

Algunas consideraciones y propuestas en torno a la determinación del contenido en oxígeno del aire usando lana de acero

Antonio Tomás-Serrano  y Marta Pastor-Belda 

ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA



Antonio Tomás-Serrano^a

Marta Pastor-Belda^b

^a IES Vega del Táder

Avda. Gutiérrez Mellado. Molina de Segura, 30500 Murcia

C-e: atserrano@gmail.com

^b Universidad de Murcia, Departamento de Química Analítica, Facultad de Química, Campus de Espinardo, 30100 Murcia

C-e: marta.pastor@um.es

Recibido: 26/01/2023

Aceptado: 18/05/2023

ORCID: 0000-0002-4325-6562

ORCID: 0000-0001-7389-0380

Resumen: El experimento que utiliza lana de acero, para determinar el contenido de oxígeno en la atmósfera, aparece en muchos manuales de química elemental, dado que se trata de un procedimiento extremadamente simple y que proporciona buenos resultados. En efecto, basta con unos pocos gramos de lana de acero, una probeta (o un vaso cilíndrico), una vasija con agua y una regla para comprobar, mediante una sencilla operación, que el porcentaje en volumen de oxígeno en el aire es, aproximadamente, el 21 %. No obstante, la realidad es algo más compleja, ya que para calcular el contenido de oxígeno con mayor exactitud deben tenerse en cuenta las condiciones en las que se realiza el experimento, en concreto, la humedad relativa del aire, la temperatura ambiente y la presión atmosférica. En este artículo se analiza la influencia de dichos factores y se presenta una variante del experimento, realizado con una botella de plástico, con el que, además de determinar la fracción molar del oxígeno en el aire con un error inferior al 5 %, se evidencia de una forma bastante llamativa la fuerza que ejerce la presión atmosférica cuando la reacción del oxígeno con la lana de acero ocurre en un recipiente cerrado.

Palabras clave: Fracción molar del oxígeno en el aire, lana de acero, fuerza que ejerce la atmósfera, experimentos con materiales cotidianos.

Abstract: Steel wool experiment to determine the oxygen content in the atmosphere has been described in many elementary chemistry textbooks, due to it is an extremely simple procedure that gives good results. Just a few grams of steel wool, a graduated cylinder (or cylindrical glass), a water container and a ruler are necessary to check, by means of a simple operation, that the volume percentage of oxygen in the air is approximately 21 %. However, the truth is slightly more challenging, since in order to calculate the oxygen content more accurately, the conditions under which the experiment is carried out, namely the relative humidity of the air, the ambient temperature and the atmospheric pressure, must be taken into account. In the present article, the influence of these factors is analysed and a variant of the experiment with a plastic bottle is presented in which, in addition to determining the mole fraction of oxygen in air with an error of less than 5 %, the force exerted by the atmospheric pressure when the chemical reaction takes place in a closed vessel is demonstrated in a rather striking way.

Keywords: Mole fraction of oxygen in air, steel wool, force exerted by the atmosphere, experiments with everyday materials.

1. Introducción

La medida de la concentración de oxígeno en el aire es de suma importancia en muchas actividades humanas relacionadas con la industria, la alimentación, la investigación, etc., pero resulta vital cuando se trata de garantizar que el aire contenido en un recinto cerrado, o mal ventilado, es respirable.

Actualmente, existen varios tipos de sensores electrónicos que permiten medir, con rapidez y exactitud, el contenido de oxígeno de una mezcla gaseosa. Estos dispositivos determinan el nivel de oxígeno a partir de la variación de alguna propiedad que depende de la concentración de oxígeno, tal como la intensidad de la corriente generada en un proceso electroquímico, la luminiscencia de otro compuesto, la intensidad de un haz láser de determinada frecuencia,^[1,2] etc.

El uso de estas tecnologías ha desplazado a los procedimientos químicos clásicos, basados en la medida de la reducción

de volumen que experimenta una mezcla gaseosa al eliminar de ella el oxígeno presente. Esta eliminación se lleva a cabo mediante la reacción cuantitativa del oxígeno, con un agente reductor (pirogalol, hidrógeno, fósforo blanco, cobre a alta temperatura, lana de acero, óxido nítrico, etc.), en un recipiente que permite medir con exactitud la variación de volumen.^[3-9]

Aunque estos procedimientos no suelen emplearse en la actualidad para hallar la concentración de oxígeno en mezclas gaseosas, el método que utiliza como reductor lana de acero es ampliamente utilizado en el ámbito educativo por sus numerosas ventajas, ya que se lleva a cabo a temperatura ambiente, no emplea reactivos peligrosos para las personas o el medio ambiente, no precisa material especial de laboratorio y permite determinar la fracción molar del oxígeno en el aire con un error inferior al 5 %.

