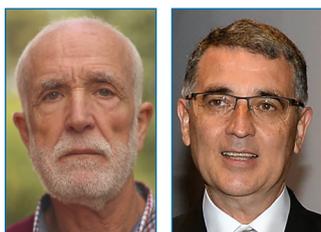


Una contribución para dilucidar las principales causas del ascenso de agua en un vaso invertido sobre la llama de una vela

Antonio Tomás-Serrano  y Rafael García-Molina 

ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA



A. Tomás-Serrano^a

R. García-Molina^b

^aIES Vega del Táder

Avda. Gutiérrez Mellado, Molina de Segura, 30500 Murcia

C-e: atserrano@gmail.com

^bUniversidad de Murcia, Departamento de Física, 30100 Murcia

C-e: rgm@um.es

Recibido: 23/02/2023

Aceptado: 17/07/2023

ORCID: 0000-0002-4325-6562

ORCID: 0000-0001-8755-8709

Resumen: El ascenso de agua dentro de un recipiente invertido que contiene una vela encendida es un típico experimento recreativo cuyo resultado es bien conocido. El nivel del agua sube debido a una reducción de la presión dentro del recipiente, pero la contribución de diferentes procesos (físicos y químicos) a esta explicación todavía es objeto de debate hoy en día. En este trabajo presentamos una discusión cuantitativa detallada de los principales procesos involucrados en este experimento, concluyendo que la mayor contribución a la disminución de la presión que provoca el aumento del nivel del agua en el recipiente invertido se debe al aire caliente que escapa de su interior (~ 20 % de reducción de presión), mientras que el oxígeno consumido en la reacción química tiene un papel menor (7 % como máximo). Este resultado es prácticamente independiente del volumen del recipiente, de la temperatura ambiente y, a efectos prácticos, del tipo de parafina con la que se fabrica la vela.

Palabras clave: Vaso sobre una vela, Escape de aire, Combustión de la parafina, Fracción de oxígeno consumido por una vela.

Abstract: The rising of water inside an inverted vessel that contains a burning candle is a typical recreational experiment whose result is well known. Water ascends due to a pressure reduction inside the vessel, but the contribution of different (physical and chemical) processes to this explanation is still under debate. In this work we present a quantitative detailed discussion of the main processes involved in this experiment, concluding that the major contribution to the pressure decreasing causing the rise of the water level in the inverted vessel is due to the hot air escaping from its interior (~ 20% pressure reduction), whereas the consumption of oxygen in the chemical reaction has only a minor role (7% as a maximum). This result is practically independent of the vessel volume, the ambient temperature and, for practical purposes, the type of paraffin with which the candle is made.

Keywords: Vessel on a candle, Air escape, Combustion of paraffin, Fraction of oxygen consumed by a candle.

Introducción

El experimento del vaso que absorbe agua de un plato, cuando se coloca sobre una vela encendida, es una demostración con una larga tradición y ampliamente utilizada para poner de manifiesto la presión que ejerce la atmósfera (figura 1). Se trata de una actividad rápida y sencilla, que se puede realizar con materiales presentes en cualquier cocina, sin riesgos para las personas ni el medio ambiente y cuyos resultados sorprenden siempre a la audiencia.

Sin embargo, a pesar de que hay un acuerdo generalizado en que el agua entra al vaso debido a una disminución de presión en su interior, no hay consenso en la valoración de los procesos físicos y químicos que intervienen.^[1-3] De hecho, durante algún tiempo se consideró que este experimento proporcionaba una medida fiable de la concentración de oxígeno en el aire^[4-8] y todavía hoy es frecuente encontrar razonamientos que equiparan el porcentaje de agua que

entra al vaso con el porcentaje de oxígeno en la atmósfera que, supuestamente, desaparecería durante la combustión de la vela; debe tenerse en cuenta que esta proporción está comprendida entre el 20 % y el 21 %, dependiendo del grado de saturación en vapor de agua y de la temperatura. En lo que sigue, se supondrá que se trabaja a la presión de 1 atm (101,3 kPa), temperatura de 25 °C (298 K) y que la humedad relativa del aire es del 50 %, para la cual el porcentaje en volumen de oxígeno vale 20,6 %.

En el trabajo que se expone a continuación se analizan cuantitativamente las causas por las que disminuye la presión dentro del vaso durante el transcurso del experimento y se propone un modelo que relaciona esta variación de presión con la altura de la columna de agua que entra al vaso. Como aplicación del estudio realizado, se hace una estimación de la fracción de aire que escapa del vaso al colocarlo sobre la vela y de su influencia sobre la proporción de agua que entra al vaso.

