

Un experimento sencillo para comprobar que la llama de una vela, cubierta con un vaso, se apaga antes de consumir la totalidad del oxígeno disponible

A simple experiment to verify that the flame of a candle, covered with a glass, goes out before consuming all the available oxygen

Antonio Tomás-Serrano

Profesor jubilado de Enseñanza Secundaria

PALABRAS CLAVE:

Combustión en un recinto cerrado
Vaso que cubre una vela
Lana de acero
Fracción molar del oxígeno

RESUMEN:

Es bien conocido que, si se cubre con un vaso una vela encendida, la llama se debilita rápidamente y al cabo de unos segundos se apaga. Como esto ocurre al limitar la cantidad de aire disponible para la combustión, la mayoría de las personas que observan este experimento concluyen que la vela se apaga debido al agotamiento del oxígeno encerrado en el vaso. Las investigaciones llevadas a cabo por numerosos autores han revelado el arraigo de esta idea en estudiantes de diferentes niveles educativos e, incluso, entre posgraduados y profesores de ciencias. En este artículo se expone un método sencillo y fiable con el que se demuestra que la combustión en un recinto cerrado cesa antes de que se consuma el oxígeno disponible.

KEYWORDS:

Combustion in a closed space
Glass that covers a candle
Steel wool
Mole fraction of oxygen

ABSTRACT:

It is well known that if a lit candle is covered with a glass, the flame quickly weakens and, after a few seconds goes out. Since this occurs by limiting the amount of air available for combustion, most people who observe this experiment conclude that the candle goes out due to the depletion of the oxygen trapped in the glass. Research conducted by numerous authors has revealed that this idea is deeply ingrained in students at various educational levels, and even among postgraduates and science teachers. This article presents a simple and reliable method that effectively demonstrates that combustion in a closed space always ceases before all the available oxygen is consumed.

Introducción

Uno de los procedimientos que suelen utilizarse para explorar las ideas de los estudiantes acerca de la combustión, consiste en cubrir una vela encendida con un vaso, o un recipiente similar, y preguntarles a continuación por qué se apaga la llama tras cubrir la vela con el vaso.

Las investigaciones llevadas a cabo por diferentes autores han mostrado que los estudiantes más jóvenes, con edades comprendidas entre 8 y 13 años, no distinguen claramente entre cambios físicos y cambios químicos y emplean un modelo para explicar la combustión que varía en función de la naturaleza del combustible. En general, sus ideas acerca de la combustión son confusas, incompletas e inconsistentes.^[1-4]

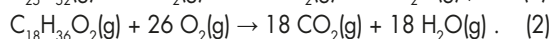
Los estudiantes de 13 a 15 años tampoco tienen un concepto preciso acerca de la combustión. No obstante, la mayoría de este alumnado reconoce la importancia del oxígeno en el proceso y, a pesar de que no comprenden bien qué papel desempeña este elemento, concluyen que, cuando se cubre la vela con el vaso, la llama se apaga por el agotamiento

del oxígeno encerrado en el recipiente.^[5-8] Teniendo en cuenta que el grado de conocimiento de estos estudiantes acerca de las reacciones químicas es bastante limitado, no debería sorprendernos que justifiquen el apagado de la vela por el agotamiento de uno de los reactivos. De hecho, la llama de la vela comienza a debilitarse a los pocos segundos de cubrirla con el vaso.

Lo que sí resulta sorprendente es que estudiantes de cursos superiores, estudiantes universitarios, profesores de ciencias en formación y algunas páginas web, vinculadas a instituciones universitarias, también justifiquen el apagado de la vela por el agotamiento del oxígeno atrapado en el vaso.^[9-15]

Si bien es cierto que la vela se apaga tras cubrirla con el vaso y limitar la cantidad de oxígeno disponible para la combustión, la razón por la que acaba extinguiéndose la llama no es el agotamiento del oxígeno, sino la acumulación, en las proximidades de la llama, de los productos de combustión de los componentes de la vela, parafina $C_{25}H_{52}$ y ácido esteárico $C_{18}H_{36}O_2$:

CÓMO CITAR: A. Tomás-Serrano, *An. Quím. RSEQ* 2024, 120, 206-211, DOI: 10.62534/rseq.aq.2004



La acumulación de dióxido de carbono y de vapor de agua, así como otros productos de combustión minoritarios, que se forman a medida que la atmósfera del interior del vaso se va empobreciendo en oxígeno,^[16] tales como carbono y monóxido de carbono, ocasiona una disminución de la concentración de oxígeno en el entorno de la llama. Al disminuir el aporte de oxígeno, disminuye la velocidad de la reacción de combustión y la llama reduce progresivamente su tamaño hasta que llega un momento en el que la reacción no puede automantenerse y la llama se extingue.^[17-21]

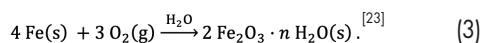
Los experimentos llevados a cabo con velas ardiendo en recintos cerrados han mostrado que la combustión no puede sostenerse cuando la fracción molar del oxígeno (que es, aproximadamente, igual a 0,21 en el aire atmosférico) desciende por debajo de 0,15.^[22]

El objetivo de este artículo es presentar un procedimiento simple con el que, además de demostrar fácilmente que la vela se apaga mucho antes de que se agote el oxígeno encerrado bajo el vaso, se puede determinar con una exactitud aceptable la fracción de oxígeno que se consume en la combustión.