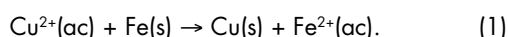
En condiciones ordinarias, la lana de acero se oxida muy lentamente debido a que, en su proceso de fabri-

cación, se recubre de una delgada capa de aceite que la preserva de la acción del oxígeno ambiental. Por este motivo, antes de realizar el experimento debe lavarse con agua jabonosa o acetona. Para aumentar todavía más la rapidez con que la lana de acero reacciona con el oxígeno atmosférico, algunos autores han propuesto modificaciones consistentes en elevar la temperatura de la lana de acero, con ayuda de un mechero,^[10] o en aplicarle un tratamiento que acelere su oxidación, tal como el uso de ácido acético concentrado.^[6]

A pesar de que ambos métodos reducen notablemente la duración del experimento, los riesgos que entraña el uso del mechero o el ácido acético concentrado limitan su aplicación didáctica, especialmente, en el ámbito no universitario. Además, en el caso de usar ácido acético, antes de proceder con el experimento es necesario enjuagar minuciosamente la lana de acero para evitar que se forme hidrógeno al reaccionar el ácido residual con el hierro.^[6]

En la propuesta que se presenta en este artículo, se ha optado por simplificar al máximo el procedimiento, ya que se trabaja a temperatura ambiente y se utilizan sustancias inocuas, tal como el cloruro de sodio. Así, en lugar de tratar la lana de acero con acetona o ácido acético, se rocía con una disolución de NaCl al 5% para aumentar la conductividad eléctrica de su superficie y favorecer la oxidación del hierro, consiguiéndose que la duración del experimento esté en torno a las 24 horas.

No obstante, todavía se puede reducir más la duración del proceso si se sustituye la disolución de NaCl por otra de CuSO_4 , de una concentración similar, puesto que la pequeña cantidad de cobre metálico que se forma al reaccionar los iones Cu^{2+} con el hierro acelera el proceso de oxidación del hierro restante^[11]



En todo caso, el hecho de que este experimento supere ampliamente la duración de un período ordinario de prácticas de laboratorio no debería ser una limitación importante en su aplicación didáctica, dado que no es preciso registrar detalladamente la evolución del experimento, sino que solo es necesario efectuar medidas al principio y al final de este.

Otro aspecto importante a considerar es que en las publicaciones y guías de laboratorio, en las que se detalla el procedimiento experimental a seguir, generalmente, no se tienen en cuenta las condiciones de presión y temperatura en las que se lleva a cabo el experimento.^[6,12-14] Como se mostrará a continuación, ese planteamiento solo es válido cuando dichas magnitudes sean prácticamente iguales al principio y al final del proceso.

2. Fundamento

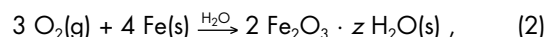
2.1 Reacción del oxígeno con lana de acero

En presencia de agua, el oxígeno reacciona lentamente con el hierro para formar una mezcla de óxidos, parcial o



Figura 1. Montaje experimental para hallar la fracción molar de oxígeno en el aire. Una pequeña cantidad de lana de acero humedecida se introduce en el fondo de una probeta que se coloca invertida sobre un recipiente con agua. (Se ha teñido el agua con un colorante para aumentar el contraste en la fotografía).

totalmente hidratados, que se puede representar mediante la ecuación^[15]



donde $z \text{H}_2\text{O}$ indica una cantidad variable de agua.

La cantidad variable de agua en el producto final no es relevante para este propósito, sino que únicamente es importante que el oxígeno, presente en la mezcla problema, reaccione cuantitativamente con el hierro y se incorpore a la fase sólida ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot z \text{H}_2\text{O}(\text{s})$).

Habitualmente, este experimento se realiza introduciendo la lana de acero en un recipiente cilíndrico que se coloca invertido sobre una vasija con agua (Figura 1). La reducción de presión que ocurre en el interior del recipiente, al disminuir el número de moles de gas, origina una diferencia entre la presión exterior (presión atmosférica) y la interior que impulsa la entrada de agua. Transcurridas entre 24 h y 48 h de iniciado el experimento, deja de aumentar la altura de la columna de agua y, a partir de su valor y de la altura del recipiente, se puede hacer una estimación aceptable de la concentración de oxígeno en el aire.

2.2 Fracción molar del oxígeno en el aire

La fracción molar del oxígeno en el aire depende de la proporción de vapor de agua que este contenga, o sea, de

la humedad relativa del aire. En el aire exento de humedad (aire seco), el valor medio de la fracción molar del oxígeno es 0,2095,^[16] pero en el aire ordinario (generalmente, aire húmedo) este valor disminuye conforme aumenta la proporción de vapor de agua.

Si se llama x a la fracción molar del oxígeno en el aire atmosférico (aire húmedo), p_{O_2} a la presión parcial del oxígeno, p_a a la presión que ejerce el aire seco y p_0 a la presión atmosférica, de acuerdo con la ley de Dalton se cumplirá que

$$p_{O_2} = 0,2095 \cdot p_a = x \cdot p_0, \quad (3)$$

siendo p_0 igual a la suma de la presión que ejerce el aire seco y la presión debida al vapor de agua p_{H_2O} , es decir,

$$p_0 = p_a + p_{H_2O}. \quad (4)$$

La combinación de estas dos ecuaciones conduce a una expresión que permite calcular la fracción molar del oxígeno en función de la presión parcial del vapor de agua:

$$x = \frac{p_{O_2}}{p_0} = \frac{0,2095 \cdot p_a}{p_0} = \frac{0,2095 \cdot (p_0 - p_{H_2O})}{p_0} \quad (5)$$

En la Tabla 1 se muestran algunos valores de la fracción molar del oxígeno (calculados con la ec. 5) para el aire saturado en vapor de agua a diferentes temperaturas y a una presión estándar de 101,3 kPa. Como puede apreciarse, la fracción molar del oxígeno disminuye al aumentar la temperatura, llegando a ser inferior en un 4 % a la del aire seco a 30 °C.