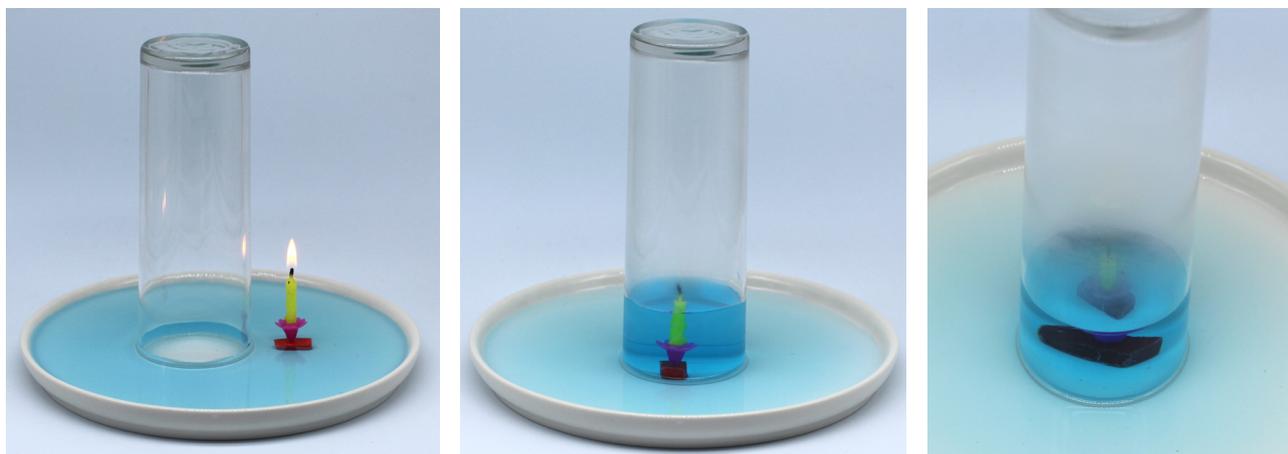


Figura 1. (Izqda.) Materiales necesarios para llevar a cabo el experimento —se ha teñido el agua con un colorante para aumentar el contraste en la fotografía—. (Centro) Tras cubrir la vela, comienza a entrar agua al vaso; unos segundos más tarde, la llama se debilita y se apaga. (Dcha.) Parte del vapor de agua formado en la combustión de la vela condensa rápidamente sobre las paredes del vaso.

¿A qué se debe la caída de presión que ocurre en el interior del vaso?

Dado que la temperatura dentro del vaso al inicio y al final de este experimento es, aproximadamente, igual a la temperatura ambiente y que el volumen ocupado por el aire disminuye al entrar agua al vaso, la caída de presión que se origina se debe exclusivamente a la disminución del número de moles de gas en el interior del vaso. Esta disminución ocurre por dos razones:

- Al aproximar el vaso invertido a la vela encendida, y colocarlo sobre ella, se calienta el aire del interior del vaso y una parte escapa hacia la atmósfera.
- En la combustión de los componentes de la vela (principalmente, parafina) se consume oxígeno y se forman, mayoritariamente, dióxido de carbono y vapor de agua. Como se mostrará más adelante, el balance neto de esta combustión es una disminución del número de moles de gas.

Con la finalidad de evaluar cómo contribuyen estos factores a la caída de presión que ocurre en el vaso y para simplificar la discusión, se considerará que el experimento transcurre en tres etapas sucesivas en las que el estado final de una etapa es el estado inicial de la siguiente:

- 1) Escape de aire al colocar el vaso sobre la vela.
- 2) Combustión de la parafina hasta que la vela se apaga.
- 3) Entrada de agua al vaso.

Aunque el agua comienza a entrar al vaso en cuanto la presión interior es inferior a la atmosférica, para facilitar el análisis del experimento, se considerará que no entra hasta que la temperatura del vaso vuelva a ser la temperatura ambiente y la presión alcance su valor mínimo. De hecho, esto es lo que sucede si previamente se bloquea la entrada de agua al vaso, presionándolo contra el plato (con una superficie amortiguadora intermedia entre el vaso y el plato, por ejemplo, papel de cocina).

Asimismo, se supondrá que, en las condiciones de presión y temperatura en las que se realiza este experimento, se

puede aplicar la ecuación de estado del gas ideal para hallar el valor de la presión dentro del vaso al final de cada etapa. A tal efecto, se considerará que el volumen que ocupa la vela dentro del vaso es mucho menor (y, por tanto, despreciable) que el volumen interior del vaso y que el volumen de agua que absorbe.

Primera etapa: escape de aire al colocar el vaso sobre la vela

Inicialmente, el vaso de volumen V_0 contiene un cierto número n_0 de moles de aire a presión atmosférica p_0 y temperatura ambiente T_0 .

Como la llama de una vela alcanza temperaturas superiores a los $1000\text{ }^\circ\text{C}$,^[9] al colocar el vaso sobre la vela encendida aumenta notablemente la temperatura en la región sobre la llama. En consecuencia, el aire del interior del vaso se expande rápidamente (a una presión aproximadamente igual a la presión atmosférica) y escapan n_e moles de aire desde el vaso. La mayor parte del aire que sale del vaso lo hace mientras se coloca sobre la vela, pero también escapa aire, una vez cubierta la vela, si la presión en el interior del vaso es mayor que la suma de la presión atmosférica y de la presión debida al agua que contiene el plato.

Dado que el agua del plato ejerce una presión mucho menor (debido a su poca altura inicial) que la presión atmosférica, la cantidad de agua que entra al vaso, al colocarlo sobre la vela, es muy pequeña (figura 1-izquierda); su valor es menor que el 0,2 % del volumen de un vaso ordinario, como se puede deducir en base a las ecuaciones de los gases y de la hidrostática. Por este motivo, al finalizar esta etapa (antes de que entre agua del exterior) se puede considerar que los $n_0 - n_e$ moles de aire que quedan en el vaso se encuentran a una temperatura T mayor que la temperatura ambiente, ocupan la totalidad del volumen V_0 y ejercen una presión, aproximadamente, igual a la presión atmosférica (figura 2).

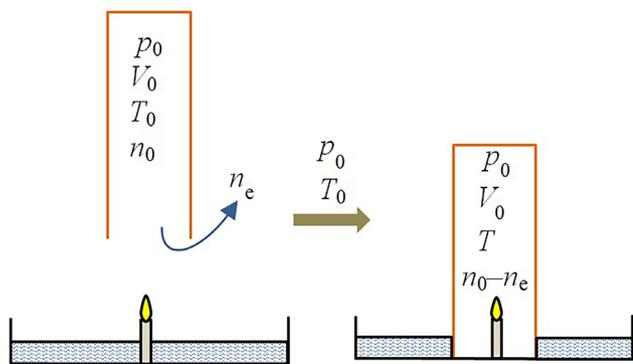


Figura 2. (Izqda.): Al colocar el vaso sobre la vela, aumenta la temperatura del aire que contiene y escapan n_e moles de aire. (Dcha.): Al finalizar esta etapa, la temperatura T dentro del vaso es mayor que la temperatura ambiente T_0 y la presión es, aproximadamente, igual a la presión atmosférica p_0 .