La base de esta demostración es una combinación del método clásico, que utiliza lana de acero para determinar el porcentaje en volumen de oxígeno en el aire, esto es, su fracción molar y el ya citado experimento del vaso que cubre una vela. En los apartados que siguen se da una breve descripción de cada uno de ellos.

Determinación de la fracción molar del oxígeno en el aire utilizando lana de acero

El procedimiento más sencillo para hallar la concentración de oxígeno en el aire se basa en la eliminación del oxígeno de la fase gaseosa, haciéndolo reaccionar con lana de acero húmeda, para formar una mezcla de óxidos de hierro hidratados que, de forma simplificada, se puede representar mediante la ecuación



Para llevar a cabo esta determinación, se introduce la lana de acero, humedecida ligeramente con una disolución salina diluida,^[24,25] en el fondo de una probeta que se coloca invertida sobre un recipiente con agua (Figura 1). A medida que el oxígeno del aire contenido en la probeta reacciona con el hierro y va desapareciendo de la fase gaseosa, disminuye la presión en el interior de la probeta y comienza a entrar agua, desde el recipiente, impulsada por la presión atmosférica. Este proceso continúa hasta que reacciona la práctica totalidad del oxígeno y se igualan las presiones interna y externa, lo que sucede entre 12 y 24 horas desde que se inicia el experimento, dependiendo de la temperatura ambiente.

La relación entre la concentración del oxígeno y la altura de la columna de agua que entra a la probeta se puede deducir considerando que, en las condiciones en las que se lleva a cabo el experimento, es aplicable la ecuación de estado del gas ideal.^[25]

Inicialmente, la probeta, de volumen V_0 y altura L , contendrá n_0 de moles de aire (húmedo) a la presión atmosférica $p_{0,1}$ y temperatura ambiente $T_{0,1}$, cumpliéndose que

$$n_0 = \frac{p_{0,1}V_0}{RT_{0,1}}, \quad (4)$$

donde R es la constante de los gases.

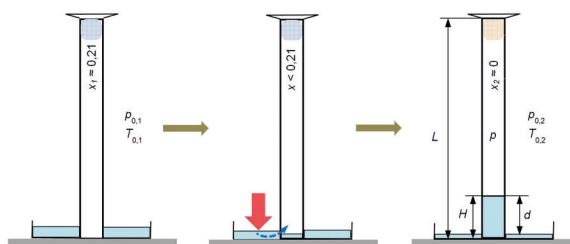


Figura 1. (Izqda.): Situación inicial del experimento tras colocar la probeta, con la lana de acero, sobre un recipiente con agua. (Centro): A medida que reacciona el oxígeno con el hierro, disminuye la presión interior por debajo de la presión atmosférica y entra agua a la probeta. (Dcha.): Situación final de equilibrio, una vez que ha reaccionado todo el oxígeno.

Si se llama n_{O_2} al número de moles de oxígeno que contiene inicialmente el aire de la probeta y n_{H_2O} al número de moles de agua que se evaporan en el interior de la probeta, el número de moles de gas n al finalizar el experimento valdrá

$$n = n_0 - n_{O_2} + n_{H_2O} \cong n_0 - n_{O_2}, \quad (5)$$

donde se ha supuesto que $n_{H_2O} \cong 0$ dado que, en las condiciones en las que se lleva a cabo el experimento, el aire que contiene la probeta inicialmente está prácticamente saturado en vapor de agua.

En función de la fracción molar x del oxígeno ($x = \frac{n_{O_2}}{n_0}$) y de la ec. (5), la ec. (5) puede escribirse como

$$n \cong n_0 - n_{O_2} = (1 - x)n_0 = (1 - x) \frac{p_{0,1}V_0}{RT_{0,1}}. \quad (6)$$

Tras la entrada a la probeta de un volumen de agua V_H , se alcanza el equilibrio a la presión atmosférica $p_{0,2}$ y temperatura ambiente final $T_{0,2}$, cumpliéndose que

$$pV = nRT_{0,2}, \quad (7)$$

donde p es la presión que ejerce el gas remanente en la probeta y V el volumen que ocupa.