Tabla 1. Fracción molar del oxígeno, en el aire saturado en vapor de agua, a diferentes temperaturas y una presión atmosférica de 101,3 kPa.

T (°C)	p_{H_2O} (kPa)	x
15	1,705	0,206
20	2,338	0,205
25	3,169	0,203
30	4,245	0,201

2.3 Relación entre la fracción molar del oxígeno en el aire y la cantidad de agua que entra al recipiente

En lo que sigue, se supondrá que la reacción entre el oxígeno y la lana de acero ocurre en un recipiente de volumen V_0 (una probeta de altura L y sección transversal constante) que contiene n_0 moles de aire (húmedo) a presión atmosférica $p_{0,1}$ y temperatura ambiente $T_{0,1}$, en el que se introduce suficiente cantidad de lana de acero para eliminar el oxígeno del aire contenido en el recipiente (ec. 2).

Al colocar la probeta invertida en un recipiente con agua (a temperatura ambiente), quedará atrapada en su interior una pequeña cantidad de agua, por lo que disminuirá el volumen que ocupa el aire y aumentará ligeramente la presión dentro de la probeta. No obstante, como la altura del agua

en el recipiente contenedor es de unos pocos cm y la presión que ejerce es mucho menor que la presión atmosférica, la lámina de agua ocluida en la probeta es tan delgada que se puede considerar que el volumen final que ocupa el aire es igual a la capacidad de la probeta y la presión que ejerce es igual a la atmosférica.

A medida que reaccione el hierro con el oxígeno del aire encerrado en la probeta, y disminuya la presión en su interior, aumentará la altura de la columna de agua que entra a la probeta (Figura 2). Una vez consumido todo el oxígeno, se cumplirá que

$$p = p_{0,2} - \rho g \Delta H, \quad (6)$$

donde p es la presión que ejerce el gas contenido en la probeta, ρ es la densidad del agua, g es la aceleración de la gravedad, ΔH es la diferencia entre la altura final del agua dentro y fuera de la probeta y $p_{0,2}$ es la presión atmosférica final (que, normalmente, será diferente de la presión atmosférica inicial $p_{0,1}$).

Por otra parte, si se admite que se puede aplicar la ley de los gases, en las condiciones en las que se lleva a cabo el experimento, cuando haya reaccionado todo el oxígeno se cumplirá que

$$pV = (p_{0,2} - \rho g \Delta H) \cdot (V_0 - V_H) = nRT_{0,2}, \quad (7)$$

donde V es el volumen que ocupa el gas remanente en la probeta, que se calcula como la diferencia entre el volumen total V_0 y el volumen de agua V_H que ha entrado a la probeta tras finalizar el experimento, n es el número de moles de gas al acabar el experimento, R es la constante de los gases y $T_{0,2}$ es la temperatura final en el interior de la probeta (normalmente, igual a la temperatura ambiente).

Teniendo en cuenta la alta densidad del hierro (7,9 g/cm³), se puede ignorar el volumen ocupado por la lana de acero, ya que es mucho menor que la capacidad de la probeta. También se pueden despreciar el volumen de agua que queda ocluida inicialmente en la probeta y el volumen de la disolución salina con la que se trata la lana de acero, porque la suma de ambos es mucho menor que el volumen total de agua que absorbe la probeta.

El gas que queda en la probeta al acabar el experimento estará constituido por nitrógeno y, en mucha menor proporción, por vapor de agua (y otros gases, como argón y dióxido de carbono). Una parte de este vapor de agua ya se encontraba presente en el aire (húmedo) que contenía inicialmente la probeta; el resto corresponde al agua evaporada durante el transcurso del experimento. Si se llama n_{H_2O} al número de moles de agua que se evaporan en el interior de la probeta y n_{O_2} al número de moles de oxígeno que reaccionan con el hierro, el número de moles de gas final n será

$$n = n_0 - n_{O_2} + n_{H_2O}, \quad (8)$$

Aunque el valor de n_{H_2O} se puede calcular si se conoce la humedad relativa del aire, al principio y al final del proceso, resulta más sencillo realizar el experimento si el aire

está inicialmente saturado en vapor de agua, de modo que no ocurra evaporación neta durante el curso del experimento (esto es, $n_{H_2O} \cong 0$), lo que puede conseguirse fácilmente enjuagando la probeta y dejándola invertida, sobre agua, durante unos 15 minutos antes de llevar a cabo el experimento. En estas condiciones, la ec. 7 se puede escribir en función de la fracción molar del oxígeno ($x = \frac{n_{O_2}}{n_0}$) en el aire saturado de vapor de agua a la temperatura $T_{0,1}$:

$$(p_{0,2} - \rho g \Delta H) \cdot (V_0 - V_H) \cong (n_0 - n_{O_2})RT_{0,2} = (1 - x)n_0RT_{0,2}. \quad (9)$$