Si la vela se apagara inmediatamente después de cubrirse con el vaso y el experimento finalizara en este punto, la presión en el interior del vaso, una vez que la temperatura volviese a ser la temperatura ambiente, alcanzaría un valor mínimo $p_{m,e}$ (antes de que comenzase a entrar el agua) dado por

$$p_{m,e} = \frac{(n_0 - n_e)RT_0}{V_0} = \frac{(n_0 - n_e)}{n_0} \cdot \frac{n_0RT_0}{V_0} = \left(1 - \frac{n_e}{n_0}\right) \cdot p_0, \quad (1)$$

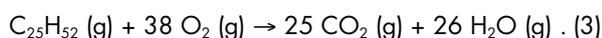
y la correspondiente caída de presión $\Delta p_{m,e}$, debida al escape de aire, valdría

$$\Delta p_{m,e} = p_{m,e} - p_0 = \left(1 - \frac{n_e}{n_0}\right) p_0 - p_0 = -\frac{n_e}{n_0} p_0. \quad (2)$$

Nótese que, en este supuesto, la caída de presión sería directamente proporcional a la fracción de moléculas de aire $\frac{n_e}{n_0}$ que escapan del vaso.

Segunda etapa: combustión de la parafina

El combustible principal de las velas ordinarias es la parafina, una mezcla de hidrocarburos sólidos que se obtiene del petróleo y que se puede representar de forma genérica mediante la fórmula $C_{25}H_{52}$. Al quemarse los componentes de la vela, se pueden formar, además de dióxido de carbono y vapor de agua, otras sustancias tales como carbono elemental, monóxido de carbono y, en mucha menor medida, compuestos orgánicos volátiles como benceno y tolueno. Para simplificar el estudio de este proceso se considerará que la vela está constituida exclusivamente por parafina y que los productos de combustión son dióxido de carbono y agua, con lo cual, la ecuación que describe la reacción de combustión es



Al inicio de esta etapa, el vaso contiene $n_0 - n_e$ moles de aire (húmedo) a una temperatura T superior a la temperatura ambiente y una presión, aproximadamente, igual a la presión atmosférica (figura 3).

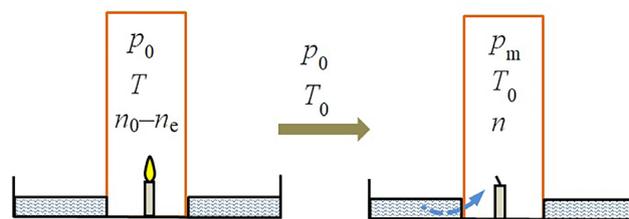


Figura 3. Estado inicial (izqda.) y final (dcha.) de la segunda etapa (combustión de la parafina). En el modelo de etapas propuesto, se supone que el agua no entra al vaso hasta que la presión alcance su valor mínimo p_m a temperatura ambiente.

Tras apagarse la vela, el número n de moles de gas dentro del vaso será

$$n = n_0 - n_e - n_{O_2} + n_{H_2O} + n_{CO_2}, \quad (4)$$

donde n_{O_2} es el número de moles de oxígeno que se consumen en la combustión de la parafina, mientras que n_{H_2O} y n_{CO_2} son, respectivamente, el número de moles de agua y de dióxido de carbono, formados en la combustión de la parafina, que se incorporan a la fase gaseosa durante esta etapa.

A continuación, se analiza cómo contribuye cada uno de estos tres términos (n_{O_2} , n_{H_2O} y n_{CO_2}) a la caída de presión que ocurre dentro del vaso.

- Si se llama f a la fracción del oxígeno, contenido en el vaso, que consume la vela antes de apagarse ($0 \leq f \leq 1$) y x a la fracción molar del oxígeno en el aire, el número de moles de oxígeno n_{O_2} consumidos en la combustión de la parafina valdrá:

$$n_{O_2} = fx(n_0 - n_e), \quad (5)$$

donde $f = 1$ significaría que la vela se apaga cuando se ha consumido la totalidad del oxígeno atrapado en el vaso.

La fracción molar x del oxígeno en el aire depende de la proporción de vapor de agua que este contenga, o sea, de la humedad relativa del aire^[10]. En el aire exento de humedad (aire seco), a nivel del mar, el valor medio de la fracción molar del oxígeno es 0,2095,^[11] pero en el aire ordinario (generalmente, aire húmedo) este valor disminuye conforme aumenta la proporción de vapor de agua. No obstante, si el experimento se lleva a cabo con aire que tenga una humedad relativa inferior al 50 %, se puede considerar que la fracción molar del oxígeno (redondeando a dos dígitos, para simplificar) vale 0,21, es decir:

$$n_{O_2} = 0,21f(n_0 - n_e). \quad (6)$$

- La cantidad de vapor de agua que se ha incorporado a la fase gaseosa al finalizar la segunda etapa, n_{H_2O} , es difícil de cuantificar porque es el resultado de tres procesos que ocurren dentro del vaso: la evaporación de agua desde la delgada lámina que entra al vaso al colocarlo sobre la vela, la formación de vapor de agua al quemarse la parafina y la condensación del vapor

sobre las paredes del vaso (el vapor de agua, que contiene inicialmente el aire, se considerará incluido en n_0).