El valor de la presión p y del volumen V en el equilibrio, vienen dados, respectivamente, por

$$p = p_{0,2} - \rho g d, \quad (8)$$

$$V = V_0 - V_H, \quad (9)$$

siendo ρ la densidad del agua y g la aceleración de la gravedad.

Sustituyendo las ecs. (6), (8) y (9) en la ec. (7) se obtiene

$$(p_{0,2} - \rho g d) \cdot (V_0 - V_H) \cong (1 - x) \frac{p_{0,1}V_0}{RT_{0,1}} RT_{0,2}, \quad (10)$$

de la que se deduce la relación entre la fracción molar del oxígeno x y el volumen de agua V_H que entra a la probeta

$$x \cong 1 - \frac{(p_{0,2} - \rho g d) \cdot T_{0,1}}{p_{0,1} \cdot T_{0,2}} \cdot \left(1 - \frac{V_H}{V_0}\right). \quad (11)$$

En el caso de que el recipiente utilizado tenga una sección transversal constante (como es el caso de una probeta), la ec. (11) se puede escribir como

$$x \cong 1 - \frac{(p_{0,2} - \rho g d) \cdot T_{0,1}}{p_{0,1} \cdot T_{0,2}} \cdot \left(1 - \frac{H}{L}\right), \quad (12)$$

siendo H la altura final de la columna de agua dentro de la probeta y L la altura de la probeta.

Como se verá más adelante, generalmente se cumple que $T_{0,1} \cong T_{0,2}$ y que $p_{0,1} \cong p_{0,2} - \rho g d$, por lo que en la mayoría de los casos se puede hallar la fracción molar x del oxígeno midiendo únicamente la altura de la columna de aire, L , y de la columna de agua, H , es decir,

$$x \approx \frac{H}{L}. \quad (13)$$

A pesar de su simplicidad, este procedimiento permite determinar la fracción molar del oxígeno en el aire con un error inferior al 5 %.^[24,25]

El experimento del vaso que cubre una vela parcialmente sumergida en agua

El experimento del vaso que se coloca sobre una vela encendida es otro experimento clásico del que hay numerosas referencias históricas^[16] y que, desafortunadamente, ha sido propuesto por algunos autores como un método adecuado para medir el contenido en oxígeno del aire.^[20]

Este experimento consiste en cubrir con un vaso una vela encendida cuya base está parcialmente sumergida en el agua de un plato o una cubeta. Transcurridos unos segundos, se observa que la llama se apaga y el agua asciende por el interior del vaso hasta alcanzar una altura que, dependiendo de las condiciones experimentales, suele estar comprendida entre el 15 % y el 30 % de la altura total del vaso (Figura 2).



Figura 2. Tras apagarse la vela, el aire que contiene el vaso comienza a enfriarse y el agua de la cubeta asciende por el interior del vaso hasta que se equilibran las presiones interna y externa. Cuando se utiliza un vaso cilíndrico y una vela delgada como los de la figura, el agua que entra al vaso ocupa entre un 20 % y un 25 % de la capacidad del vaso. El volumen de agua que entra al vaso ($\approx 80 \text{ cm}^3$) es mucho mayor que el volumen ocupado por la vela y su base ($\approx 2 \text{ cm}^3$).

El ascenso del agua se debe, fundamentalmente, a que al colocar el vaso sobre la vela encendida se calienta el aire que contiene y se expande, escapando una parte del mismo hacia la atmósfera. Cuando se apaga la llama y la temperatura del in-

terior del vaso comienza a descender hasta alcanzar la temperatura ambiente, el número de moles de gas dentro del vaso es inferior al inicial; en consecuencia, la presión interior disminuye por debajo de la presión atmosférica y el agua del recipiente entra al vaso, hasta que se equilibran la presión interior y la exterior a temperatura ambiente,^[9, 12] lo que suele ocurrir transcurridos unos 15 minutos desde el inicio del experimento (Figura 2).

El número de moles de gas dentro del vaso y, por tanto, la presión también puede disminuir debido a la combustión de la vela. No obstante, el análisis de la estequiometría de este proceso (ecuaciones 1 y 2) revela que la caída de presión debida a la combustión es notablemente inferior a la originada por el escape de aire, ya que el consumo de oxígeno se compensa parcialmente con la formación de dióxido de carbono.^[16,20]

En efecto, en el caso extremo de que la vela estuviese constituida únicamente por parafina $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ y se consumiera todo el oxígeno atrapado en el vaso y, además, condensara la totalidad del vapor de agua formado en la combustión, la variación en el número de moles de gas n dentro del vaso, de acuerdo con la estequiometría de la ec. (1), sería igual a la diferencia entre el número de moles de dióxido de carbono formados en la combustión, n_{CO_2} , y el número de moles de oxígeno consumidos en dicho proceso, $n_{\text{O}_2, \text{con}}$ (que es igual a $0,21n$, en el supuesto de que se agote el oxígeno):

$$\begin{aligned} \Delta n &= n_{\text{CO}_2} - n_{\text{O}_2, \text{con}} = \frac{25}{38} n_{\text{O}_2, \text{con}} - n_{\text{O}_2, \text{con}} = \\ &= (25/38 - 1)n_{\text{O}_2, \text{con}} = (25/38 - 1) \times 0,21n = -0,072n \end{aligned} \quad (14)$$

Si se realiza el cálculo suponiendo que la vela está constituida únicamente por ácido esteárico, ec. (2), se obtiene un resultado similar ($\Delta n = (18/26 - 1) \times 0,21n = -0,065n$).

