

Determinación de la constante de los gases usando un manómetro y una balanza

Antonio Tomás-Serrano 

IES Vega del Táder. Molina de Segura (Murcia). España. atserrano@gmail.com

Jerónimo Hurtado-Pérez 

Museo de Ciencias MUDIC. Orihuela (Alicante). España. jeronomoh@gmail.com

[Recibido: 20 febrero 2020. Revisado: 6 abril 2020. Aceptado: 21 abril 2020]

Resumen: La determinación experimental de la constante universal de los gases R, a partir de la ecuación de estado del gas ideal, $pV=nRT$, es un experimento clásico de química en el que se genera, mediante una reacción química, una cantidad conocida de gas y se mide su presión, volumen y temperatura. En la propuesta que presentamos a continuación se expone un procedimiento alternativo, sencillo y rápido, consistente en introducir aire a presión dentro de una botella de plástico, mantener constantes volumen y temperatura y dejar salir poco a poco y en etapas el aire interior, tomando medidas cada vez tanto de la presión interior como de la masa de la botella y su contenido. Este procedimiento proporciona un valor aceptable para R sin necesidad de usar material específico de laboratorio y sin generar ningún tipo de residuo, ya que solo se emplea aire a temperatura ambiente.

Palabras clave: Gas ideal; Gas real; Determinación de la constante universal R; Estimación de errores.

Determination of the universal gas constant using a manometer and a balance

Abstract: The experimental determination of the universal constant R for gases, based on the equation of ideal gas state, $pV=nRT$, is a classic chemistry experiment in which a known amount of gas is generated through a chemical reaction and its pressure, volume, and temperature are measured. In this work we present an alternative, simple and fast procedure, consisting of introducing pressurized air into a plastic bottle, maintaining volume and temperature constants and letting out gradually in stages the internal air, measuring both the internal pressure and the mass of the bottle with its content. This procedure provides an acceptable value for R without the need to use specific laboratory material and without generating any type of waste, since only air at room temperature is used.

Keywords: Ideal gas; Real gas; Determination of the universal constant R; Error estimation.

Para citar este artículo: Tomás-Serrano A., Hurtado-Pérez J. (2020) Determinación de la constante de los gases usando un manómetro y una balanza. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 17(3), 3401. doi: 10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2020.v17.i3.3401

Introducción

Independientemente de la naturaleza química de un gas, si este se encuentra en unas condiciones de presión y temperatura en las que se puedan ignorar los efectos de las fuerzas intermoleculares, es decir, a una presión baja (del orden de la presión atmosférica o inferior) y una temperatura suficientemente alejada de la temperatura en la que se produce la licuación del gas, la relación entre las variables que definen su estado macroscópico (presión p , volumen V y temperatura T) viene dada, con muy buena aproximación, por la ecuación de los gases ideales (Giancoli 2006):

$$pV = nRT = \frac{m}{M} RT, \quad (1)$$

donde n , m y M son, respectivamente, la cantidad de sustancia, la masa y la masa molar del gas considerado, y R es la constante universal de los gases, cuyo valor es de $8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ en el

SI (o $0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, expresada en las unidades en que frecuentemente usan esta constante los alumnos de bachillerato).

La constante R está relacionada con otras constantes fundamentales, como la constante de Boltzmann, k y la constante de Avogadro, N_A ($k=R/N_A$), por lo que también aparece en otros campos de la física y la química, tales como termodinámica, cinética de reacciones, equilibrio químico, procesos electroquímicos, etc., sobre todo, cuando se estudian fenómenos asociados a intercambios de energía a nivel molecular (Barrow 1985).

Aunque el valor de la constante universal de los gases se puede hallar, en principio, usando la ec. (1), su determinación presenta cierta complejidad porque ningún gas cumple rigurosamente la ecuación de estado, y los resultados obtenidos con gases reales deben extrapolarse a presión cero (Levine 1996). Nuestro objetivo es mucho más modesto, puesto que solo pretendemos mostrar a nuestros alumnos de bachillerato que se puede hallar un valor aceptable para R utilizando aire y un instrumental sencillo.