Considerando que $n_0 = \frac{p_{0,1}V_0}{RT_{0,1}}$ y simplificando, la ec. 9 conduce a

$$(p_{0,2} - \rho g \Delta H) \cdot \left(1 - \frac{V_H}{V_0}\right) \cong (1 - x) \cdot p_{0,1} \cdot \frac{T_{0,2}}{T_{0,1}} \quad (10)$$

de donde se puede obtener la relación entre la fracción molar del oxígeno x y el volumen de agua V_H que entra a la probeta:

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

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

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

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

Como en la mayoría de los casos se cumple que $T_{0,1} \cong T_{0,2}$ y que $p_{0,1} \cong p_{0,2} - \rho g \Delta H$ (téngase en cuenta que $\rho g \Delta H \ll p_{0,2}$), se puede hacer una segunda aproximación en las ecuaciones 11 y 12 que permite efectuar una rápida

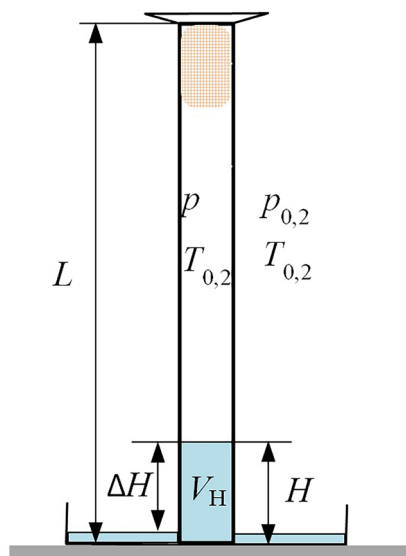


Figura 2. Situación final una vez que ha reaccionado todo el oxígeno contenido en la probeta. La presión interna p es menor que la presión atmosférica final $p_{0,2}$, mientras que la temperatura interna será igual a la temperatura ambiente final $T_{0,2}$.

estimación de la fracción molar del oxígeno mediante un simple cociente:

$$x \approx \frac{V_H}{V_0} \left(\approx \frac{H}{L} \right). \quad (13)$$

Nótese que, una vez iniciado el experimento, los valores de $T_{0,1}$, $p_{0,1}$ y x quedan fijados, por lo que la cantidad de agua dentro de la probeta dependerá de los valores finales de la temperatura y la presión atmosférica ($T_{0,2}$, y $p_{0,2}$). De acuerdo con las ec. 11 y 12, V_H y H aumentarán al hacerlo la presión atmosférica final y disminuirán al aumentar la temperatura ambiente final.

3. Materiales y métodos

3.1 Reactivos y materiales

A continuación se relacionan los materiales que se han utilizado en la realización de este experimento: lana de acero de grano fino (que se puede adquirir en cualquier ferretería), disolución de NaCl al 5 %, una probeta de capacidad nominal comprendida entre 100 cm³ y 500 cm³, una placa de Petri de 13 cm de diámetro o un cristizador, un termómetro digital (que aprecia $\pm 0,1$ °C), una regla o cinta métrica (± 1 mm), una balanza ($\pm 0,1$ g), una botella de plástico (PET) transparente, un pequeño imán (preferiblemente de neodimio), una lupa (para medir con mayor exactitud la altura de la columna de agua) y un soporte universal.

Las cantidades necesarias de los reactivos se establecieron realizando diferentes experimentos encaminados a reducir su duración y conseguir la mejor reproducibilidad. Se estudió así la cantidad de lana de acero necesaria para minimizar la duración del proceso, rociándola con un pequeño volumen de disolución de NaCl al 5 %. El experimento se realizó con diferentes masas de lana de acero comprendidas entre 0,5 g y 6 g por litro de aire, correspondientes a, aproximadamente, la cantidad estequiométrica (calculada a partir de la ec. 2, a 298 K) y 10 veces esta. Usando las cantidades más bajas de lana de acero se obtuvieron resultados aceptables para el valor de la fracción molar del oxígeno, pero el experimento tardaba mucho más tiempo en completarse y, generalmente, sobrepasaba las 72 horas. El tiempo óptimo se consiguió con una masa de lana de acero comprendida entre 8 y 10 veces la cantidad estequiométrica (esto es, entre 5 g y 6 g de hierro por cada litro de aire); no se consideró conveniente utilizar cantidades mayores porque, además de no conseguirse una reducción importante en la duración del experimento, el volumen ocupado por la lana de acero comenzaba a ser significativo respecto del volumen de agua que entra a la probeta.

3.2 Disposición experimental

En primer lugar, se lava la probeta y se coloca invertida sobre una vasija con agua, durante unos 15 minutos, para que se renueve el aire que contiene y se sature en vapor de

agua. A continuación, se pesa la cantidad adecuada de lana de acero (2 g, para una probeta de 250 cm³, cuya capacidad real está cercana a 300 cm³) y se pulveriza sobre ella 0,5 cm³ (aproximadamente) de una disolución de cloruro sódico al 5 %. Una vez realizada esta operación, con ayuda de una varilla, se introduce la lana de acero hasta el fondo del recipiente, procurando que no quede compactada para que presente la máxima superficie de contacto con el aire.