Así pues, en el supuesto de que la reducción del número de moles de gas se debiera únicamente a la combustión de la parafina, la presión disminuiría en un máximo del 7 % respecto de la presión atmosférica y el volumen de agua que entraría al vaso (un 7 % de su capacidad) sería significativamente menor al que entra normalmente en este experimento.

Determinación de la fracción molar del oxígeno una vez que se ha apagado la vela

En líneas generales, se trata de utilizar lana de acero para hallar el valor final de la fracción molar del oxígeno en el interior de un vaso con el que se ha cubierto una vela encendida. La base de la vela estará rodeada de agua para garantizar que no entra aire al vaso cuando disminuya la presión en su interior.

Idealmente, la lana de acero debería comenzar a oxidarse una vez que la llama se haya apagado y la temperatura del interior del vaso haya descendido hasta igualarse a la temperatura ambiente, pero dada la dificultad que supone introducir la lana de acero en el vaso, sin modificar la composición de la mezcla gaseosa que contiene tras apagarse la llama, en la práctica se ha optado por introducir la lana en el vaso al inicio del experimento, esto es, antes de cubrir la vela con él. En una primera aproximación, se considerará que la lana de acero no se oxida durante los aproximadamente 15 minutos en los que la temperatura del interior del vaso está por encima de la temperatura ambiente.

Una vez que la llama se apague, y la temperatura del interior del vaso se iguale a la temperatura exterior, el agua habrá alcanzado una cierta altura H_1 en el vaso. En el supuesto de que la combustión de los componentes de la vela haya agotado el oxígeno encerrado bajo el vaso, la lana de acero no se oxidará

y la altura de la columna de agua dentro del vaso permanecerá estable, salvo ligeras fluctuaciones (generalmente, inferiores a 1 mm) ocasionadas por las variaciones de la temperatura ambiente y de la presión atmosférica.

Ahora bien, si cuando se apaga la llama queda todavía oxígeno dentro del vaso, la lana de acero comenzará a oxidarse y el nivel del agua continuará ascendiendo, desde su valor inicial H_1 , hasta un valor final H_2 cuando haya reaccionado la totalidad del oxígeno que no consumió la vela (Figura 3). Como la altura de la columna de aire, una vez que la temperatura interior se ha igualado a la exterior, es $L-H_1$, de acuerdo con la ec. (13) la fracción molar del oxígeno en la mezcla gaseosa dentro del vaso valdrá, aproximadamente,

$$x \approx \frac{H_2 - H_1}{L - H_1} \quad (15)$$

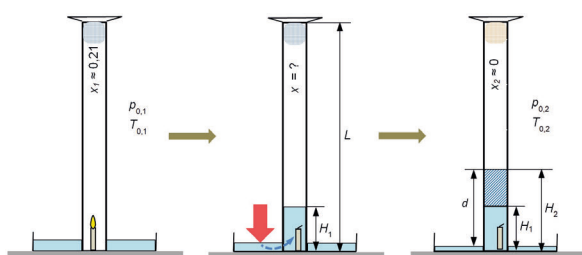


Figura 3. (Izqda.): Situación inicial del experimento tras cubrir con la probeta (en cuyo interior hay una pequeña cantidad de lana de acero) una vela encendida situada en un plato con agua. (Centro): Tras apagarse la llama, disminuye la presión dentro de la probeta y esta absorbe agua hasta una determinada altura H_1 . (Dcha.): Situación final de equilibrio, en la que todo el oxígeno no consumido en la combustión ha reaccionado con la lana de acero y el agua alcanza una altura H_2 .

En la práctica, el resultado que se obtiene con este método para la fracción molar del oxígeno está afectado de un pequeño error debido a que la lana de acero, en contra de la suposición que se hizo anteriormente, sí se oxida durante el período de tiempo que tarda el interior del vaso en alcanzar la temperatura ambiente y, en consecuencia, también contribuye al ascenso del agua (aunque en mucha menor medida que el escape de aire), por lo que el valor de H_1 es ligeramente superior (generalmente, en menos de 1 mm) al que tendría si no se oxidara la lana de acero en los primeros minutos del experimento, cuando todavía no se ha alcanzado el equilibrio térmico.

