

Experimentos cuantitativos de química, con materiales de bajo coste, para alumnos de Bachillerato

Antonio Tomás-Serrano y Jerónimo Hurtado-Pérez

Resumen: Una de las razones por las que no se realizan las suficientes prácticas en bachillerato es la deficiente dotación de material de los laboratorios de los centros de enseñanza públicos. Para intentar paliar este problema, han sido y son muchos los intentos de utilizar materiales caseros, reciclados o adquiridos a través de internet, tratando de acercar el trabajo experimental a los estudiantes. No obstante, la mayoría de estos planteamientos se centran en los aspectos cualitativos de los fenómenos físico-químicos. En el presente artículo realizamos una propuesta, que va más allá, con ejemplos concretos de experimentos cuantitativos, usando materiales de bajo coste, en los que los estudiantes deben realizar medidas, interpretar datos y utilizar sencillos programas informáticos para analizar los resultados obtenidos y presentar sus conclusiones.

Palabras clave: Enseñanza de la química; Experimentos cuantitativos; Materiales de bajo coste.

Abstract: Quantitative chemistry experiments, with low-cost materials, for Non-Compulsory Secondary Education students. One of the reasons that explain why there is not enough practice for non-compulsory secondary education students is the low provision of laboratory material public high schools. To try to relieve this problem, there have been and there are many attempts to use homemade, recycled or acquired materials through the internet, trying to bring experimental work to students. However, most of these proposals focus on the qualitative aspects of physical-chemical phenomena. In this article we make a proposal, which goes further, with concrete examples of quantitative experiments, using low-cost materials, in which students must take measurements, interpret data and use simple software programs to analyze the results obtained and present their findings or conclusions.

Keywords: Teaching chemistry; Quantitative experiments; Low-cost materials.

INTRODUCCIÓN

Aunque el trabajo experimental se ha considerado desde siempre una característica esencial de la actividad científica, no fue hasta finales del siglo XIX cuando comenzaron a incorporarse, de forma sistemática, las prácticas de laboratorio en la formación de los estudiantes de ciencias. Desde entonces, la forma en que esta actividad se materializa en los planes de estudio ha estado, y sigue estando, sujeta a continuas controversias y revisiones.^[1-4]

No obstante, hoy día, existe un amplio consenso en que los trabajos prácticos de laboratorio son necesarios e incluso

irreemplazables, para complementar las explicaciones del profesor y sus demostraciones en el laboratorio.^[5,6]

Sin embargo, la realidad de las aulas de nuestros institutos suele ser muy diferente. En general, las visitas al laboratorio son un hecho aislado, casi festivo y anecdótico, y, como tal, carente de relevancia para la formación científica de los estudiantes.

Las razones por las que ocurre esto son muy variadas. En el caso de Bachillerato, la realización de prácticas de laboratorio se ve dificultada por factores tales como el elevado número de alumnos por aula, la amplitud de los programas de contenidos, la escasez y heterogeneidad del material de laboratorio y que, en definitiva, en la evaluación de estos alumnos, rara vez se tiene en cuenta su nivel de competencia experimental, tal y como se puede constatar al analizar los contenidos de las pruebas de acceso a la universidad (incluso en algo tan específico como las olimpiadas de química no se realizan pruebas prácticas).^[7]



A. Tomás-Serrano¹



J. Hurtado-Pérez²

¹ Departamento de Física y Química, IES Vega del Táder, E-30500 Molina de Segura, Murcia, España.

² Departamento de Física y Química, Museo de Ciencias MUDIC, E-03160, Orihuela, Alicante, España.

C-e: atserrano@gmail.com jeronimoh@gmail.com

Recibido: 2/09/2019. Aceptado: 29/10/2019.

¿POR QUÉ USAR MATERIALES DE BAJO COSTE?

Como parece difícil que los condicionamientos citados cambien a corto plazo –apenas lo han hecho en los últimos 50 años–, quizás sea necesario buscar alternativas fáciles de implementar. Una de ellas podría ser el uso de materiales de bajo coste, entendiendo por ello materiales caseros, materiales reciclados y otros que se pueden adquirir a pre-

cios asequibles en comercios convencionales o a través de internet.

