada uno, como nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono, o alguno otro con el que se cuente en el laboratorio, lo cual permitiría efectuar una discusión en grupo más enriquecedora, por la variedad de datos y gráficas a examinar.

El equipo, por su sencillez y bajo costo, permite la realización de este experimento en cualquier tipo de condiciones. Si no se cuenta con un marco de pesas, pueden utilizarse trozos de metal u otro material denso, previamente tarados.



Gráfica 2. Demostración de la Ley de Boyle-Mariotte (PV vs. volumen).

Bibliografía

- Breck, W. G. y Holmes, F. W., "An experimental approach to the ideal gas law", *J. Chem. Ed.*, **44**[5] 293, 1967.
- Brown, T. L. y Lemay, H. E., *Química. La ciencia central*, 3a. Edición, Prentice-Hall Hispanoamericana, México, 260-265, 1987.
- Davenport, D. A., *J. Chem. Ed.*, **39**, 252, 1962.
- Davenport, D. A., "Boyle's law", *J. Chem. Ed.*, **56**, 322, 1979.
- Deal, W. J., "Ideal gas laws", *J. Chem. Ed.*, **52**[6] 405-7, 1975.
- Felder, R. M. y Rousseau, R. N., *Principios fundamentales de los procesos químicos*, Addison Wesley Latinoamericana, México, 15-17 y 59-63, 1991.
- Félix, E. A., Oyarzábal, O. J. y Velasco, H. M., *Lecciones de Física*, Ed. Continental, México, 224-233, 1990.
- Grotz, L. C. y Gauerke, J. E., "Boyles law with plastic syringes", *J. Chem. Ed.*, **48** [5] 337, 1971.
- Hermens, R. A., "Boyle's law experiment", *J. Chem. Ed.*, **60**, 764, 1983.
- Moeller, M. B., "An exercise with Boyle's law", *J. Chem. Ed.*, **55**[9] 584, 1978.
- Mortimer, C. E. *Química*, Grupo Editorial Iberoamerica, México, 182-186, 1983.

Cantidad de sustancia, una ilustración experimental

Daniel Bartet P. y Olga Espinoza G.*

El aprendizaje significativo de cantidad de sustancia y su unidad el mol es uno de los contenidos de los programas de química que más dificultades provoca entre los estudiantes de enseñanza media. La bibliografía didáctica sobre esta temática es pródiga en analogías y en experiencias de cátedra, destinadas a facilitar la comprensión de estos conceptos abstractos (Kieffer, 1963; Arce de Sanabia, 1993; Johns, 1993, entre otros). En dichos artículos también se encuentran caricaturas (Skinner, 1987-1991), como las que se reproducen en la Figura 1.

Las dificultades del aprendizaje del concepto "cantidad de sustancia", radican fundamentalmente en su rigurosa definición (Furió y otros, 1993), la cual implica que: "porciones diferentes de masas de sustancias distintas contienen el mismo número de entidades elementales" y que "esas porciones de masa son equivalentes entre sí".

Teniendo en cuenta la rigurosidad de la definición de este concepto científico, proponemos una experiencia de cátedra semicuantitativa que facilite su comprensión.

*Departamento de Química, Facultad de Ciencias Básicas, Universidad Metropolitana de Ciencias de la Educación, Casilla 147, Fax: 2392067, Santiago, Chile.

Recibido: 13 de mayo de 1994;

Aceptado: 13 de enero de 1995.

Del análisis de los resultados experimentales, los estudiantes pueden:

- identificar porciones de masa de sustancias diferentes que contienen el mismo número de entidades elementales, y
- establecer que esas porciones de masa son proporcionales a cantidades de sustancia de las sustancias en estudio.

Para este fin, se hacen reaccionar dos metales divalentes como el magnesio y zinc con soluciones de ácido clorhídrico 3M, recogiendo el hidrógeno producido para comparar los volúmenes que se generan en ambas reacciones. El gas se puede recoger en probetas por desplazamiento de agua o directamente en globos adosados a las bocas de los matraces o de las botellas en que reaccionan estos metales.

Puesto que esos volúmenes son proporcionales a las cantidades de magnesio y de zinc que se ocupen, y que los estudiantes tienen como conductas de entrada un modelo molecular simple de estructura de la materia, junto con la ley de Avogadro, entonces los estudiantes pueden establecer que:

- si los volúmenes de hidrógeno producidos son iguales, éstos contienen el mismo número de entidades