El aire cumple bastante bien la ec. (1), incluso, a presiones moderadamente altas: a unas 10 atm debe ser enfriado hasta temperaturas muy bajas, próximas a 110 K, para que comiencen a licuar el nitrógeno y el oxígeno, sus componentes principales (Vian 1994). Por otra parte, su manipulación no presenta ningún riesgo en el rango de presiones en que se realizará el experimento.

Determinación de R utilizando aire atmosférico

Para hallar el valor de la constante R , basándonos en la ecuación de estado del gas ideal, necesitamos medir el resto de parámetros que intervienen en dicha ecuación, p , V , m y T . De estas cuatro magnitudes, la más difícil de medir es la masa m del aire, ya que para poder obtener su valor sería preciso pesar el recipiente que lo contiene, habiendo hecho previamente el vacío en su interior. Ahora bien, si en lugar de medir la masa del aire, incrementamos su valor en una cantidad Δm y medimos el correspondiente incremento en la presión Δp , manteniendo constantes el volumen y la temperatura del aire, se cumplirá que

$$(p + \Delta p)V = \frac{m + \Delta m}{M}RT, \quad (2)$$

o lo que es equivalente

$$\Delta pV = \frac{\Delta m}{M}RT, \quad (3)$$

siendo M ($=28,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) la masa molar aparente del aire.

De acuerdo con la ec. (3), la representación gráfica de Δp frente a Δm (a temperatura y volumen constantes) debe corresponder a una línea recta, que pase por el origen de coordenadas, de pendiente

$$\frac{\Delta p}{\Delta m} = \frac{RT}{MV}. \quad (4)$$

Si se conoce el valor de esta pendiente, el valor de la constante R vendrá dado por

$$R = \frac{MV}{T} \frac{\Delta p}{\Delta m}. \quad (5)$$

Como se mostrará a continuación, las medidas de las variaciones de la masa del aire y de su presión no ofrecen ninguna dificultad.

Materiales necesarios

Además de los instrumentos de medida (termómetro, balanza y manómetro), necesitaremos un recipiente de volumen fijo, en el que podamos introducir y extraer aire con facilidad. A tal efecto, hemos utilizado una botella vacía de un refresco carbonatado, de 1,5 L de capacidad, a cuyo tapón le hemos fijado, mediante un adhesivo ordinario, una válvula de neumático (véase la figura 1). Este dispositivo (y el procedimiento experimental seguido) es similar al empleado anteriormente por otros autores (Kavanah y Zipp 1998) para determinar la masa molar del aire.



Figura 1. Materiales con los que se puede construir el contenedor de aire utilizado en este experimento. De izquierda a derecha y de abajo hacia arriba: tapón (horadado) de una botella de plástico PET, válvula de neumático, adhesivo para fijar la válvula, tapón con la válvula acoplada y recipiente listo para realizar el experimento.

Este contenedor resulta muy adecuado para los objetivos que perseguimos. En primer lugar, el tipo de plástico con que está fabricado (PET) hace que se trate de un recipiente muy ligero, con una masa inferior a los 50 g, lo que posibilita el empleo de una balanza que aprecie centésimas de gramo, aunque su rango de medida sea pequeño.

Por otra parte, las delgadas paredes de este recipiente pueden soportar presiones de hasta 5 atm sobre la presión atmosférica, sin que cambie apreciablemente su capacidad (Podesta 2007), y favorecen que el aire de su interior adquiera en poco tiempo la misma temperatura que la del aire ambiente. Por último, el volumen de gas que puede contener este recipiente se puede medir fácilmente, y con buena exactitud ($\Delta V/V \sim 0,2\%$), con una balanza de cocina, mediante diferencia de pesadas entre la botella completamente llena de agua y la misma botella vacía. El volumen total (volumen a rebosar) es siempre ligeramente superior al indicado en la etiqueta del producto que contenía la botella (capacidad nominal).