De este modo se podría paliar, en parte, la escasez de material de laboratorio y facilitar que se pueda llevar a cabo un mayor número de trabajos experimentales. Además, la realización de experimentos con materiales que los estudiantes pueden encontrar en su entorno contribuye en gran medida al aumento de la motivación y del espíritu crítico.^[8]

El empleo de estos materiales para presentar la ciencia a los estudiantes (y, al público, en general) no es un hecho nuevo: aparece ya en las primeras publicaciones de Gaston Tissandier,^[9] en cuyas *Recreaciones Científicas* (hacia 1880) muestra una amplia colección de experimentos de física y de química que se pueden ejecutar sirviéndose de «vasos, botellas de mesa..., y otros objetos insignificantes que todo el mundo puede hallar a la mano».

Es evidente que estos materiales presentan muchas limitaciones y que nunca podrán desplazar al instrumental específico de laboratorio, pero sí pueden complementarlo o sustituirlo en determinadas circunstancias. De hecho, la gran mayoría de trabajos experimentales que se realizan en secundaria y Bachillerato se pueden efectuar con material de vidrio ordinario e, incluso, con instrumental de laboratorio fabricado con materiales sintéticos (tales como el polietileno, polipropileno, etc.), sin que esto afecte significativamente a los resultados obtenidos.

Por otra parte, se puede disponer de un conjunto de aparatos de medida que, a pesar de su bajo coste, presentan una calidad acorde al grado de precisión que se puede exigir en Bachillerato. Como ejemplo, podemos citar que las medidas de pequeños volúmenes de líquidos (del orden de 0,1 cm³) efectuadas con una jeringa de insulina, o de temperatura con un termómetro digital para acuario (resolución de ± 0,5 °C), o de presión con un manómetro de balones (± 0,02 bar) o de tiempo con la función cronómetro de un teléfono móvil (± 0,01 s), tienen una incertidumbre equiparable a las medidas que se pueden llevar a cabo con el equipamiento ordinario de un laboratorio escolar.

El problema más importante podría ser la medida de masas, un aspecto fundamental en los experimentos cuantitativos de química. Pero esta limitación, que era insalvable hace unas décadas, ha ido desapareciendo en los últimos años gracias al desarrollo que ha experimentado la tecnología y al consiguiente abaratamiento de costes; de hecho, en la actualidad es posible adquirir, por menos de 10 €, balanzas digitales que aprecian la centésima de gramo. En la Figura 1 se muestra un conjunto básico, de este tipo de instrumental.

La disponibilidad de los reactivos necesarios para llevar a cabo estos experimentos es también otro factor a tener en cuenta, sobre todo, si nos limitamos a las sustancias que encontramos en el botiquín casero (alcohol, agua oxigenada o tintura de yodo), o a las que podemos obtener a partir de algunos productos de alimentación (vinagre, aceite, bicarbonato, sal, azúcar, col lombarda, frutos rojos, etc.), a partir de productos de limpieza para



Figura 1. Instrumental de bajo coste. De arriba hacia abajo y de izquierda a derecha: probeta y jeringas, manómetro para balones, diferentes tipos de termómetros (analógico y digital con sonda de temperatura), balanzas de distinto rango de medida y sensibilidad y polímetro

el hogar (sulfumán, vinagre concentrado, sosa cáustica, lejía, limpiador amoniacal, blanqueador para la ropa, etc.), de productos que se pueden adquirir en hipermercados y ferreterías (pilas, lana de acero, tornillos galvanizados, gas para recargar encendedores, abonos, fungicidas, productos para controlar el pH del agua de las piscinas, etc.) y farmacias (agua oxigenada al 30 %, comprimidos de yoduro de potasio, de vitamina C, etc.).

A pesar de esta limitación, con las sustancias presentes en los productos citados y con algunas otras que podemos obtener haciéndolas reaccionar entre sí (tales como H₂, O₂, Cl₂, CO₂, NaCH₃COO, NH₄Cl, FeCl₃, etc.), se pueden llevar a cabo más de un centenar de experimentos relacionados con casi la totalidad del temario de Química de Bachillerato.

EXPERIMENTOS CUANTITATIVOS CON MATERIALES DE BAJO COSTE

Si bien hay una gran cantidad de referencias bibliográficas y de internet relativas a experimentos de química con materiales de bajo coste, la inmensa mayoría de los experimentos que podemos encontrar en estas fuentes tienen un enfoque cualitativo.^[10-15]

Nuestra propuesta va un poco más allá y pretende mostrar que con el instrumental básico presente en cualquier laboratorio escolar, con los instrumentos de medida y productos que hemos reseñado en el apartado anterior, con la ayuda de los modernos dispositivos móviles y el *software* de libre acceso (hoja de cálculo, procesador de textos, etc.), también se pueden efectuar trabajos cuantitativos, en los que los estudiantes tienen que hacer medidas, buscar datos, realizar gráficas, estimar errores, analizar resultados y comunicarlos.