Este error se puede minimizar acortando el período de tiempo que tarda el interior del vaso en enfriarse hasta alcanzar la temperatura ambiente, lo que puede conseguirse fácilmente refrigerando las paredes del vaso con agua.

Procedimiento experimental

Para llevar a cabo este experimento se necesitará una cubeta o un plato, con agua, una vela delgada (como las utilizadas en las tartas de cumpleaños), un vaso cilíndrico de unos 16 cm de altura que no contenga restos de experimentos anteriores (también puede usarse una probeta de 250 cm³ de capacidad), lana de acero de grano fino y un pequeño pulverizador con disolución de NaCl al 5 %, aproximadamente. Además, se necesitará una jeringa, un rotulador de punta delgada, un termómetro y una regla. A continuación, se describe la secuencia de operaciones necesarias para realizar el experimento.

En primer lugar, se vierten unos 120 cm³ de agua en la cubeta, se coloca la vela en el centro y se mantiene encendida hasta que arda en régimen estable. Seguidamente, se toma una cantidad de lana de acero, cuya masa esté comprendida entre 1 g y 2 g (una cantidad que supera ampliamente la cantidad estequiométrica, aproximadamente 0,20 g de hierro, requerida para que reaccione todo el oxígeno contenido en el vaso), se rocía ligeramente con la disolución de cloruro de sodio, se introduce en el fondo del vaso y se cubre con él la vela. En caso de ser necesario, se retiene la lana en su posición mediante un imán colocado en el exterior de la pared del vaso.

Utilizando la jeringa, se vierten suavemente pequeños volúmenes de agua sobre las paredes del vaso. Tras dos o tres minutos de refrigeración, una vez que la temperatura del interior del vaso esté cercana a la temperatura ambiente, se procede a marcar con el rotulador el nivel del agua H_1 sobre la pared del vaso.

Al cabo de 24 horas habrá reaccionado con el hierro todo el oxígeno que no se consumió en la combustión de la vela y se habrá estabilizado la altura de la columna de agua. Este tiempo es menor si la temperatura ambiente supera los 20 °C. Se marca la posición final H_2 del agua, se saca el vaso de la cubeta, se miden los valores de $L-H_1$ y de H_2-H_1 , y, a partir de la ec. (15), se calcula el valor aproximado de la fracción molar del oxígeno en el momento en el que se apagó la vela.

En el caso de que se desee obtener un valor más exacto de dicha fracción molar, se utilizará la ec. (12) sustituyendo el término $(1 - \frac{H}{L})$ por $(1 - \frac{H_2 - H_1}{L - H_1})$, esto es,

$$x \cong 1 - \frac{(p_{0,2} - p_{0,1}) \cdot T_{0,1}}{p_{0,1} \cdot T_{0,2}} \cdot \left(1 - \frac{H_2 - H_1}{L - H_1}\right) \quad (16)$$

Para efectuar dicho cálculo será necesario medir, además de L , H_1 y H_2 , la diferencia d de alturas entre el nivel exterior y el interior del agua, la temperatura ambiente T_0 y la presión atmosférica p_0 al principio y al final del experimento; los valores de la presión atmosférica se pueden obtener consultando la información meteorológica correspondiente a la localidad y horas en que se inicia y se acaba el experimento.

No obstante, si el experimento se plantea como una simple demostración de que la vela no agota la totalidad del oxígeno disponible, no será necesario efectuar ninguna medida; bastará con marcar la altura H_1 de la columna de agua a los 15 minutos de apagarse la vela (tampoco será necesario refrigerar el recipiente) y la altura final H_2 a las 24 h de iniciado el experimento. En este caso, es conveniente sustituir el vaso por una probeta de 250 cm³ porque, al ser más estrecha que el vaso, los valores de H_1 y de $H_2 - H_1$ son notablemente mayores que los correspondientes al vaso y se aprecia mejor el ascenso de la columna de agua.

Resultados obtenidos

Siguiendo el procedimiento descrito en el apartado anterior, se han llevado a cabo las correspondientes medidas para determinar la fracción molar del oxígeno en la mezcla de gases que queda en el interior de un recipiente con el que se ha cubierto la vela encendida. En la Tabla 1 se muestran las medidas realizadas y los resultados obtenidos en una de las series de experimentos realizados por el autor, utilizando un vaso cilíndrico de vidrio de 15,8 cm de altura interior, lana de acero de grano fino y velas de 4 mm de diámetro y longitud comprendida entre 3 cm y 5 cm.

Tabla 1. Resultados obtenidos en la determinación de la fracción molar del oxígeno en el interior de un vaso cilíndrico, de 15,8 cm de altura (L) y 320 cm³ de capacidad, tras apagarse la vela.