Procedimiento experimental

Se trata de medir las variaciones de presión Δp que experimenta un volumen V fijo de aire, a temperatura T constante, a medida que se varía su masa en una cantidad Δm .

La masa de aire y su presión se pueden ir aumentando progresivamente bombeando aire al interior del recipiente. Sin embargo, este procedimiento tiene el inconveniente de aumentar la temperatura del aire que se introduce, debido al trabajo que se realiza sobre él para comprimirlo, por lo que debe dejarse un intervalo de tiempo entre cada dos medidas de presión para que este aire vuelva a adquirir la temperatura ambiente.

El experimento es mucho más rápido, en cambio, si comenzamos con la botella llena de aire, a presión superior a la atmosférica y a temperatura ambiente, y se le va extrayendo el aire hasta que la presión del interior del recipiente se iguale a la atmosférica.

En todo caso, y aunque la probabilidad de que estalle el recipiente por un exceso de presión es muy pequeña, es conveniente utilizar guantes y gafas de seguridad (NASA 2014).

El procedimiento para hallar el valor de R se puede secuenciar en los siguientes pasos:

- Se pesa la botella, llena de aire a presión atmosférica ($m=m_0$), incluyendo el tapón y la válvula.
- Se conecta la bomba a la válvula y se inyecta aire hasta incrementar la presión en, aproximadamente, 4 bar. Este incremento de presión se medirá, con mayor exactitud, transcurridos unos minutos, una vez que el aire del interior de la botella (que se habrá calentado al ser comprimido con la bomba) vuelva a alcanzar su temperatura inicial.
- Tomamos nota de la temperatura ambiente T .
- Se conecta el manómetro a la válvula de la botella y se mide el incremento de presión Δp_1 producido por el aire que se le ha introducido (figura 2).
- En estas condiciones, se pesa nuevamente el recipiente ($m=m_1$) y se restan las dos masas obtenidas para calcular el incremento de la masa de aire Δm_1 ($=m_1-m_0$)



Figura 2. Medida de la presión manométrica en el interior de la botella. Las variaciones de la masa de este recipiente deben medirse con una balanza que aprecie, al menos, la centésima de gramo.

Operando de este modo se obtiene la primera pareja de valores (Δm_1 , Δp_1) con la que confeccionar la gráfica. Para obtener el resto de valores solo tenemos que repetir los dos últimos pasos de la secuencia anterior:

- Utilizando el manómetro, se extrae aire de la botella hasta que su presión disminuya, aproximadamente, en 0,4 bar. Seguidamente, tomamos nota de la nueva presión manométrica Δp_2 en el interior de la botella.
- Se pesa la botella ($m=m_2$) y se calcula el valor de Δm_2 ($=m_2-m_0$).
- Se continúa así hasta que el aire de la botella alcance la presión atmosférica y obtengamos un mínimo de 8 parejas de valores (Δm , Δp).
- Comprobamos que la temperatura ambiente T ha permanecido constante durante el intervalo de tiempo en que se han llevado a cabo las medidas de presión y masa. De no ser así, habría que repetir el experimento.
- Finalmente, se determina el volumen de aire que contiene este recipiente, mediante diferencia de pesadas con una balanza de cocina, tal como se indicó en el apartado anterior.

Resultados obtenidos

En la figura 3 se muestra una serie de resultados, representativos de los obtenidos por los autores, en la realización de este experimento, utilizando un recipiente como el mostrado en la figura 1 ($V=1,550\pm0,002$ L), un termómetro ordinario (de resolución 1 grado), un manómetro digital para neumáticos (0,01 bar) y una balanza digital (0,01 g).