Como ejemplo, presentamos a continuación una breve descripción de algunos experimentos clásicos de química que se pueden llevar a cabo exclusivamente con materiales de bajo coste.

Estos experimentos presentan, además, la ventaja de basarse en reacciones químicas de baja peligrosidad para las personas y el medio ambiente. Por otra parte, los procedimientos de trabajo son sencillos y, en su mayor parte, familiares para el alumnado de Bachillerato, y los resultados cuantitativos son similares a los obtenidos con material convencional de laboratorio. En la Tabla 1 indicamos los procedimientos de trabajo seguidos para realizar las medidas directas, así como las correspondientes incertidumbres.

En cuanto a la estimación de la incertidumbre en medidas indirectas deberemos tener presentes las limitaciones derivadas del bagaje matemático del alumnado y lo que establece el propio currículo para esta etapa educativa. A efectos prácticos, esto significará tomar como incertidumbre relativa total la suma de las incertidumbres relativas en las medidas directas de las que depende y expresar los resultados numéricos con el número de cifras acorde a dichas incertidumbres.

Experimento n.º 1 Determinación de la constante universal de los gases

Uno de los procedimientos más sencillos para determinar la constante universal de los gases R consiste en producir, mediante una reacción química, diferentes cantidades de un gas y medir su volumen V recogiéndolo sobre agua a presión p y temperatura T ambiente (v. Figura 2). Si el

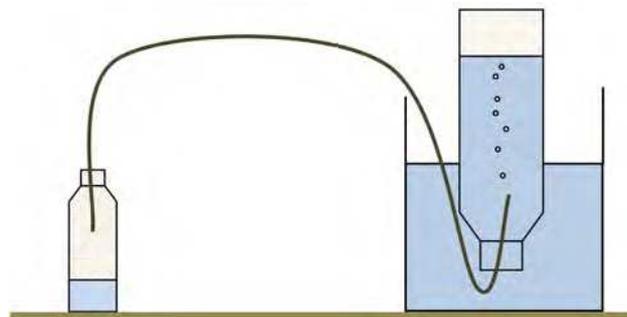
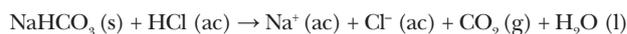


Figura 2. Montaje experimental, realizado con materiales caseros, para recoger un gas sobre agua. El volumen del gas se obtiene a partir de la masa de agua necesaria para volver a llenar la botella que contiene el gas que se ha recogido

gas se comporta idealmente, la representación gráfica del volumen del gas, frente a su número de moles n debe ser una línea recta de pendiente RT/p .

En la mayoría de manuales de prácticas se propone la utilización del hidrógeno obtenido mediante la reacción entre magnesio y una disolución de un ácido fuerte, pero, como se muestra en esta propuesta, se pueden obtener resultados aceptables con dióxido de carbono, generado mediante bicarbonato de sodio y un exceso de sulfamán (para que el reactivo limitante sea el hidrogenocarbonato de sodio $n_{\text{CO}_2} = n_{\text{NaHCO}_3}$):



La reacción puede llevarse a cabo en una pequeña botella, a cuyo tapón se le acopla un trozo de tubería delgada de PVC flexible (v. Figura 3). Para evitar que la

Tabla 1. Incertidumbres asociadas a los procedimientos de medida empleados en los experimentos que se describen

Magnitud	Instrumento de medida	Procedimiento	Incertidumbre ^[a]
Masa	Balanza digital (resolución $\pm 0,01$ g)	Pesada directa	$\pm 0,01$ g
		Diferencia de pesadas	$\pm 0,02$ g
Volumen	Báscula digital de cocina (resolución ± 1 g)	Diferencia de pesadas ^[b]	± 2 cm ³
Temperatura	Termómetro digital (resolución $\pm 0,5$ °C)	Lectura directa	$\pm 0,5$ °C
		Incremento de temperatura	± 1 °C
Presión	--- (Consulta en internet)	Medida de presión atmosférica	± 1 hPa
		Gas recogido sobre agua ^[c]	± 2 hPa

^[a] Tomaremos como incertidumbre la resolución del aparato de medida. No se considerarán posibles errores de dispersión, salvo en las representaciones gráficas.