A continuación, se mide la temperatura en el interior de la probeta (que, normalmente, será similar a la temperatura ambiente $T_{0,1}$) y se toma nota de la presión atmosférica $p_{0,1}$. A este respecto, lo más sencillo es consultar el valor de la presión atmosférica en alguna de las aplicaciones de información meteorológica disponibles en internet^[17]. En realidad, no es necesario conocer con exactitud la presión atmosférica; lo importante para hallar el valor de la fracción molar del oxígeno no es el valor más exacto posible de la presión atmosférica, sino la variación que sufre desde el inicio hasta el final del experimento.

Finalmente, se dispone la probeta invertida sobre agua, se sujeta a un soporte y se coloca un imán sobre su base para evitar que la lana de acero caiga sobre el agua (Figura 1). Cada 24 h se mide la altura de la columna de agua, la temperatura ambiente $T_{0,2}$ y la presión atmosférica $p_{0,2}$ y, a partir de la ec. 12, se calcula la fracción molar del oxígeno en el aire saturado en vapor de agua.

4. Resultados y discusión

4.1 Fracción molar del oxígeno utilizando una probeta

Los resultados que se presentan en esta sección corresponden a una serie de experimentos realizados, según el procedimiento descrito en la sección 3.2, con probetas de capacidades comprendidas entre 100 cm³ y 500 cm³ y en

diferentes condiciones ambientales en las que la temperatura estuvo comprendida entre 14 °C y 26 °C y la presión atmosférica varió entre 100,2 kPa y 102,6 kPa.

En cada uno de estos experimentos se registraron los valores de temperatura, presión atmosférica y altura de la columna de agua durante un período de varios días y se utilizó la ec. 12 para calcular los correspondientes valores de la fracción molar del oxígeno, para lo cual se consideró una imprecisión de $\pm 0,5$ °C en las medidas de la temperatura ambiente, de ± 100 Pa en la presión atmosférica y de $\pm 0,001$ m en las medidas de longitud.

Procediendo de este modo, se obtuvo un total de 260 valores experimentales para la fracción molar del oxígeno, con un valor medio de $0,212 \pm 0,005$ y distribuidos como se muestra en la Figura 3.

En la Tabla 2 se muestra la evolución de los resultados de uno de estos experimentos, durante los diez días siguientes a su inicio, de cuyo análisis se pueden extraer algunas conclusiones que se pueden extender al resto de experimentos realizados.

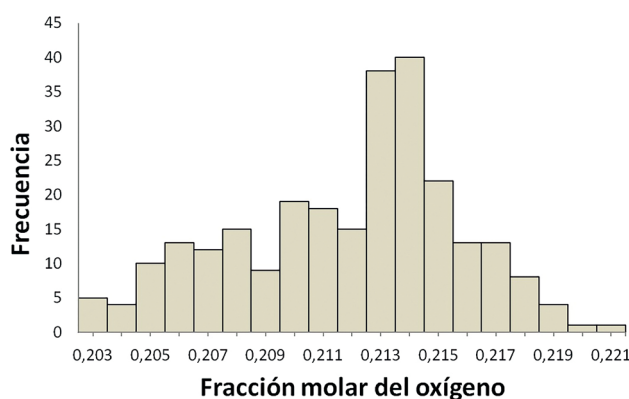


Figura 3. Distribución de los valores experimentales obtenidos en la determinación de la fracción molar del oxígeno en diferentes condiciones de presión y temperatura.

Tabla 2. Resultados obtenidos, durante un período de 10 días, en la determinación de la fracción molar x del oxígeno con una probeta de 250 cm³ de capacidad nominal y 0,313 m de altura.

Día	$T_0 \pm 0,5$ (K)	$p_0 \pm 100$ (Pa)	$H \pm 0,001$ (m)	$\Delta H \pm 0,001$ (m)	$H/L \pm 0,004$	$x \pm 0,005$
0	294,3	101270	0	0	Inicio del experimento	
1	291,6	101590	0,068	0,062	0,217	0,212
2	291,7	101610	0,068	0,063	0,217	0,212
3	294,4	101480	0,066	0,062	0,211	0,214
4	292,9	101120	0,065	0,060	0,208	0,210
5	291,9	101510	0,067	0,062	0,214	0,210
6	291,1	100930	0,067	0,061	0,214	0,213
7	292,1	100525	0,066	0,061	0,211	0,215
8	292,2	100560	0,066	0,060	0,211	0,215
9	293,0	100340	0,063	0,058	0,201	0,210
10	292,5	100450	0,065	0,061	0,208	0,214
Valor medio:					0,211	0,213

- 1) El valor obtenido, a partir de la ec. 12, para la fracción molar del oxígeno con los datos correspondientes al día 1

$$x \cong 1 - \frac{(101590 - 1000 \cdot 9,8 \cdot 0,062) \cdot 294,3}{101270 \cdot 291,6} \cdot \left(1 - \frac{0,068}{0,313}\right) = 0,212 \pm 0,005,$$

indica que la práctica totalidad del oxígeno reacciona con la lana de acero durante las primeras 24 h del experimento.