Además, debe tenerse en cuenta que la evaporación y condensación del agua dependen, entre otros factores, del contenido en vapor de agua del aire, es decir, de su humedad relativa. Si el aire está saturado en vapor de agua (humedad relativa del 100 %), no habrá evaporación neta dentro del vaso y condensará toda el agua formada en la combustión; en consecuencia n_{H_2O} será nulo. Por el contrario, si el aire no contiene humedad (aire seco), parte del agua formada en la combustión permanecerá en fase gas y n_{H_2O} será igual al número de moles necesarios para que el aire contenido en el vaso se sature en vapor de agua a temperatura ambiente ($n_{H_2O} = n_{sat}$).

- De acuerdo con la ec. (3), el número de moles de dióxido de carbono n_{CO_2} que se forman en la combustión, valdrá

$$n_{CO_2} = \frac{25}{38} n_{O_2} = 0,14f(n_0 - n_e), \quad (7)$$

donde se ha reemplazado el valor de n_{O_2} dado por la ec. (6). Aunque, en teoría, parte del dióxido de carbono formado en la combustión puede disolverse en el agua que entra al vaso ($3,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a 25°C , para una presión parcial de CO_2 de 1 atm),^[12] se puede considerar que la cantidad de dióxido de carbono que se disuelve en el transcurso del experimento es insignificante, ya que el tiempo de contacto del dióxido de carbono con el agua es pequeño (generalmente, menos de 1 minuto), y no llega a establecerse el equilibrio de solubilidad. Por otra parte, la presión parcial que ejerce este gas es inferior a la presión atmosférica; de hecho, en el caso extremo en que $f = 1$ y $n_{H_2O} = 0$, de las ecs. (4), (6) y (7) se obtiene que la fracción molar del dióxido de carbono valdrá como máximo

$$\frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{0,14(n_0 - n_e)}{n_0 - n_e - 0,21(n_0 - n_e) + 0,14(n_0 - n_e)} = 0,15.$$

Sustituyendo en la ec. (4) los valores de n_{O_2} y n_{CO_2} , dados por las ecs. (6) y (7), se encuentra que el número de moles de gas dentro del vaso, al acabar la segunda etapa, será igual a

$$n = n_0 - n_e - 0,21f(n_0 - n_e) + 0,14f(n_0 - n_e) + n_{H_2O} = (n_0 - n_e)(1 - 0,07f) + n_{H_2O}. \quad (8)$$

En consecuencia, cuando la temperatura del interior del vaso vuelva a ser la temperatura ambiente T_0 , la presión dentro del vaso alcanzará un valor mínimo p_m (suponiendo que no entra agua al vaso) dado por

$$p_m = \frac{nRT_0}{V_0} = \left(1 - \frac{n_e}{n_0}\right) \cdot (1 - 0,07f) \cdot p_0 + p_{H_2O}, \quad (9)$$

donde se ha tenido en cuenta que p_{H_2O} es la presión que ejercen los n_{H_2O} moles de vapor de agua que se han incorporado a la fase gaseosa y cuyo valor se puede estimar a partir de la

variación que sufre la humedad relativa del aire en el interior del vaso. Nótese que la presión mínima p_m al acabar esta segunda etapa se puede expresar en función de la presión mínima $p_{m,e}$ (presión al acabar la primera etapa, en el caso de que no hubiera combustión posterior) dada por la ec. (1):

$$p_m = p_{m,e} \cdot (1 - 0,07f) + p_{H_2O}. \quad (10)$$

Finalmente, la caída de presión total Δp_m al acabar la segunda etapa será

$$\Delta p_m = p_m - p_0 = -\left(\frac{n_e}{n_0} + 0,07f - 0,07f \cdot \frac{n_e}{n_0}\right) p_0 + p_{H_2O}. \quad (11)$$

Si se asume que la humedad relativa aumenta desde un valor inicial, cercano al 50 % (cuando se coloca el vaso sobre la vela), hasta un valor final próximo al 100 % (al acabar la segunda etapa), se puede considerar que p_{H_2O} será, como máximo, igual a la mitad de la presión de saturación del vapor de agua p_{sat} a temperatura ambiente ($p_{H_2O} \leq p_{sat}/2$).

Nótese que, en el caso hipotético de que se consumiese todo el oxígeno que contiene el vaso (algo que no sucede normalmente, como se comprobará en la siguiente sección) y el aire estuviese inicialmente saturado en vapor de agua (esto es, $f = 1$ y $p_{H_2O} = 0$), la presión p_m dentro del vaso, tras la etapa de combustión, sería

$$p_m = p_{m,e}(1 - 0,07) = 0,93p_{m,e}$$

es decir, un 7 % inferior a la presión $p_{m,e}$ originada por el escape de aire.

Este resultado es independiente del volumen del vaso, de la temperatura ambiente y, a efectos prácticos, del tipo de parafina utilizada para fabricar la vela. Si se emplease una parafina constituida por hidrocarburos de mayor peso molecular, p. ej. $\text{C}_{40}\text{H}_{82}$, la presión al finalizar la segunda etapa sería prácticamente igual que la obtenida si se utilizase $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$, ya que ambos compuestos tienen una relación C/H similar (0,488 y 0,481, respectivamente).