^[b] La forma más sencilla y precisa para medir el volumen de un gas con este tipo de instrumental consiste en medir la masa de agua correspondiente al volumen que ocupa el gas (teniendo en cuenta la densidad del agua a la temperatura de trabajo).

^[c] Para no tener en cuenta la corrección debida a la presión hidrostática, se procurará que el nivel del agua dentro y fuera del recipiente, en el que se recoge el gas, sea el mismo.

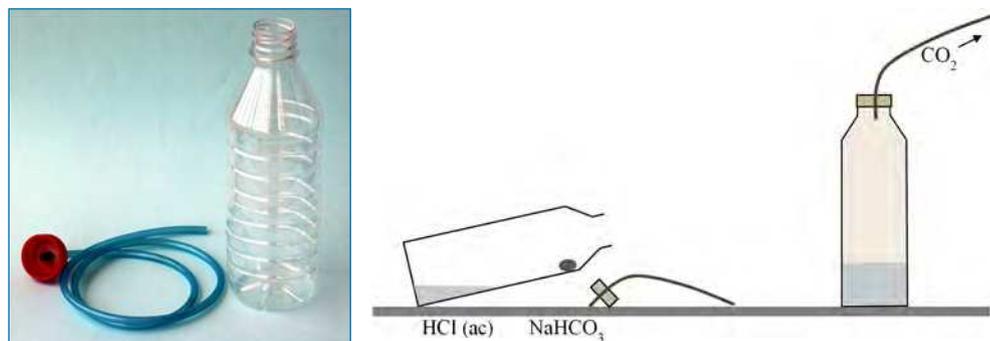


Figura 3. *Izqda.:* Detalle del recipiente, en el que se lleva a cabo la producción de dióxido de carbono, y del tubo acoplado a su tapón. *Dcha.:* Disposición de los reactivos para evitar que la reacción comience antes de cerrar la botella

reacción ocurra antes de cerrar la botella, los reactivos están separados inicialmente como se muestra en la parte derecha de la Figura 3, de modo que el bicarbonato, que está envuelto en un trocito de papel de cocina, no entra en contacto con la disolución ácida hasta que se coloque la botella en posición vertical.

La temperatura ambiente T se puede considerar constante durante el tiempo que dura el experimento (aproximadamente, una hora) y se puede medir con un termómetro digital. Como la presión p , que ejerce el gas, también debe permanecer constante durante el experimento, la recogida del dióxido de carbono se lleva a cabo procurando que la altura del nivel del agua, respecto del nivel en la cubeta externa, sea siempre la misma; si ese desnivel es cero, entonces la presión que ejerce el gas será la diferencia entre la presión atmosférica p_0 y la presión de vapor de agua p_{H_2O} a la temperatura de trabajo ($p = p_0 - p_{H_2O}$). Los valores de estas magnitudes se pueden consultar en internet.^[16,17]

Como puede observarse en la Figura 4, la representación gráfica del volumen de dióxido de carbono frente a su cantidad de sustancia, para un experimento similar al descrito —realizado por los autores—, se ajusta bien a una línea recta (con un coeficiente de determinación $R^2 = 0,9986$) y proporciona un valor para la constante de

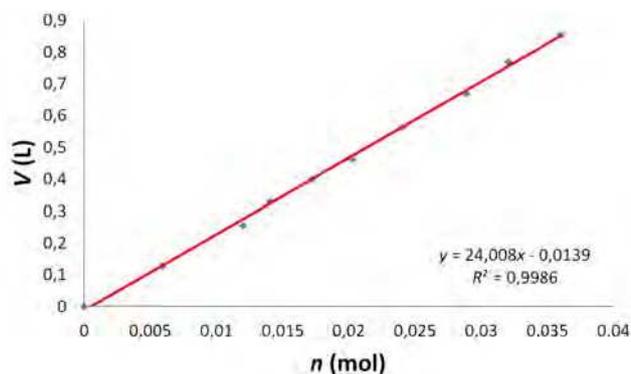


Figura 4. Representación gráfica del volumen V de CO_2 frente a su cantidad de sustancia n . En el ejemplo mostrado en esta figura (pendiente = $24,0 \pm 0,6$ L/mol, $T = 297,0 \pm 0,5$ K, $p_0 = 1012 \pm 1$ hPa, $p_{H_2O, 297 K} = 30 \pm 1$ hPa), se obtiene un valor de $R = 24 \cdot 0,970 / 297 = 0,078 \pm 0,002$ atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

los gases inferior en un 5 % al valor aceptado (esta desviación se debe, en parte, a la solubilidad del dióxido de carbono en agua).