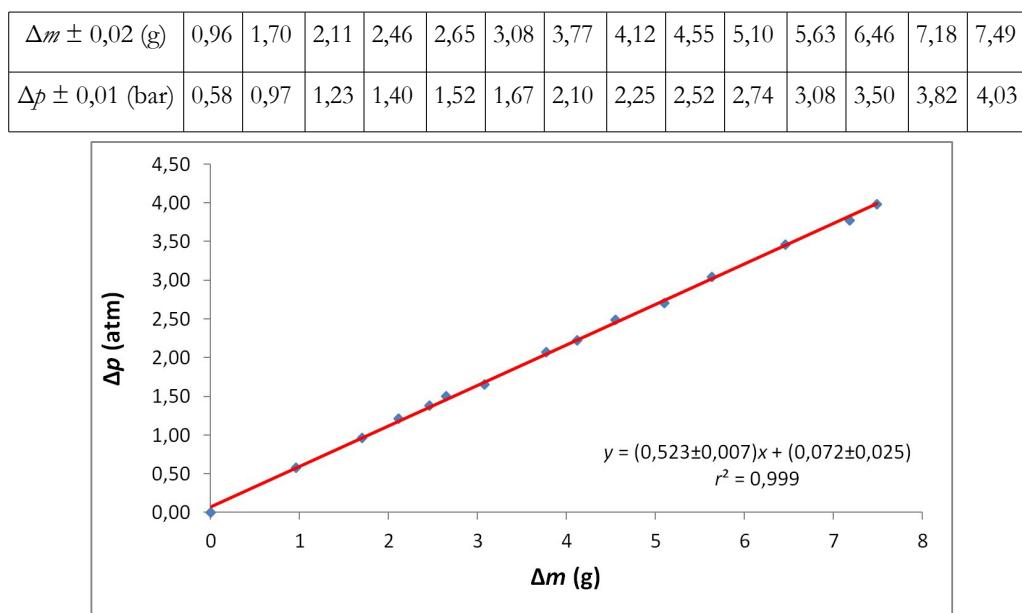


Figura 3. Resultados obtenidos en un experimento similar al descrito en el texto. Como puede apreciarse, la representación gráfica de la variación de presión del aire frente a la variación de su masa (con V y T constantes) se ajusta bien a una línea recta, presentando un coeficiente de determinación $r^2 = 0,999$.

A partir de la pendiente de esta gráfica y del valor de la temperatura de trabajo (que en el ejemplo mostrado en la figura 3 son, respectivamente, $\Delta p/\Delta m=0,523\pm 0,007$ atm· g⁻¹ y $T=292\pm 1$ K) se deduce un valor para la constante de los gases igual a:

$$R = \frac{MV}{T} \frac{\Delta p}{\Delta m} = \frac{28,96(1,550 \pm 0,002)}{292 \pm 1} (0,523 \pm 0,007) = 0,080 \pm 0,002 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Obsérvese que en este cálculo se ha utilizado la masa molar media del aire seco ($M=28,96$ g· mol⁻¹). Un cálculo más realista debería tener en cuenta que la presencia de vapor de agua en la atmósfera reduce la masa molar aparente del aire (húmedo), puesto que la masa molar del agua es inferior a la de los componentes mayoritarios del aire (Sendeña y Pérez 2006).

Así, por ejemplo, si a 25 °C y 1 atm, la humedad relativa fuese del 100 %, habría un 3,1 % en volumen de vapor de agua en el aire atmosférico, por lo que su masa molar aparente pasaría a ser $M=0,031 \cdot 18 + (1-0,031) \cdot 28,96 = 28,62$ g· mol⁻¹.

En una primera aproximación, y teniendo en cuenta la sensibilidad de los instrumentos de medida usados en esta propuesta, este error (cercano al 1 %) en la masa molar del aire (y en el valor deducido para la constante R) puede ser ignorado.

Una demostración rápida para hallar el valor de R

El procedimiento para determinar R puede ser, todavía, más rápido y más llamativo (aunque a costa de rebajar su exactitud) si, en lugar de utilizar una botella con válvula de neumático, se emplea un balón de baloncesto.

La idea es efectuar una demostración experimental en el aula, llevando a cabo una única medida de Δp e Δm , y calcular directamente R mediante la ecuación de estado del gas ideal.