Estimación de la fracción de oxígeno que consume la vela antes de apagarse

Generalmente, el fuego dentro de un recinto cerrado se apaga antes de que se agote el oxígeno disponible. En concreto, las llamas de hidrocarburos saturados (como la de una vela de parafina) se extinguen cuando la fracción molar del oxígeno en el aire desciende desde su valor medio en la atmósfera, $x_0 = 0,21$ (correspondiente a un 21 % de oxígeno en volumen), hasta un valor crítico, x_c , cercano a 0,15.^[13] Si se toma este valor como una cantidad representativa (aunque su valor concreto dependerá de las características de cada experimento, tales como temperatura y humedad relativa del aire, volumen del vaso, potencia de la vela, relación entre la altura del vaso y la altura de la vela, etc.), se puede establecer un valor promedio para la fracción de oxígeno f , que consume la vela antes de apagarse, igual a

$$f = \frac{n_{\text{O}_2\text{consumidos}}}{n_{\text{O}_2\text{iniciales}}} = \frac{(x_0 - x_c)V_0}{x_0V_0} = \frac{0,21 - 0,15}{0,21} = 0,3$$

Para confirmar hasta qué punto este resultado es aplicable al experimento del vaso y la vela, se ha utilizado un detector electrónico que mide la concentración de oxígeno en el aire a partir de la corriente eléctrica generada en un proceso electroquímico ($2\text{Pb} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO}$). Como se observa en la figura 4, el vaso se ha sustituido por un recipiente cilíndrico, de mayor tamaño, para introducir el detector y medir el porcentaje de oxígeno en volumen dentro del recipiente cuando se apaga la vela.



Figura 4. Experimento de la vela y el vaso adaptado para medir la fracción de oxígeno que consume la vela. El detector de oxígeno se ha colocado en posición invertida para que el sensor se encuentre cerca de la llama de la vela.

En el caso mostrado en la figura 4, el porcentaje en volumen de oxígeno desciende desde su valor inicial, 20,7 % ($x_0 = 0,207$), hasta 15,5 % ($x_c = 0,155$) tras apagarse la vela. Este resultado concuerda razonablemente bien con los datos que aparecen en la bibliografía para la concentración mínima de oxígeno que sustenta una llama.

Los experimentos realizados con este detector de oxígeno, utilizando diferentes tipos de velas y de recipientes, muestran que la vela se apaga siempre antes de que se consuma la totalidad del oxígeno disponible. Así pues, aunque quede suficiente oxígeno en el vaso para que continúe ardiendo la vela, el aire más próximo a la llama se va empobreciendo en oxígeno y enriqueciendo en dióxido de carbono (figura 5), hasta que llega un momento en que el aporte de oxígeno deja de ser suficiente para mantener la combustión y la llama se debilita y se apaga.^[14]

Tercera etapa: entrada de agua al vaso

De acuerdo con el modelo de etapas propuesto, el vaso comienza a absorber el agua del plato cuando la temperatura en su interior desciende hasta igualar a la temperatura ambiente y la presión dentro del vaso alcanza su valor mínimo. En el instante previo a la entrada de agua, los n moles de gas que contiene el vaso, ec. (8), tras la combustión de la parafina ocupan la totalidad del volumen V_0 del vaso y ejer-

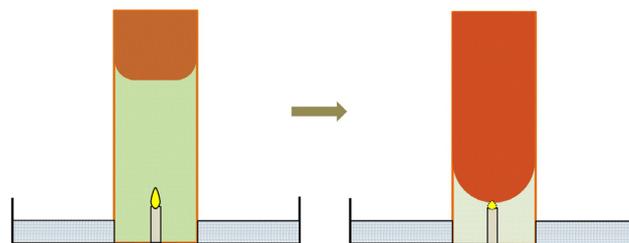


Figura 5. (Izqda.) El dióxido de carbono que se forma en la combustión de la parafina asciende inicialmente porque se encuentra a mayor temperatura que el aire y se acumula en la parte superior del vaso (zona sombreada más oscura). (Dcha.) A medida que aumenta la cantidad de dióxido de carbono, se reduce progresivamente la concentración de oxígeno en el entorno de la llama, y a pesar de que queda todavía más de la mitad del oxígeno que contenía inicialmente el vaso, la llama se debilita y, finalmente, se apaga.

cen una presión p_m , ec. (9), inferior a la presión atmosférica, a temperatura ambiente T_0 .

Tras la entrada de un volumen de agua V_H , el volumen ocupado por estos gases se reduce a $V_0 - V_H$ y la presión en el interior del vaso aumenta hasta su valor final p_f (figura 6).

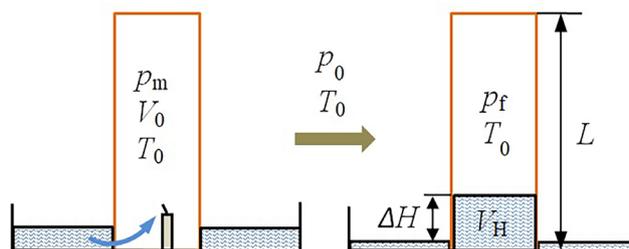


Figura 6. Tercera etapa. (Izqda.): La entrada de agua comienza cuando se alcanza la presión mínima p_m dentro del vaso, una vez que la vela se ha apagado y la temperatura interior vuelve a ser igual a la temperatura ambiente T_0 . (Dcha.): Finalmente, se establece el equilibrio cuando la suma de la presión final p_f y de la presión que ejerce la columna de agua, que ha entrado al vaso, es igual a la presión atmosférica p_0 .

Dado que en este proceso no varía ni la temperatura ni la cantidad de gas dentro del vaso, de acuerdo con la ley de Boyle, se cumplirá que

$$p_m \cdot V_0 = p_f \cdot (V_0 - V_H), \quad (12)$$

y en la situación final de equilibrio se cumplirá que

$$p_f + \rho g \Delta H = p_0, \quad (13)$$

donde ρ es la densidad del agua, g la aceleración de la gravedad y ΔH es la diferencia entre la altura del agua dentro y fuera del vaso.

Sustituyendo p_f en la ec. (12) y despejando p_m se encuentra que

$$p_m = (p_0 - \rho g \Delta H) \cdot \left(1 - \frac{V_H}{V_0}\right) \cong p_0 \cdot \left(1 - \frac{V_H}{V_0}\right), \quad (14)$$

donde se ha tenido en cuenta que la presión que ejerce la columna de agua de altura H (de unos pocos centímetros) es mucho menor que la presión atmosférica.