Experimento n.º 2

Contenido en peróxido de hidrógeno del agua oxigenada usada como antiséptico

Se puede calcular el porcentaje de peróxido de hidrógeno que contiene el agua oxigenada del botiquín (normalmente, un 3 % en masa de H_2O_2), recogiendo sobre agua, a presión y temperatura ambiente, el oxígeno que desprende una cantidad conocida de agua oxigenada al descomponerse espontáneamente el peróxido de hidrógeno:



Como este proceso es muy lento en condiciones ordinarias, debe utilizarse un catalizador. A tal efecto, se puede usar una pequeña cantidad de dióxido de manganeso extraído de una pila salina agotada (v. Figura 5).

La temperatura T , la presión p y el volumen de oxígeno V_{O_2} liberado se miden como se indica en el experimento



Figura 5. El dióxido de manganeso es uno de los componentes de la pasta negra que rodea al electrodo central de grafito de una pila ordinaria

n.º 1. Una vez medido este volumen, se calcula la masa de peróxido de hidrógeno a partir de la estequiometría de la reacción de descomposición y de la ecuación de estado del gas ideal ($n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2n_{\text{O}_2}$, siendo $n_{\text{O}_2} = pV_{\text{O}_2}/RT$). El resultado obtenido con este método no se diferencia en más de un 4 % de lo indicado en la etiqueta del agua oxigenada del botiquín.

Experimento n.º 3 Masa molar de un gas

Como la mayoría de los gases se comportan casi idealmente en un amplio rango de valores de presión y temperatura, el procedimiento más sencillo para determinar su masa molar M se basa en medir la masa m de un volumen V del gas problema a presión p y temperatura T ambiente ($M = mRT/pV$).

No obstante, como en este caso debemos considerar el empuje que ejerce la atmósfera, se recurre a medir la diferencia entre la masa Δm de un recipiente de capacidad V conocida, lleno del gas problema, y la masa del mismo recipiente lleno de aire en las mismas condiciones de presión y temperatura ($M = \Delta mRT/pV + M_{\text{aire}}$).

En la Figura 6 se muestra el procedimiento para obtener dióxido de carbono y transferirlo a otro recipiente. También se puede usar el butano que se emplea en los sopletes para soldar cobre o para recargar encendedores de gas (v. Figura 6-*dcha.*). Si se miden las masas con una balanza que aprecie centésimas de gramo y la temperatura y presión se hallan como se ha indicado en los experimentos anteriores, los valores obtenidos para la masa molar de estos gases no se diferencian en más de un 2 % de los valores aceptados.

No obstante, con estos materiales caseros es prácticamente imposible determinar, con un error inferior al 10 %, la masa molar de gases menos densos que el aire (tal como el amoníaco), ya que resulta difícil evitar que

en el recipiente haya restos de otros gases (como aire o vapor de agua).

Este procedimiento tampoco es adecuado para gases cuya masa molar esté próxima a la del aire (incluyendo el propio aire). En la Referencia [18] se indica otro método simple, aplicable a cualquier gas, que utiliza una jeringa de 50 cm³ y una balanza capaz de apreciar milésimas de gramo.

Experimento n.º 4 Medidas de entalpías de disolución y de neutralización ácido-base

La variación de entalpía de disolución ΔH_{sol} de una sal se puede hallar, con un error inferior al 10 %, utilizando una balanza digital que aprecie décimas de gramo, un calorímetro elemental (construido con materiales caseros) y un termómetro digital de bajo coste (v. Figura 7).

El procedimiento experimental es rápido y sencillo. En esencia, se trata de medir la variación de temperatura ΔT de una masa m conocida de agua, cuando se disuelve en ella una cantidad dada de la sal problema. A partir del calor que absorbe o libera el agua y del número de moles n de la sal que se ha disuelto, se calcula la correspondiente variación de entalpía ($\Delta H_{\text{sol}} = -m \cdot c \cdot \Delta T/n$, siendo c el calor específico del agua). Dado que la determinación del equivalente en agua del calorímetro requiere utilizar un termómetro más preciso del que se considera en esta propuesta, se puede omitir esta corrección en una primera aproximación.