H_1 $\pm 0,001$ m	H_2-H_1 $\pm 0,001$ m	$T_{0,1}$ $\pm 0,5$ K	$P_{0,1}$ ± 100 Pa	$T_{0,2}$ $\pm 0,5$ K	$P_{0,2}$ ± 100 Pa	d $\pm 0,001$ m	H_1/L $\pm 0,01$	$H_2-H_1/L-H_1$ $\pm 0,01$	$x \pm 0,01$ (ec. 16)
0,035	0,020	299,3	100110	299,4	100620	0,047	0,22	0,16	0,16
0,032	0,020	299,4	100110	299,2	100620	0,049	0,20	0,16	0,16
0,041	0,018	299,9	100410	300,3	100500	0,048	0,26	0,15	0,16
0,033	0,020	300,0	100410	300,4	100500	0,050	0,21	0,16	0,16
0,033	0,020	299,8	100460	300,9	100180	0,049	0,21	0,16	0,17
0,031	0,020	299,7	100460	300,7	100180	0,050	0,20	0,16	0,17
0,042	0,018	300,8	100440	301,3	100770	0,048	0,27	0,16	0,16
0,035	0,020	301,3	100440	301,1	100770	0,048	0,22	0,16	0,16
0,037	0,019	301,8	100740	301,0	101060	0,049	0,23	0,16	0,16
0,036	0,019	302,2	100740	301,2	101060	0,050	0,23	0,16	0,15
Valores medios:							0,22 $\pm 0,01$	0,16 $\pm 0,01$	0,16 $\pm 0,01$

La dispersión en los valores experimentales de H_1 y de H_2-H_1 (Tabla 1, columnas 1 y 2, respectivamente) se debe fundamentalmente a que la cantidad de aire que escapa del vaso varía ligeramente en función de la intensidad a la que arde la llama de la vela (que no es exactamente igual en todos los experimentos) y de la rapidez con que se coloca el vaso sobre la vela. A pesar de ello, los valores de la fracción molar (calculados con la ec. 16, col. 10) son similares en la mayoría de los experimentos.

Nótese que los valores de la temperatura y de la presión atmosférica al inicio de cada experimento ($T_{0,1}$ y $P_{0,1}$) se diferencian de los correspondientes valores finales ($T_{0,2}$ y $P_{0,2}$) en menos de un 1 %. Dado que el producto $pgd \approx 1000 \times 9,8 \times 0,05 \approx 500$ Pa, col. 7) es mucho menor que el valor de la presión atmosférica final $P_{0,2}$, los valores de $\frac{H_2-H_1}{L-H_1}$ y de x (cols. 9 y 10) son prácticamente iguales. De hecho, los valores medios de estas dos magnitudes coinciden cuando se expresan con dos cifras decimales.

Considerando una imprecisión de $\pm 0,001$ m en las medidas de longitud, de $\pm 0,5$ K en la temperatura y de ± 100 Pa en los valores de la presión atmosférica, los resultados de la Tabla 1 muestran que, una vez que se ha apagado la llama, el valor de la fracción molar del oxígeno en el interior del vaso es de $0,16 \pm 0,01$. Como la fracción molar del oxígeno en el aire es, aproximadamente, 0,21 (en realidad, algo inferior, tal y como se refleja en la Tabla 2, debido a que la humedad relativa dentro del vaso está cercana al 100 %), se concluye que cuando se apaga la vela se ha consumido, aproximadamente, un 24 % del oxígeno inicial ($\approx \frac{0,21-0,16}{0,21} \times 100$).

Tabla 2. Fracción molar del oxígeno, en el aire saturado en vapor de agua, a diferentes temperaturas y una presión atmosférica de 101,3 kPa.[25]

T (°C)	x
15	0,206
20	0,205
25	0,203
30	0,201

El porcentaje de oxígeno consumido por la vela puede ser todavía menor, dependiendo de las características de la vela y del recipiente que se utilizan en el experimento. Así, por ejemplo, si en lugar de un vaso cilíndrico de unos 16 cm de altura, se cubre la vela con un recipiente de capacidad similar a la del vaso, pero que sea más alto y estrecho, tal como una probeta de 250 cm³ de capacidad nominal, se observa que el tiempo que permanece encendida la vela es alrededor de un 20 % inferior que cuando se cubre con el vaso. Dado que ambos recipientes contienen, aproximadamente, el mismo volumen de aire y que la vela arde, aparentemente, con una intensidad similar en ambos casos, es razonable suponer que la vela consume menos oxígeno, cuando se cubre con la probeta que cuando se cubre con el vaso. Los resultados experimentales (Tabla 3) confirman esta hipótesis, mostrando que la fracción molar del oxígeno, tras apagarse la llama, es mayor en la probeta ($x = 0,18 \pm 0,01$) que en el vaso ($x = 0,16 \pm 0,01$).

