

GASES QUE SALVAN VIDAS

WILLIAMS, P. A. M.¹, NASO, L.¹, FERRER, E. G.²

¹Química Inorgánica (Ciclo básico). ²Química I (Física Médica), Química General e Inorgánica (Prof. Cs. Biológicas),

^{1,2}Centro de Química Inorgánica-CEQUINOR-CCT La Plata-CONICET
Departamento de Química-Facultad de Ciencias Exactas. Universidad Nacional de La Plata
47 y 115. C.C. 962 (B1900AVV), 1900 La Plata, ARGENTINA

²evelina@quimica.unlp.edu.ar,

Resumen

Nuestra propuesta se fundamenta en recopilar ideas, ejemplos de la literatura y experiencias sencillas y realizables con materiales de bajo costo y con un eje de motivación-aplicación con la finalidad de proponer actividades y redireccionarlas hacia un aspecto concreto, que en este caso presentamos como “gases que salvan vidas”. El texto, va acompañado de una introducción teórica (que muchas veces no encontramos) a los conceptos utilizados y a las aplicaciones. La propuesta además tiene como objetivo romper con el mito de que la química se asocia a lo tóxico y contaminante y mostrar cómo se encuentra integrada a nuestra vida cotidiana y nos beneficia diariamente casi sin darnos cuenta. En esta oportunidad trabajamos con los gases de la respiración O₂, CO₂ y sus aplicaciones.

Palabras clave: dióxido de carbono, máscara de oxígeno, matafuegos.

INTRODUCCIÓN

Es consenso general que las actividades experimentales proporcionan las mejores situaciones de aprendizaje de los contenidos curriculares de las ciencias, en especial el de nuestro interés, la ciencia química.

Tradicionalmente se ha mantenido esta idea base vinculada a la experimentación, pero ésta se ha visto deteriorada en estos últimos años ya que desde nuestra perspectiva está prácticamente ausente o es muy escasa en la mayoría de las escuelas. Las causas encontradas (sin pretender realizar un análisis en profundidad de las mismas en esta comunicación) en los casos de nuestro interés completan un “círculo vicioso”: ver Fig. 1.

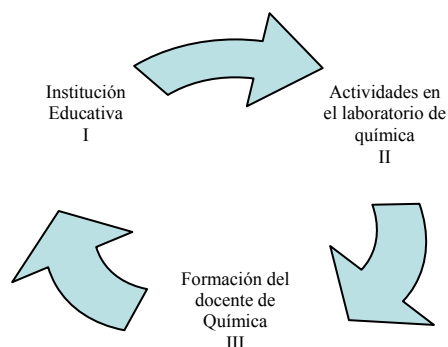


Figura 1. Causas relacionadas a la falta de experimentación en química

Podríamos decir que la Institución Educativa (I) presenta el problema de no contar con recursos económicos y/o edilicios (laboratorio II) para este tipo de actividad y asocia además a la química como actividad tóxica y de alta peligrosidad. Por otra parte el docente se encuentra sin los medios necesarios para proponer actividades alternativas o bien (en algunos casos) desconoce por la formación que ha tenido la posibilidad de realizar actividades sencillas que permitan visualizar fenómenos químicos.

Por otra parte, otro aspecto que consideramos es la tendencia positiva y creativa desarrollada en estos últimos años a enseñar química desde una perspectiva de su aplicación a los eventos cotidianos (Méndez, 2004) en donde se motive al estudiante a articular conceptos químicos con fenómenos o propiedades de materiales e insumos de uso frecuente, lo que implica la integración de la teoría con la práctica desde el contexto.

Existe una tendencia clara y manifiesta en revistas de la actividad a proponer a los educadores la concepción de incorporar en sus alumnos los conceptos de química de forma recreativa y con elementos de uso casero o de fácil acceso así como también a proponer experiencias sencillas, realizables, no peligrosas con las que se pueda experimentar y debatir los diferentes contenidos (Casas Mateus; Castillo Daza; Noy Hilarión; Palomares Parada; Rodríguez Valbuena; 2009, Heredia Ávalos, 2006).