Para minimizar el error en la medida de la temperatura, es conveniente emplear sales cuya entalpía de disolución sea relativamente alta; se obtienen buenos resultados con bicarbonato de sodio, para uso alimentario (proceso endotérmico), y con carbonato de sodio, del empleado para incrementar la alcalinidad de las piscinas (proceso exotérmico). Alternativamente, puede utilizarse sosa cáustica, pero en este caso la varilla de agitación debe ser de un

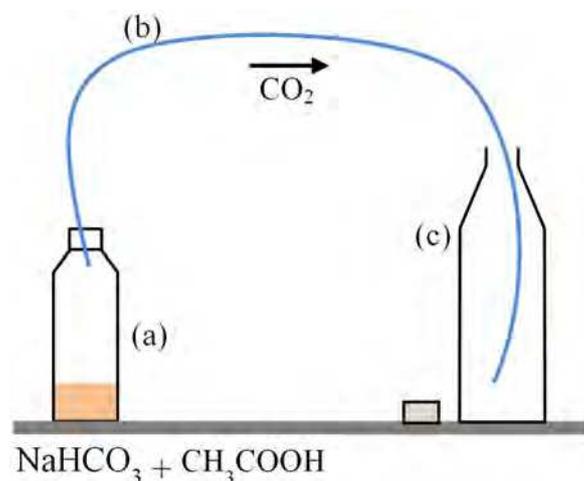


Figura 6. *Izqda.*: El CO₂ se forma en un recipiente estanco (a) y se conduce, mediante un tubo delgado de PVC flexible (b) a otro recipiente (c), que debe estar abierto para que el CO₂ desplace al aire (menos denso). *Dcha.*: El gas que se utiliza normalmente para soldadura de cobre o para recargar encendedores suele ser una mezcla de butano e isobutano



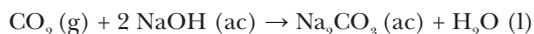
Figura 7. *Izqda.*: Calorímetro construido con un pequeño termo, un termómetro de acuario y una varilla. *Centro.*: Para efectuar una medida rápida, se puede sustituir el termo por un conjunto de tres vasos de plástico, encajados uno dentro de otro, ya que el calor intercambiado con la atmósfera es despreciable si el proceso de disolución es rápido. *Dcha.*: Materiales para medir la entalpía de neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido sódico

material no metálico para que no reaccione con la disolución de hidróxido sódico; por la misma razón, la sonda del termómetro debe mantenerse el mínimo tiempo posible en contacto con dicha disolución.

Con estos materiales también se obtienen resultados aceptables en la determinación de la entalpía de neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido sódico. Las correspondientes disoluciones se pueden obtener a partir de salpumat y sosa cáustica, respectivamente, teniendo en cuenta la información que consta en sus etiquetas sobre concentración y pureza (v. Figura 7-*dcha.*).

Experimento n.º 5 Disminución de presión en un recipiente en el que reacciona CO₂ y NaOH

Si se llena un recipiente con dióxido de carbono a presión atmosférica y, a continuación, se añade una disolución de hidróxido sódico y se cierra la vasija, ocurrirá una disminución de la presión en su interior a medida que avance la reacción:



Como este procedimiento permite reducir la presión hasta en un 80 % de su valor inicial, la intensidad de la fuerza ejercida por la atmósfera es tal que aplastará el recipiente si sus paredes no son lo suficientemente rígidas (v. Figura 8).

Aunque la medida de la presión final requeriría emplear instrumental más complejo del que estamos considerando en esta propuesta, se puede hacer una estimación razonable del valor de dicha presión. Para ello habría que efectuar la reacción en un matraz (que, a efectos prácticos, se puede reemplazar por una botella de vidrio ordinario) y dejar que el matraz, una vez finalizada la reacción, absorba

agua hasta que la presión interior sea prácticamente igual a la atmosférica (v. Figura 8-*dcha.*). De este modo se puede medir, de forma aproximada, el volumen final que ocupa el dióxido de carbono que no ha reaccionado y estimar, mediante la ley de Boyle, el valor de la presión en el interior del recipiente una vez finalizada la reacción.