Tabla 3. Resultados obtenidos en la determinación de la fracción molar del oxígeno tras apagarse la vela en el interior de una probeta de 30,2 cm de altura (L) y 315 cm³ de capacidad total (250 cm³ de capacidad nominal).

H_1 $\pm 0,001$ m	H_2-H_1 $\pm 0,001$ m	$T_{0,1}$ $\pm 0,5$ K	$P_{0,1}$ ± 100 Pa	$T_{0,2}$ $\pm 0,5$ K	$P_{0,2}$ ± 100 Pa	d $\pm 0,001$ m	H_1/L $\pm 0,01$	$H_2-H_1/L-H_1$ $\pm 0,01$	$x \pm 0,01$ (ec. 16)
0,065	0,042	299,0	100210	298,7	100550	0,097	0,22	0,18	0,18
0,067	0,040	299,1	100670	299,2	100400	0,099	0,22	0,17	0,18
0,062	0,043	300,2	100690	299,0	101000	0,098	0,21	0,18	0,18
0,061	0,042	299,8	100690	299,2	101000	0,097	0,20	0,17	0,18
0,064	0,040	298,9	101050	298,3	100820	0,099	0,21	0,17	0,18
0,059	0,043	298,7	101000	298,3	101050	0,099	0,20	0,18	0,18
0,066	0,040	298,0	101050	298,9	100820	0,100	0,22	0,17	0,18
0,059	0,044	298,2	101000	298,8	101050	0,097	0,20	0,18	0,19
0,069	0,041	299,3	100210	298,0	100550	0,099	0,23	0,18	0,18
0,068	0,040	298,9	100670	298,2	100400	0,098	0,23	0,17	0,18
Valores medios:							0,21 $\pm 0,01$	0,17 $\pm 0,01$	0,18 $\pm 0,01$

Obsérvese que la proporción de agua que entra al recipiente que cubre la vela, H_i/L (Tablas 1 y 3, col. 8), tras apagarse la llama, tiene un valor medio cercano a 0,21. El hecho de que la relación H_i/L , sea en algunos experimentos, como los correspondientes a las Tablas 1 y 3, similar al porcentaje en volumen de oxígeno en el aire atmosférico, ha sido interpretado erróneamente, durante mucho tiempo, por algunos autores como una evidencia de que la vela consume la totalidad del oxígeno que contiene el vaso.^[17, 26-32]

La realidad es muy diferente, ya que el valor de la relación H_i/L está determinado, fundamentalmente, por la cantidad de aire caliente que escapa del recipiente con el que se cubre a la vela y no guarda relación con el porcentaje de oxígeno contenido en el aire ni con la cantidad de oxígeno que consume la llama de la vela.

Conclusiones

En contra de la idea, ampliamente extendida entre estudiantes de todos los niveles e, incluso, entre una parte del profesorado, cuando se cubre con un vaso una vela encendida, la llama no se apaga porque se agote el oxígeno del aire atrapado en el vaso. De hecho, cuando se apaga la vela, generalmente, queda todavía entre el 75 % y el 85 % del oxígeno inicial, tal y como se deduce de los resultados de las Tablas 1 y 3.

En este artículo se ha presentado un procedimiento experimental con el que se puede hallar la concentración de oxígeno en el interior del vaso, tras apagarse la vela, basándose en el conocido método que emplea lana de acero para determinar la fracción molar del oxígeno en el aire. El procedimiento propuesto es fácilmente reproducible, no supone riesgos para las personas ni el medio ambiente y es asequible a cualquier centro educativo. En su versión más simplificada, el experimento se puede llevar a cabo con materiales caseros, ya que las únicas medidas que se precisa realizar se pueden efectuar con una regla.

Dicho procedimiento permite hallar, con una exactitud aceptable, el valor de la fracción molar del oxígeno para la cual se apaga la llama de una vela, encontrándose que, en la mayoría de los casos, está comprendida entre 0,16 y 0,18.

No obstante lo anterior, lo realmente importante, desde una perspectiva didáctica, no es hallar el valor más exacto posible de la fracción molar del oxígeno, valor que dependerá de las condiciones particulares de cada experimento, tales como la forma y volumen del recipiente, temperatura ambiente, humedad relativa, etc., sino demostrar de forma clara e inequívoca que la vela nunca agota la totalidad del oxígeno disponible.

Bibliografía

- [1] H. Pfundt, *Representation of physics and chemistry knowledge* **1981**, 320-341.
- [2] E. F. Mortimer, L. C. Miranda, *Química Nova na Escola* **1995**, 2, 23-26.
- [3] M. Meheut, E. Saltiel, A. Tiberghien, *European Journal of Science Education* **1985**, 7(1), 83-93.
- [4] S. B. BouJaoude, *Journal of Research in Science Education Journal of Research in Science Education* **1991**, 28(8), 689-704.
- [5] D. L. Gabel, D. L. Monaghan, J. G. Makinster, J. D. Stockton, *School Science and Mathematics* **2001**, 101(8), 439-451.
- [6] V. Sesto Varela, I. García-Rodeja, *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* **2017**, 14(3), 521-534.
- [7] S. Matute, P. Iglesias, O. Gutiérrez, T. Capote, J. Rojas, R. Durán, *Educere* **2013**, 17(57), 309-318. <https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=35630152015>.
- [8] I. García-Rodeja, V. Sesto Varela, *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, **2016**, 13(2), 215-229.