Para realizar esta demostración se necesitará un balón que tenga un diámetro mayor o igual a 18 cm, una bomba con aguja de inflar balones, un termómetro, un manómetro (de 0,01 bar de

resolución) y una balanza con un rango de medida lo suficientemente amplio para medir la masa del balón (comprendida entre 300 g y 600 g, dependiendo del tamaño del balón utilizado) y una resolución mínima de 0,1 g.

Como paso previo a la demostración, será necesario medir el volumen de aire que puede contener el balón. Un método simple consiste en medir su diámetro exterior D y el espesor e de su pared (tal y como se indica en la figura 4), de modo que el radio interno r del balón y el volumen V de aire que encierra serán, respectivamente $r=(D-2e)/2$ y $V=4\pi r^3/3$.

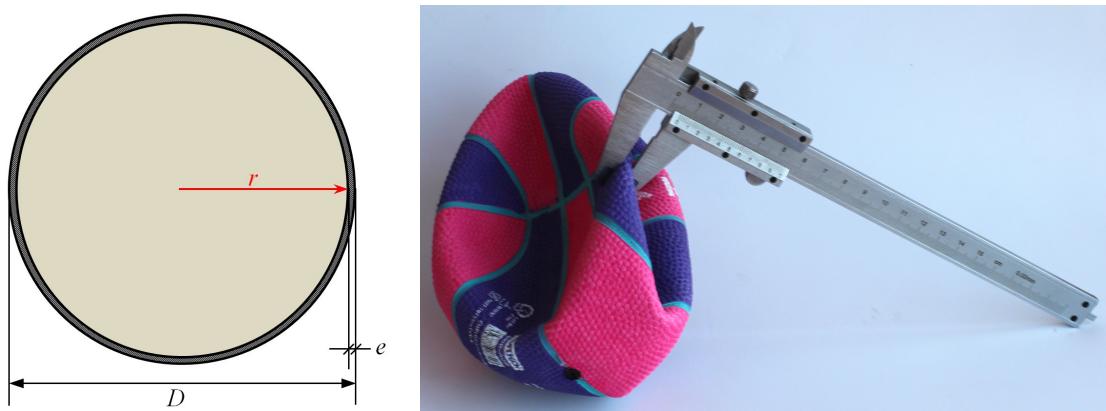


Figura 4. (Izqda.) Relación entre el diámetro externo D del balón, el espesor e de su pared y el radio interno r . (Dcha.) Medida del espesor e con un calibre (obsérvese que en realidad lo que se mide es $2e$).

Por los motivos indicados anteriormente, el balón se encontrará inicialmente inflado a la presión máxima recomendada por el fabricante (que suele estar comprendida entre 0,6 bar y 1,0 bar), y con el aire de su interior a temperatura ambiente.

Las medidas de temperatura, presión y masa se efectúan igual que en el experimento anterior (figura 5). En primer lugar, se mide la sobrepresión Δp y la masa del balón inflado m . A

continuación, se extrae el aire del balón, hasta alcanzar la presión atmosférica, se mide su masa m_0 en estas condiciones y se calcula el valor de Δm ($=m-m_0$).

Sustituyendo los resultados de las medidas en la ec. (5), se calcula el valor de R . En la tabla 1 se muestran las medidas efectuadas en una demostración, llevada a cabo por los autores, utilizando los materiales mostrados en la figura 5: un balón de baloncesto de la talla 3 ($D=180\pm1$ mm, $2e=4,42\pm0,02$ mm, $V=2,83\pm0,05$ L), un manómetro (resolución 0,01 bar) y una balanza (resolución de 0,1 g y rango 1 kg).



Figura 5. Materiales empleados en la demostración experimental para obtener el valor de R . La balanza debe tener un rango, suficientemente amplio para medir la masa del balón, compatible con la máxima resolución posible.

Obsérvese que, debido a los materiales utilizados y al procedimiento simplificado seguido en esta demostración, la incertidumbre en R es notablemente mayor (10 %) que en el experimento anterior.

Tabla 1. Medidas representativas de las llevadas a cabo por los autores en la determinación de R desinflando un balón de 18 cm de diámetro.