Si la sección transversal del recipiente es constante (como ocurre en un vaso cilíndrico, de altura L), el volumen V_H ocu-

pado por el agua será proporcional a su altura ($V_H = V_0 \frac{H}{L}$) y la ec. (14) se podrá escribir como

$$p_m \cong p_0 \cdot \left(1 - \frac{H}{L}\right), \quad (15)$$

expresión de la que se deduce que la relación entre el cociente H/L y la caída de presión total Δp_m dentro del vaso estará dada por

$$\frac{H}{L} \cong 1 - \frac{p_m}{p_0} = - \frac{\Delta p_m}{p_0}, \quad (16)$$

donde el signo menos indica que ha disminuido la presión.

Así pues, la proporción de agua que absorbe el vaso (V_H/V_0 , o H/L en un vaso cilíndrico) es, aproximadamente, proporcional a la caída de presión teórica dentro del vaso. En la siguiente sección se propone un método simple para contrastar experimentalmente dicha relación.

Medida de la caída de presión Δp_m dentro del vaso

En la práctica, cuando se cubre la vela con un vaso, el agua comienza a entrar en cuanto la presión en el interior del vaso es inferior a la presión exterior, por lo que la caída de presión que se puede medir, en estas circunstancias, es mucho menor que la predicha por la ec. (16). Para medir la caída de presión Δp_m será necesario bloquear la entrada de agua hasta que la temperatura en el interior del vaso sea igual a la temperatura ambiente y se alcance la presión mínima p_m .

En la figura 7 se muestra un sencillo dispositivo experimental con el que se pueden llevar a cabo estas medidas (un manómetro diferencial conectado, mediante un tubo delgado de silicona, a una probeta de polipropileno de 250 cm³ de capacidad nominal y 30 cm de altura). La entrada de agua a la probeta se bloquea colocando, bajo la base de la vela, una lámina delgada de algún material que facilite el ajuste de la boca de la probeta sobre el plato (puede usarse papel de cocina) y presionando firmemente hacia abajo hasta que el manómetro registre un valor mínimo. A partir de ese momento, se libera la probeta para permitir la entrada de agua y que se establezca el equilibrio (figura 7-abajo).

Los resultados hallados en este tipo de medidas coinciden, dentro del margen de error experimental, con los obtenidos mediante la ec. (16); en el ejemplo mostrado en la figura 7 (que se puede considerar representativo de las medidas obtenidas con este método), hay una diferencia del 6 % entre el valor experimental de H (4,8 cm) y el teórico

$$H \cong - \frac{\Delta p_m}{p_0} L = - \frac{-17,1}{101,0} \times 30,0 = 5,1 \text{ cm}.$$

Estimación de la fracción de moléculas de aire que escapan del vaso

A partir de los resultados anteriores, y suponiendo válidas las aproximaciones hechas en este estudio, se puede hacer

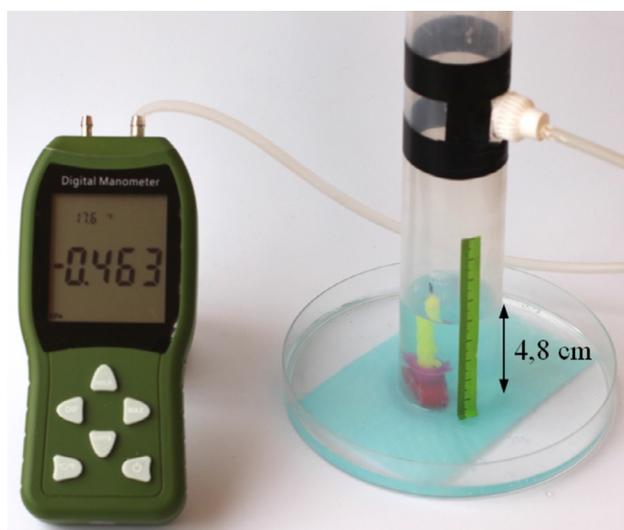


Figura 7. (Arriba) Valor mínimo registrado por el manómetro diferencial cuando se impide la entrada de agua a la probeta $\Delta p_m = -17,1$ kPa ($p_0 \cong 101$ kPa). Se ha colocado una lámina de papel de cocina bajo la base de la vela para mejorar el ajuste de la probeta con el plato. (Abajo) Situación final de equilibrio en la que $p - p_0 = -0,46$ kPa y $H = 4,8$ cm.

una estimación de la fracción de moléculas de aire n_e/n_0 que escapan del vaso al colocarlo sobre la vela encendida. En efecto, la combinación de las ecs. (9) y (15) permite calcular de forma aproximada dicha fracción, si se conoce el resto de parámetros:

$$\left(1 - \frac{n_e}{n_0}\right) \cdot (1 - 0,07f) \cdot p_0 + p_{H_2O} \cong \left(1 - \frac{H}{L}\right) \cdot p_0. \quad (17)$$

Como ejemplo, se va a considerar el experimento típico en el que la columna de agua que entra a un vaso cilíndrico (similar al mostrado en la figura 1, o una probeta) ocupa, aproximadamente, el 20 % de su capacidad ($H/L \cong 0,20$). Si se admite que la vela consume un 30 % del oxígeno contenido en el vaso ($f \cong 0,30$) y que el aire tiene una humedad relativa cercana al 50 %, a una presión de 101 kPa y una temperatura ambiente de 25 °C ($p_{sat} = 3,2$ kPa), la relación n_e/n_0 estará dada por la expresión

$$\frac{n_e}{n_0} \cong 1 - \frac{p_0 \cdot \left(1 - \frac{H}{L}\right) - p_{H_2O}}{p_0 \cdot (1 - 0,07f)}, \quad (18)$$

que, dependiendo del valor de p_{H_2O} , estará comprendida entre 0,18 ($p_{H_2O} = 0$) y 0,20 ($p_{H_2O} = p_{sat}/2 = 1,6$ kPa).