- [9] M. Kim, Y. J. Joung, H. G. Yoon. *Issues and Challenges in Science Education Research*, Springer, Dordrecht, **2012**, 175-189.
- [10] H. G. Yoon, Y. J. Joung, M. Kim. *Research in Science Education* **2012**, 42, 589-608.
- [11] L. Leite, A. Afonso. *Canadian Journal of Science Mathematics and Technology Education* **2004**, 4(2), 169-191.
- [12] A. Tomás-Serrano, R. García-Molina. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* **2024**, 21(2), 2203, https://doi.org/10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2024.v21.i2.2203.
- [13] American Chemical Society, "Flame Out", disponible en <https://www.acs.org/content/acs/en/education/whatischemistry/adventures-in-chemistry/experiments/flame-out.html>, **2024** (consultado: 26/09/2024).
- [14] O. Knill, "Getting the facts right" disponible en <https://people.math.harvard.edu/~knill/pedagogy/waterexperiment/>, actualiz. **2014** (consultado: 26/09/2024).
- [15] The University of Western Australia, "Bushfire science 3: Exploring combustion (worksheet answers)", disponible en <https://www.uwa.edu.au/study/-/media/faculties/science/docs/worksheet-answers-exploring-combustion.pdf>, 2015 (consultado: 26/09/2024).
- [16] F. Vera, R. Rivera, C. J. Núñez, *J. Chem. Educ.* **2011**, 88(9), 1341-1342.
- [17] D. I. Rudel, *Science Myths Unmasked: Exposing misconceptions and counterfeits forged by bad science books (Vol. 1: Earth and Life Science)*. Gadflower Press, 2010, ISBN: 9781935776024.
- [18] R. Que, S. Sha, L. Shen, Y. Xiong. *J. Chem. Educ.* **2020**, 97(4), 1195-1197. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.9b00833>.
- [19] G. D. Peckham, *J. Chem. Educ.* **1993**, 70(12), 1008-1009.
- [20] J. P. Birk, A. E. Lawson, *Journal of Chemical Education* **1999**, 76, 914-916.
- [21] D. Krnel, S. A. Glazar. *J. Chem. Educ.* **2001**, 7, 914. <https://doi.org/10.1021/ed078p914>.
- [22] C. Beyler, en *SFPE Handbook of Fire Protection Engineering*, 5ª ed. (Eds.: M. J. Hurley, D. Gottuk, J. R. Jr. Hall, K. Harada, E. Kuligowski, M. Puchovsky, J. Torero, J. M. Jr. Watts, C. Wieczorek), SFPE, Gaithersburg, MD, USA, **2016**, pp. 529-553.
- [23] T. L. Brown, H. E. LeMay, B. E. Bursten, *Química, la ciencia central*, Prentice Hall, México, **1997**.
- [24] J. P. Birk, L. McGrath, S. K. Gunter, *J. Chem. Educ.* **1981**, 58, 804-805.
- [25] A. Tomás, M. Pastor, *An. Quím. RSEQ* **2023**, 119(2), 99-106.
- [26] E. K. Cooper, *Discovering Chemistry*, Butterworth, London, **1963**.
- [27] V. L. Mullin, *Chemistry Experiments for Children*, Dover, New York, **1968**.
- [28] J. Glanz, *J. Chem. Educ.* **1963**, 40, 6, A477.
- [29] V. Cobb, *Chemically Active*, Lippincott, New York, **1985**.
- [30] C. H. Fang, *J. Chem. Educ.* **1998**, 75, 58-59.
- [31] S. K. Clark, *Journal of Geoscience Education* **2009**, 57(2), 99-100.
- [32] H. G. Riveros, *Eur. J. Phys. Educ.* **2012**, 3, 52-57.



Antonio Tomás-Serrano

Profesor jubilado de Enseñanza Secundaria

Co: atserrano@gmail.com

ORCID: 0000-0002-4325-6562

Se licenció en Ciencias Químicas por la Universidad de Murcia en 1977. Ha ejercido como profesor de Física y Química en diferentes Institutos de Educación Secundaria. Ha colaborado con Centros de Profesores impartiendo cursos de formación para el profesorado. Es autor de varias publicaciones (artículos y libros) sobre realización de trabajos prácticos de laboratorio con materiales de uso cotidiano.