En las páginas anteriores hemos descrito brevemente cinco experimentos cuantitativos, adaptados al empleo de materiales de bajo coste, pero es posible llevar a cabo bastantes más. Como ejemplo podemos citar la determinación de la masa molar de un gas (una variante del experimento n.º 3 que utiliza una jeringa de 50 cm³) o la medida de las variaciones de entalpía y de entropía en la evaporación del agua,^[18] la determinación del cero absoluto y la medida de la masa molar del gas contenido en un encendedor de bolsillo (recogiéndolo sobre agua),^[19] la determinación de la constante de Avogadro mediante electrólisis,^[20] o la estimación de la energía de activación en la disolución de comprimidos efervescentes.^[21] Si, además, incorporamos a nuestro instrumental un matraz aforado, una pipeta y una bureta, se pueden llevar a cabo algunas determinaciones volumétricas tales como el contenido en ácido acético en un analgésico, o el porcentaje de ácido acético en un vinagre o de amoníaco en un limpiador doméstico,^[22] la medida de la acidez total del vino, la determinación de ácido ascórbico en pastillas de vitamina C y jugos de frutas,^[23] el análisis del contenido en hierro de un medicamento,^[24] etc.

Dado que los materiales que se emplean para llevar a cabo estos experimentos se pueden conseguir fácilmente y su manejo apenas entraña peligrosidad, algunos de los trabajos anteriores se pueden plantear como *prácticas caseras* en las que los estudiantes, con el apoyo de un guion, previamente discutido en el aula, y con el consentimiento y supervisión de los padres, pueden realizar la mayor parte del trabajo experimental en casa.

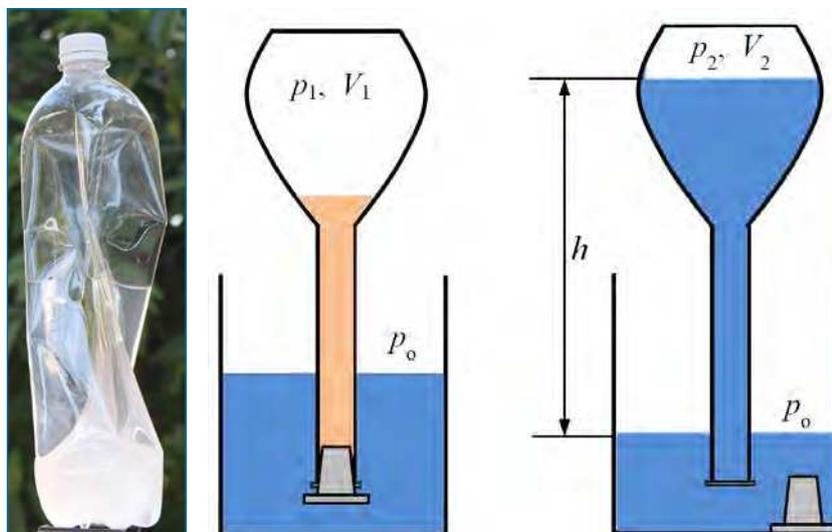


Figura 8. *Izqda.*: Estado final de una botella de plástico PET tras reaccionar el dióxido de carbono con el hidróxido sódico y resultar aplastada por la acción de la atmósfera. *Dcha.*: Si la reacción se lleva a cabo en un matraz cerrado y se mide posteriormente el volumen V de agua que absorbe el matraz, a presión y temperatura ambiente, se puede estimar el valor de la presión p en el interior del recipiente

CONCLUSIONES

Hemos intentado mostrar que, a pesar de las deficientes dotaciones de material de los laboratorios escolares, es posible desarrollar un programa básico de experimentación que abarque los aspectos cuantitativos (y, por supuesto, los cualitativos) de la química que se estudia en Bachillerato.

Si los experimentos que se realizan están correctamente diseñados, se pueden obtener resultados reproducibles y que no se limitan únicamente a aspectos cualitativos. En las propuestas que hemos mostrado en este artículo hay ejemplos de determinaciones cuantitativas de un componente de una mezcla sencilla, de comprobación experimental de leyes, de determinación de masas molares y de constantes físico-químicas, etc., en los que la diferencia entre el valor obtenido experimentalmente y el valor aceptado puede llegar a ser inferior al 5 %.

A pesar de que las características de los materiales de bajo coste no son equiparables a las del material de laboratorio y de que su empleo conlleva muchas limitaciones, estos materiales presentan las innegables ventajas de su fácil adquisición y reposición, así como de la sencillez y bajo riesgo en su manejo.