Obsérvese que la variable que más influye en el valor de n_e/n_0 es la relación H/L , ya que p_{H_2O} es mucho menor que $(1 - H/L)p_0$ (incluso en el caso de que la humedad relativa del aire sea inferior al 50 %) y el término $(1 - 0,07f)$ es, aproximadamente, igual a 1 para los valores que normalmente adopta f .

En general, n_e/n_0 aumenta al hacerlo la potencia de la vela empleada y disminuye al aumentar el volumen del recipiente que cubre la vela (figura 8).

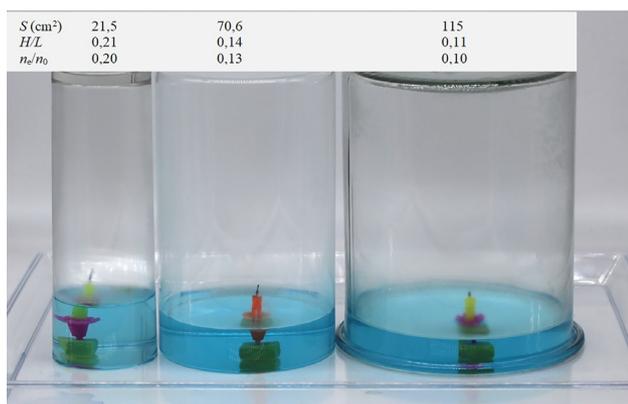


Figura 8. La altura que alcanza el agua en estos tres recipientes, de la misma altura, decrece al aumentar el volumen del recipiente. Si la fracción de oxígeno que se consume es similar en los tres casos, el valor de n_e/n_0 disminuye al aumentar el volumen del vaso.

Escape de aire frente a la combustión de la parafina

¿Qué proceso contribuye más al resultado final observado en el experimento de la vela y el vaso, es decir, al valor de la relación H/L : el escape de aire caliente cuando se coloca el vaso sobre la vela o la disminución del número de moles de gas asociada a la combustión de la parafina?

Para responder a esta pregunta, se tendrá en cuenta que, en el modelo de etapas sucesivas, propuesto anteriormente, la relación H/L está directamente relacionada con la caída de presión Δp_m , ec. (16), que se genera en el vaso cuando se bloquea la entrada de agua, por lo que se puede esperar que la contribución de cada etapa al valor final de la relación H/L también dependa de la correspondiente caída de presión.

De acuerdo con este planteamiento, la contribución del escape de aire a la caída de presión total Δp_m que ocurre en el experimento vendrá dada por el cociente

$$\frac{\Delta p_{m,e}}{\Delta p_m} \cong \frac{-\frac{n_e}{n_0} p_0}{-\left(\frac{n_e}{n_0} + 0,07f - 0,07f \frac{n_e}{n_0}\right) \cdot p_0 + p_{H_2O}}, \quad (19)$$

que, en función de los valores que normalmente adoptan n_e/n_0 , f y p_{H_2O} , está comprendida entre 0,8 (para $n_e/n_0 = 0,1$; $f = 0,4$; $p_{H_2O} = 0$) y 1 (para $n_e/n_0 = 0,3$; $f = 0,2$; $p_{H_2O} = 1,6$ kPa).

Así pues, el escape de aire contribuiría, al menos, en un 80 % a la caída de presión total (y, por tanto, a la relación H/L) que ocurre en el experimento, pudiendo llegar al 100 % cuando la fracción de oxígeno que se consume en la combustión es menor de 0,3 y la humedad relativa es muy baja.

Conclusiones

El agua entra al vaso porque, en el transcurso de este experimento, la presión dentro del vaso se hace inferior a la presión atmosférica al disminuir el número de moles de gas en su interior. La disminución del número de moles de gas se debe al aire caliente que escapa del vaso cuando se coloca sobre la vela y a la combustión de la parafina de la vela. Generalmente, la reducción de presión que provoca la combustión es bastante menor que la debida al escape de aire porque, la reducción en el número de moles de oxígeno se ve parcialmente compensada por la formación de dióxido de carbono y vapor de agua (aunque una parte de este vapor condensa sobre las paredes del vaso). Los resultados cuantitativos de este artículo están de acuerdo con los que se indican, sin detallar valores numéricos, en la literatura especializada.^[1,5]

Por otro lado, debe tenerse en cuenta que la vela se apaga siempre antes de que se agote el oxígeno del aire y en la mayoría de los casos, la combustión no consume más de la tercera parte del oxígeno atrapado en el vaso. En consecuencia, la combustión apenas modifica la caída de presión ocasionada por el escape previo de aire caliente y contribuye mínimamente a la cantidad de agua que entra al vaso.