Masa inicial del balón m_0 (g)	$320,7 \pm 0,1$
Masa final m (g)	$317,5 \pm 0,1$
Variación de la masa $\Delta m = m - m_0$ (g)	$-3,2 \pm 0,2$
Volumen V (L)	$2,83 \pm 0,05$
Variación de la presión Δp (atm)	$-0,98 \pm 0,01$
Temperatura ambiente T (K)	295 ± 1
(atm \cdot L \cdot K $^{-1}$ \cdot mol $^{-1}$)	$0,086 \pm 0,008$

Estimación de errores en la determinación de la constante R

Aunque en la etapa de bachillerato (a la que va dirigido este trabajo práctico) no procede realizar un tratamiento exhaustivo de la incertidumbre asociada al método empleado para hallar R , este trabajo experimental nos brinda la oportunidad de analizar con nuestro alumnado aspectos que es necesario tener en cuenta en el trabajo de laboratorio, pero que generalmente se tratan de modo superficial en el aula (Séré 2002).

En concreto, nos referimos a cuestiones tales como la estimación del error en medidas directas, la influencia de la mayor o menor resolución de los aparatos de medida sobre el resultado final de una medida indirecta, la utilización de una hoja de cálculo (u otro programa adecuado) para hallar la ecuación de la recta de regresión y las incertidumbres de su pendiente y su ordenada en el origen, etc.

Si adoptamos el criterio de que la incertidumbre en una medida directa viene dada por la resolución del aparato de medida (tabla 2) y la incertidumbre en las medidas indirectas se calcula mediante el principio de superposición de errores (que, en este caso, equivale a considerar que el error relativo en R es igual a la suma de los errores relativos de cada variable de las que depende, M , V , T , Δm y Δp), se llega fácilmente a la conclusión de que, con los aparatos de medida que hemos utilizado, los términos que más influyen en la incertidumbre de R corresponden a las medidas de las variaciones de la masa del aire y de su presión. Por este motivo resulta fundamental disponer de un manómetro y una balanza lo más sensibles posible.

Tabla 2. Incertidumbres estimadas para las medidas directas.

Magnitud	Instrumento (resolución)	Incertidumbre
Masa	Balanza (0,01 g)	$\pm 0,02$ g ^[a]
Longitud	Cinta métrica (1 mm)	± 1 mm
	Calibre (0,02 mm)	$\pm 0,02$ mm
Volumen del aire ^[b]	Balanza de cocina (1 g)	± 2 cm 3 ^[a]
Temperatura	Termómetro ordinario (1 °C)	± 1 °C
Presión	Manómetro (0,01 bar)	$\pm 0,01$ bar

[a] Diferencia de pesadas.

[b] El volumen de gas que puede almacenar un recipiente, como el mostrado en la figura 1, se puede obtener con bastante exactitud midiendo la masa total de agua que puede contener (y teniendo en cuenta la densidad del agua a la temperatura de trabajo).

Como ejemplo podemos considerar el resultado obtenido en la demostración reseñada en la tabla 1 ($R=0,086\pm0,008 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$), donde la incertidumbre en R está próxima al 10% debido, sobre todo, a la incertidumbre en la medida de la masa del aire con una balanza de 0,1 g de resolución. De hecho, el error estimado en la medida de Δm con esta balanza representa casi las tres cuartas partes del error total asociado a esta demostración. Si se dispone de una balanza que pueda medir la masa del balón (y la del aire) con una resolución de centésima de gramo, la incertidumbre del procedimiento se reduce a la mitad.

Conclusiones

Aunque existen muchos procedimientos experimentales para hallar el valor de la constante de los gases (Moldover, Trusler, Edwards, Mehl y Davis 1988, Macnaughton 2007, Kinchin 2015), el método más utilizado en las prácticas que se realizan en los laboratorios de Química se basa en generar una cantidad conocida de un gas, mediante una reacción química, y medir su volumen recogiéndolo sobre agua a presión y temperatura ambiente. Aunque, en teoría, podría usarse cualquier gas que sea poco soluble en agua, generalmente se emplea el hidrógeno porque se genera fácilmente haciendo reaccionar magnesio y una disolución de un ácido fuerte (Gómez, Matesanz, Sánchez y Souza 2005).