Pero, por encima de todo, la ventaja principal de trabajar con estos materiales es que los profesores (y nuestros alumnos) acabamos comprendiendo que –parafraseando a Tissandier^[9] no es necesario disponer de un gabinete de química para exponer los principios de esta ciencia.

BIBLIOGRAFÍA

[1] D. Hodson, Hacia un enfoque más crítico del trabajo de laboratorio, *Enseñanza de las ciencias*, **1994**, 12 (3), 299-313.

[2] M. Miguens, R. M. Garrett, Prácticas en la enseñanza de las ciencias. Problemas y posibilidades, *Enseñanza de las ciencias*, **1991**, 9 (3), 229-236.

[3] M. R. Prat, C. Ballesteros, G. M. Lescano, “La previa”: una estrategia de aprendizaje en las prácticas de química, *Educación química*, **2018**, 29 (4), 18-27.

[4] J. Flores, M. C. Caballero, M. A. Moreira, El laboratorio en la enseñanza de las ciencias: una visión integral en este complejo ambiente de aprendizaje, *Revista de Investigación*, **2009**, 68 (33), 75-111.

[5] M. B. Séré, La enseñanza en el laboratorio, ¿Qué podemos aprender en términos de conocimiento práctico y de actitudes hacia la ciencia?, *Enseñanza de las ciencias*, **2002**, 20 (3), 357-368.

[6] O. Barberá, P. Valdés, El trabajo práctico en la enseñanza de las ciencias: una revisión, *Enseñanza de las ciencias*, **1996**, 14 (3), 365-379.

[7] UCM: <https://www.ucm.es/modelos-de-examen-y-criterios-generales-de-evaluacion->

[8] G. Pinto, Didáctica de la Química y vida cotidiana, *Anales de Química*, **2003**, 1, 44-52.

[9] G. Tissandier, *Recreaciones científicas*. Alta Fulla, Barcelona, 1981.

[10] G. Schwedt, *Experimentos con productos de supermercado*. Acribia, Zaragoza, 2009.

[11] J. Haan, *Ciencia en tus manos*. Encuentro Editorial, Barcelona, 1991.

[12] S. Heredia, Experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros, *Rev. Eureka Ens. Divul. Cienc.* **2006**, 3 (1), 89-103.

[13] J. Corominas, Fiesta química: licores que no lo son, bebidas que no hay que beber y alguna cosa de comer, *Rev. Eureka Ens. Divul. Cienc.* **2017**, 8, 454-459.

- [14] S. Esteban, El botiquín en casa: una forma de aprender química, *Rev. Eureka Ens. Divul. Cienc.* **2017**, *1* (3), 224-232.
- [15] M. L. Prolongo, Trabajos experimentales de química y de física con un estropajo de acero, *Anales de Química*, **2013**, *109* (1), 45-52.
- [16] AEMET: <https://datosclima.es/Aemethistorico/Meteosingle-day.php>.
- [17] Vaxa Software: http://www.vaxasoftware.com/doc_edu/qui/pvh2o.pdf.
- [18] T. Lister (The Royal Society of Chemistry), *Experimentos de Química clásica*. Ed. Síntesis, Madrid, 2002.
- [19] B. Z. Shakhshiri, *A handbook for teachers of Chemistry*. The University Wisconsin Press, Wisconsin, 1992.
- [20] A. Tomás, R. García, Determinación de la constante de Avogadro mediante un experimento de electrólisis realizado con productos de bajo coste, *Anales de Química*, **2017**, *113* (1), 47-53.
- [21] G. Pinto, Experimenting with a fizzy tablet, *Education in Chemistry* **2000** *37*, 71-81.
- [22] V. López, *Técnicas de laboratorio*. Edunsa, Barcelona, 1991.
- [23] A. González, C. Urzúa, Experimentos químicos de bajo coste: un aporte desde la microescala, *Rev. Eureka Ens. Divul. Cienc.* **2012**, *9* (3), 401-409.
- [24] M. L. Prolongo, J. Corominas, G. Pinto, Química de los medicamentos de hierro: propuestas educativas contextualizadas, *Anales de Química*, **2014**, *110* (3), 218-224.

¿Quieres ser socio de una de las
sociedades científicas más
importantes de España?



Si tienes menos
de 25 años,
hazte socio de la
RSEQ por 5 EUR


Real Sociedad Española de Química
www.rseq.org