- 2) Aunque todo el oxígeno contenido en la probeta se haya consumido entre las 24 h y 48 h de iniciada la reacción, la altura de la columna de agua no permanece constante. Si se comparan los valores de H en los días 3 y 5 de la Tabla 2 se observa que, al aumentar la temperatura (manteniéndose, aproximadamente, constante la presión atmosférica), disminuye la altura. Esto es así porque, al aumentar la temperatura del gas encerrado en la probeta, aumenta la presión que ejerce sobre la columna de agua y fuerza la salida de agua hasta que se restablezca nuevamente el equilibrio (dado por la ec. 6) en el que la suma de la presión interna y la presión que ejerce la columna de agua igualen a la presión atmosférica. Inversamente, al aumentar la presión atmosférica (con T_0 constante, Tabla 2, días 4 y 9), entrará agua a la probeta y aumentará H .
- 3) En general, el valor de la relación H/L en cada experimento es distinto al de la fracción molar x (calculada con la ec. 12). Sin embargo, el valor medio de H/L de un número suficiente de experimentos ($x = 0,211$ en la Tabla 2) da un resultado aceptable para la fracción molar del oxígeno.
- 4) El valor medio de la fracción molar del oxígeno ($x = 0,213$, Tabla 2), generalmente, se diferencia en menos del 5 % respecto del correspondiente valor teórico en las condiciones de trabajo ($x = 0,205$, $p_0 = 100,3$ kPa, $T_0 = 293$ K, $p_{H_2O} = 2,34$ kPa).

4.2. Fracción molar del oxígeno utilizando una botella

Usualmente, la determinación de oxígeno en el aire se realiza con un recipiente alto y de sección transversal constante de modo que el volumen del agua absorbida es proporcional a la altura de la columna de agua que entra al recipiente. No obstante, si se puede medir este volumen de agua con una exactitud aceptable, el experimento también se puede llevar a cabo con otros recipientes (p. ej., una botella). En la propuesta que se describe a continuación se presenta una variante del experimento con la que, además de determinar el contenido de oxígeno en el aire con un error similar al procedimiento convencional de la probeta, se pone de manifiesto la intensidad de la fuerza que puede llegar a ejercer la atmósfera.

Aunque los volúmenes V_0 y V_H (capacidad total de la botella y volumen de agua absorbida, respectivamente) se pueden medir con una probeta, con la finalidad de mejorar la

exactitud del método, dichos volúmenes se han determinado indirectamente, mediante diferencia de pesadas, con una balanza que aprecia décimas de gramo. Como la densidad ρ del agua utilizada en el experimento se puede considerar igual a $1,00$ g/cm³, el volumen V_0 (expresado en cm³) será numéricamente igual a la masa m_0 (medida en gramos) del agua que contiene la botella completamente llena ($V_0 = \frac{m_0}{\rho}$). Análogamente, V_H será igual a la diferencia entre la masa final de la botella m_2 , una vez finalizado el experimento, y la masa inicial m_1 , antes de que le entre agua ($V_H = \frac{m_2 - m_1}{\rho}$).

El procedimiento experimental es similar al descrito en la sección 3.2, pero utilizando una botella, de plástico transparente, de 1 L de capacidad nominal.

Una vez renovado y humedecido el aire del interior de la botella, se rocía la lana de acero (aproximadamente, unos 6 g) con disolución de cloruro sódico al 5 %, se introduce en la botella, se mide la temperatura $T_{0,1}$ en su interior y se toma nota de la presión atmosférica $p_{0,1}$. A continuación, se tapa la botella y se mide la masa m_1 del conjunto botella-lana-tapón. Para evitar que la lana de acero entre en contacto con el agua, se retiene con un imán en la base de la botella y se coloca esta invertida en un recipiente que contenga unos 300 cm³ de agua (Figura 4). Para facilitar la medida del volumen V_H de agua, es conveniente dejar el tapón parcialmente enroscado en la boca de la botella, de tal forma que permita la entrada de agua durante el curso del experimento y se pueda cerrar fácilmente al acabar este.

Cuando se observe que se estabiliza el volumen de agua dentro de la botella, se toma nota de la presión atmosférica final $p_{0,2}$ y de la temperatura ambiente final $T_{0,2}$, se enrosca completamente el tapón, se mide la diferencia ΔH entre los dos niveles del agua (dentro y fuera de la botella) y se retira el imán. Una vez secada la botella, se mide la masa m_2 del conjunto botella-lana-agua-tapón, se halla el valor del volumen V_H de agua absorbido y se calcula, a partir de la ec. 11, el contenido de oxígeno en el aire.