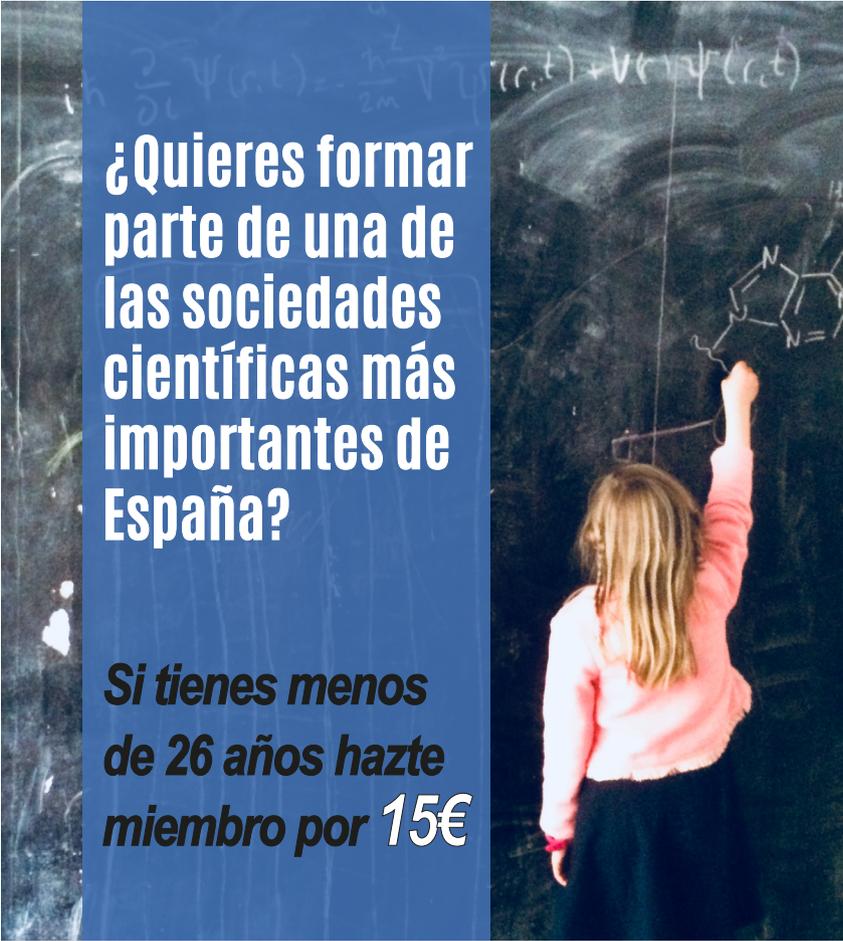
Conocida la fracción de oxígeno que consume la vela, se puede hacer una estimación de la cantidad de aire que escapa del vaso al colocarlo sobre la vela. Aunque dicha fracción depende de las condiciones particulares de cada experimento, resulta llamativo que en algunos recipientes que se suelen usar para llevar a cabo este experimento (tales como vasos cilíndricos, de 14 cm a 16 cm de altura, o probetas de 100 cm³), la fracción de aire que escapa esté comprendida entre 0,18 y 0,22.

Cuando se lleva a cabo este experimento, con un vaso similar al mostrado en la figura 1 (o una probeta), el agua asciende hasta ocupar cerca del 20 % del volumen del recipiente. Este resultado no se debe interpretar como que la vela ha consumido la totalidad del oxígeno contenido en el aire atrapado por el vaso (un error que todavía persiste en más explicaciones de las que sería deseable), sino a que, al colocar el vaso sobre la vela ha escapado, aproximadamente, un 20 % del aire que contenía.

Referencias

- [1] B. Z. Shakhshiri, Ch. 6.13 Combustion of a candle in air, en *Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*, Vol. 2, University of Wisconsin Press, 1985.
- [2] F. Vera, R. Rivera, C. Núñez, Burning a Candle in a Vessel, a Simple Experiment with a Long History, *Sci. & Educ.* **2011**, *20*, 881-893.

- [3] H. G. Riveros, Popular Explanations of Physical Phenomena: Broken Ruler, Oxygen in the Air and Water Attracted by Electric Charges, *Eur. J. Phys. Educ.* **2012**, *3*, 52-57.
- [4] E. K. Cooper, *Discovering Chemistry*, Butterworth, London, 1963.
- [5] K. H. Farrah, *Middle School Chemistry*, G. Bell, London, 1965.
- [6] V. L. Mullin, *Chemistry Experiments for Children*, Dover, New York, 1968.
- [7] V. Cobb, *Chemically Active*, Lippincott, New York, 1985.
- [8] C. H. Fang, A Simplified Determination of Percent Oxygen in Air, *J. Chem. Educ.* **1998**, *75*, 58-59.
- [9] Shu Zheng, Li Ni, Huawei Liu, Huaichun Zhou, Measurement of the distribution of temperature and emissivity of a candle flame using hyperspectral imaging technique, *Optik* **2019**, *183*, 222-231.
- [10] A. Tomás, M. Pastor, Algunas consideraciones y propuestas en torno a la determinación del contenido en oxígeno del aire usando lana de acero, *An. Quím.*, **2023**, *119* (2), 99-106.
- [11] W. M. Haynes (ed.), *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 97th ed., CRC Press LLC - Taylor and Francis, Boca Raton, 2015. <http://hbcponline.com/>
- [12] R. H. Petrucci, F. G. Herring, J. D. Madura, C. Bissonnette, *Química General. Principios y aplicaciones modernas*, 10^o ed. Pearson Educación, Madrid, 2011.
- [13] C. Beyler, Flammability limits of premixed and diffusion flames, Cap. 17, pp. 529-553 en *SFPE Handbook of Fire Protection Engineering*, 5^o ed., M. J. Hurley, D. Gottuk, J. R. Jr. Hall, K. Harada, E. Kuligowski, M. Puchovsky, J. Torero, J. M. Jr. Watts, C. Wieczorek (Eds.). SFPE, Gaithersburg, MD, USA, 2016.
- [14] David I. Rudel, *Science myths unmasked* vol 1, Gadflower Press, 2010.
- [15] J. P. Birk, A. E. Lawson, The persistence of the candle-and-cylinder misconception. *J. Chem. Educ.* **1999**, *76*, 914-916.



¿Quieres formar parte de una de las sociedades científicas más importantes de España?

Si tienes menos de 26 años hazte miembro por 15€



Real Sociedad Española de Química

www.rseq.org