El procedimiento que se ha expuesto en las páginas anteriores se basa, en cambio, en utilizar aire atmosférico y medir las variaciones de su masa y presión, manteniendo constante su volumen y temperatura, por lo que no es necesario utilizar material específico de laboratorio y tampoco se genera ningún tipo de residuo. Se trata de un método simple, rápido y fiable, que permite obtener un valor para la constante R con un error inferior al 3 % respecto del valor aceptado.

Dadas sus características, este procedimiento admite diferentes enfoques didácticos, pudiendo plantearse como un trabajo práctico de laboratorio o como una demostración que puede ser realizada, en menos de diez minutos, incluso, por los propios estudiantes (Hernández, Irazoque y López 2012).

Y si tenemos en cuenta que los materiales necesarios se pueden conseguir fácilmente y su manejo no presenta ningún riesgo para las personas ni el medio ambiente, en las condiciones de trabajo de este experimento, esta actividad también se puede enfocar como un pequeño proyecto de investigación a desarrollar por los estudiantes, individualmente o por equipos, en sus domicilios.

La ley de los gases ideales es una ley límite, que formalmente no cumple ningún gas real (salvo que su presión sea prácticamente nula), pero que predice razonablemente bien el comportamiento de la inmensa mayoría de los gases a temperatura y presión ambiente (Atkins 1998). El experimento que se describe en este artículo es un buena prueba de ello, puesto que nos ha permitido hallar un valor bastante aproximado para la constante R , utilizando una mezcla de gases reales (el aire), en unas condiciones de volumen y temperatura que, en teoría deberían ser constantes, pero que, en sentido estricto, no lo son. Y este resultado se puede lograr empleando unos aparatos de medida (manómetro para neumáticos y balanza digital de bajo coste) que, en conjunto se pueden adquirir por menos de 30 €.

Referencias

- Atkins P, Jones L. (1998) *Química*. Barcelona: Omega.
- Barrow G. M. (1985) *Químicofísica*, 4^a ed. Barcelona: Reverté.
- Giancoli D. C. (2006) *Física. Principios con aplicaciones*. México: Pearson Educación.

- Gómez M., Matesanz A. I., Sánchez A., Souza P. (2005) *Laboratorio de Química*, 2^a ed. Madrid: Universidad Autónoma de Madrid.
- Hernández G., Irazoque G., López N. M. (2012) ¿Cómo diversificar los trabajos prácticos? Un experimento ilustrativo y un ejercicio práctico como ejemplos. *Educación Química* 23(1), 101-111.
- Kavanah P., Zipp A. (1998) Gas experiments with soda bottle. *Journal of Chemical Education* 75(11), 1405-1406.
- Levine I. N. (1996) *Físicoquímica*, 4^a ed. Madrid: McGraw-Hill Latinoamericana.
- Macnaughton D. B. (2007) *Generalization of eight methods for determining R in the ideal gas law*. Nueva York: Cornell University.
- Moldover, M. R., Trusler, J. P., Edwards T. J., Mehl, J. B., Davis, R. S. (1988) Measurement of the universal gas constant R using a spherical acoustic resonator. *Journal of Research of the National Bureau of Standards* 93(2), 85-144.
- NASA (2014) *Water Rocket Safety*. Washington: National Aeronautics and Space Administration.
- Podesta M. (2007) *A guide to building and understanding the physics of water rockets*. Londres: National Physical Laboratory.
- Sendená I., Pérez V. (2006) *Fundamentos de meteorología*. Santiago de Compostela: Universidad de Santiago de Compostela.
- Séré M. G. (2002) La enseñanza en el laboratorio. ¿Qué podemos aprender en términos de conocimiento práctico y de actitudes hacia la ciencia? *Enseñanza de las Ciencias* 20(3), 357-368.
- Vian A. (1994) *Introducción a la Química Industrial*, 2^a ed. Barcelona: Reverté.