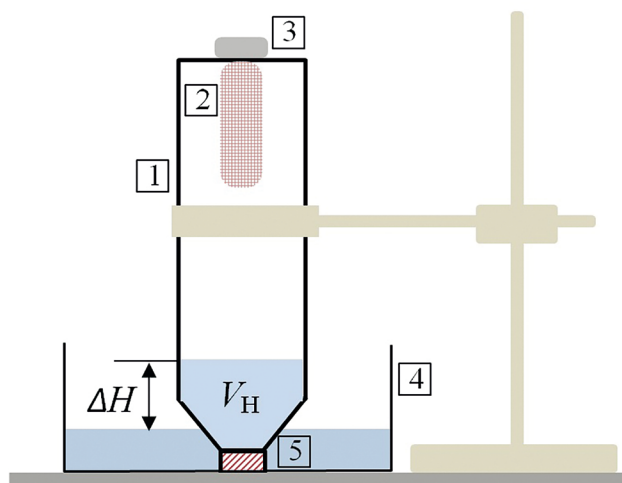


Figura 4. Montaje experimental para determinar el contenido en oxígeno del aire utilizando una botella. (1): Botella traslúcida de polietileno. (2): Lana de acero humedecida con disolución de cloruro sódico. (3) Imán, para evitar que la lana de acero caiga al agua. (4) Recipiente con suficiente cantidad de agua para impedir la entrada de aire a la botella. (5): Tapón parcialmente enroscado en la botella.

Tabla 3. Parámetros obtenidos en la determinación de la fracción molar del oxígeno con una botella de 1 L de capacidad nominal y 6 g de lana de acero. La masa m_1 corresponde a la masa inicial de la botella con la lana de acero y la masa m_2 a la masa final de la botella, con el agua que le ha entrado y la lana de acero.

$V_0 \pm 1$ (cm ³)	$T_{0,1} \pm 0,5$ (K)	$T_{0,2} \pm 0,5$ (K)	$p_{0,1} \pm 100$ (Pa)	$p_{0,2} \pm 100$ (Pa)	$\Delta H \pm 0,001$ (m)	$m_1 \pm 0,1$ (g)	$m_2 \pm 0,1$ (g)	$V_H \pm 0,2$ (cm ³)
1036	293,4	292,9	100300	100400	0,085	45,1	257,2	212,1

En la Tabla 3 se muestra un resultado que se puede considerar representativo de los obtenidos por los autores con una botella de 1 L de capacidad nominal y 6 g de lana de acero, rociada con 1 cm³ de disolución de NaCl al 5 %.

Sustituyendo los datos de la Tabla 3 en la ec. 11 se encuentra un valor para la fracción molar del oxígeno

$$x \cong 1 - \frac{(100400 - 1000 \cdot 9,8 \cdot 0,085) \cdot 293,4}{100300 \cdot 292,9} \cdot \left(1 - \frac{212,1}{1036}\right) = 0,209 \pm 0,003,$$

que se diferencia en un 2 % del valor teórico de la fracción molar del oxígeno en el aire saturado en vapor de agua ($x = 0,205$) en las condiciones de trabajo ($p_0 = 100,3$ kPa, $T_0 = 293$ K, $p_{H_2O} = 2,34$ kPa).

4.3 Demostración de la fuerza que ejerce la atmósfera

Una ligera modificación del experimento anterior puede evidenciar la magnitud de la fuerza debida a la presión atmosférica. En este caso, la reacción tendrá lugar en el interior de la botella con el tapón firmemente enroscado, sobre cinta de teflón, para garantizar la estanqueidad del recipiente. En estas condiciones, la disminución de presión que ocurre en el interior de la botella, al reaccionar el oxígeno con la lana de acero, provocará el progresivo aplastamiento de la botella de tal modo que, a las 48 h de iniciado el experimento, presentará un aspecto similar al mostrado en la Figura 5. En este período de tiempo se habrá consumido la mayor parte del oxígeno que contenía y la botella estará deformada debido a la diferencia de presiones Δp entre el exterior ($p_0 \cong 100$ kPa) y el interior ($p \cong 80$ kPa).

Si se mide la superficie lateral S de la botella (aproximadamente, 500 cm² para una botella de 1 L), se puede realizar una estimación de la fuerza neta ΔF que experimenta dicha superficie, debido a la diferencia de presiones a la que está sometida:

$$\Delta F = \Delta p \cdot S \cong (1 \cdot 10^5 - 8 \cdot 10^4) \cdot 0,05 = 1000 \text{ N}$$

Para acabar la demostración, se puede introducir la botella invertida en un recipiente que contenga un volumen de agua superior al 21 % de la capacidad total de la botella (que suele ser un 5 % mayor que su capacidad nominal), se le quita el tapón bajo el agua y, una vez que haya recuperado su forma inicial, se tapa y se mide el volumen de agua que ha absorbido. En teoría, el volumen del agua que entra a

la botella debería estar próximo al 21 % de su capacidad, pero en la práctica suele estar comprendido entre el 19 % y el 21 % debido a que la botella puede quedar deformada irreversiblemente (y no recupera su forma y capacidad iniciales) y a que la lana de acero retiene algo de agua.

Conclusiones

La determinación del contenido en oxígeno de una mezcla gaseosa, utilizando lana de acero, presenta una exactitud similar a las técnicas clásicas en las que, mediante una reacción química, se elimina el oxígeno de la fase gaseosa.

No obstante, este procedimiento no es equiparable, ni en rapidez ni exactitud, a los métodos analíticos modernos que miden la variación de alguna magnitud relacionada con la concentración de oxígeno. Aunque este hecho ha limitado la utilidad práctica del método de la lana de acero en ámbitos más profesionales, este procedimiento presenta un indudable interés didáctico por sus numerosas ventajas:



Figura 5. Diferentes perspectivas de la deformación causada por la presión atmosférica sobre dos botellas de plástico, a las que no puede entrar aire, cuando la lana de acero consume el oxígeno del aire que contenían inicialmente.

- Es altamente instructivo para los estudiantes, puesto que intervienen conceptos relacionados con la corrosión del hierro, la composición de la atmósfera, las propiedades de los gases, la presión atmosférica y la evaporación del agua.
- Se trata de un procedimiento muy simple que no requiere material especial de laboratorio y en el que no intervienen sustancias que entrañen riesgos para las personas o el medio ambiente.
- Apenas requiere manipulación; el dispositivo experimental se monta en unos pocos minutos y no hay que realizar ninguna operación durante el curso del experimento. De hecho, este experimento puede ser llevado a cabo por estudiantes con conocimientos básicos de física y química.
- A pesar de su simplicidad, este método permite calcular fácilmente la fracción molar del oxígeno en el aire con un error inferior al 5 %.
- Dado que, frecuentemente, se cumple que tanto la temperatura ambiente del laboratorio como la presión atmosférica son, aproximadamente, iguales al inicio y al final del experimento ($T_{0,1} \cong T_{0,2}$ y $p_{0,1} \cong p_{0,2} - \rho g \Delta H$), el cálculo de la fracción molar del oxígeno en el aire se puede simplificar notablemente (ec. 13), por lo que este experimento se puede plantear al alumnado de 1º de bachillerato e, incluso, al de 4º de ESO.
- Alternativamente, este experimento se puede plantear como una demostración simple, pero muy efectiva, de la magnitud de la fuerza que ejerce la presión atmosférica.

Teniendo en cuenta que la determinación del contenido en oxígeno del aire se puede realizar con materiales cotidianos, fácilmente accesibles e inoocuos, que las medidas a realizar son muy sencillas y que proporciona buenos resultados, este experimento resulta idóneo para ser planteado como un trabajo de investigación que los estudiantes pueden realizar en sus domicilios.^[18]

Bibliografía

- [1] D. C. Harris, *Análisis Químico Cuantitativo*, 3.º ed., Reverté, Barcelona, 2016.
- [2] O. S. Wolfbeis, *BioEssays* **2015**, *37*, 921-928.
- [3] L. A. Munro, *Chem. Educ.* **1928**, *5*, 741-742.
- [4] G. B. Cooke, *J. Chem. Educ.* **1929**, *6*, 105-106.
- [5] A. T. Lincoln, H. P. Klug, *J. Chem. Educ.* **1935**, *12*, 375-376.
- [6] J. P. Birk, L. McGrath, S. K. Gunter, *J. Chem. Educ.* **1981**, *58*, 804-805.
- [7] G. F. Martins, *J. Chem. Educ.* **1987**, *64*, 809-810.
- [8] F. P. Treadwell, *Tratado de Química Analítica*, 7.º ed., Manuel Marín ed., Barcelona, 1949.
- [9] M. Najdoski, V. M. Petruševski, *J. Chem. Educ.* **2000**, *77*, 1447-1448.
- [10] F. Vera, R. Rivera, C. J. Núñez, *J. Chem. Educ.* **2011**, *88* (9), 1341-1342.
- [11] P. Atkins, L. Jones, *Química, moléculas, materia y cambio*, 3.º ed., Omega, Barcelona, 1998.
- [12] The University of Arizona, «Measuring the Percentage Concentration of Oxygen in Air», http://www.atmo.arizona.edu/students/courselinks/spring12/atmo170a1s1/coming_up/week_1/oxygen_conc_expt.html (visitada 15/01/2023).
- [13] Royal Society of Chemistry, «How much oxygen is used when iron wool rusts?» <https://edu.rsc.org/experiments/how-much-oxygen-is-used-when-iron-wool-rusts/453.article#:~:text=From%20their%20two%20measurements%20for,of%20oxygen%20in%20the%20air> (visitada 15/01/2023).
- [14] JCE staff, *J. Chem. Educ.* **2001**, *78* (4), 512A.
- [15] T. L. Brown, H. E. LeMay, B. E. Bursten, *Química, la ciencia central*, 7.º ed., Prentice Hall, México, 1997.
- [16] W. M. Haynes (ed.), *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 97th ed., CRC Press LLC - Taylor and Francis, Boca Raton, 2015. (<http://hbcponline.com/>)
- [17] AEMET, «El tiempo, observación y últimos datos», <https://www.aemet.es/es/eltiempo/observacion/ultimosdatos> (visitada 20/01/2023).
- [18] A. Tomás, J. Hurtado, *An. Quím.* **2019** *115* (5), 421-428.