Sobre la base de estos dos aspectos considerados, nuestra propuesta se fundamenta en recopilar ideas, ejemplos de la literatura y experiencias sencillas y realizables con materiales de bajo costo y con un eje de motivación-aplicación con la finalidad de proponer actividades (algunas conocidas) y redireccionarlas hacia un aspecto concreto, que en este caso presentamos como “gases que salvan vidas”. El texto va acompañado de una introducción teórica (que muchas veces no encontramos), los conceptos utilizados y las aplicaciones. La propuesta además tiene como objetivo romper con el mito de que la química se asocia a lo tóxico y contaminante y mostrar cómo se encuentra integrada a nuestra vida cotidiana y nos beneficia diariamente casi sin darnos cuenta.

PROPUESTA DE EJEMPLOS-ACTIVIDADES

1. **Máscara de oxígeno:** cuando la química aprovecha un desperdicio. Submarino, naves espaciales y aparatos respiratorios de emergencia.

La composición del aire durante el proceso de la respiración puede observarse en la Tabla 1:

Composición del aire durante la respiración (Presión parcial en mmHg)(Holum, 1999)		
Gas	Aire inhalado	Aire exhalado
Nitrógeno	594.7	569
Oxígeno	160	116
Dióxido de carbono	0.3	28
Vapor de agua	5.0	47
Presión total	760.0	760

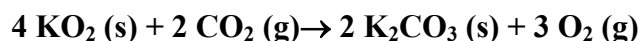
Tabla N°1: Composición del aire durante la respiración

Como puede observarse se mantiene un valor total de 760 mmHg, valor que corresponde a una atmósfera de presión, siendo la presión parcial de oxígeno de 160 mmHg que se corresponde al 21% de la presión total y que conforma la composición porcentual del oxígeno en el aire.

Cuando por profundidad (buzos) o por altura (aviones, naves espaciales) existe una variación en la presión total el porcentaje de oxígeno disminuye o aumenta bruscamente.

Por ejemplo, un avión en vuelo (37000 pies) está presurizado a 760 mm Hg. Un problema durante el vuelo puede hacer que pierda su altura, y en ese caso la presión total podría variar a 490 mm Hg. En esas condiciones la presión de oxígeno (21% de ese valor) es de 103 mm Hg con lo cual existe una pérdida abrupta de 57 mm Hg. La carencia repentina de oxígeno en sangre y tejidos trae aparejada dificultades visuales y cerebrales. Por esa razón existen sensores automáticos que al detectar la disminución dejan caer una máscara de oxígeno para cada pasajero.

Y aquí es donde entra en acción, la química que nos salva la vida. Como pudimos visualizar en la tabla, la cantidad de dióxido de carbono en el aire inhalado es muy baja, sin embargo, el metabolismo de nuestro cuerpo genera CO₂ que se desecha por vía sanguínea a los pulmones pasando a ser parte del aire exhalado. Es justamente ese “desperdicio” el que aprovecha en las máscaras de oxígeno, que contiene en su interior un reservorio con peróxido de potasio que entra en reacción de la siguiente manera:



Utilizando de esta manera el dióxido generado para la fabricación química del oxígeno que necesitamos para compensar la pérdida.

Además también se absorbe el vapor de agua exhalado de acuerdo a la siguiente reacción:



Experiencias Sencillas con materiales caseros.

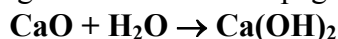
1) A) **Identificación del CO₂ en nuestra respiración y en bebidas gaseosas** (<http://pagciencia...>).

Materiales: 1 sifón de soda, 1 manguera de goma, 1 frasco de vidrio, 1 cucharada de cal, agua.

(i) Preparación de la solución para su identificación

La cal es conocida por todo nosotros como material que se utiliza para la construcción. Desde el punto de vista químico, se denomina cal viva al CaO y cal apagada al Ca(OH)₂.

Cuando la cal viva se disuelve en agua se forma la cal apagada:

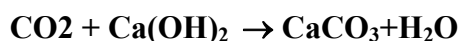


La solución para identificar se prepara colocando una cucharada de cal (la utilizada por los albañiles para la construcción) en un frasco de vidrio, se le agrega un vaso de agua, agitar y se deja algunos minutos en reposo. Filtrar esta solución utilizando por ejemplo un filtro para café. Colocar la solución filtrada en un frasco de vidrio.

(ii) Para realizar esta experiencia podemos utilizar un sifón de soda. Para ello conectamos al sifón una manguera de goma (como las que se usan en los motores de automóvil), invertimos el sifón para que el tubo de ingreso del sifón quede en contacto sólo con el gas y no con el líquido. A continuación:

(a) Se deja burbujear el gas sobre la solución previamente preparada en el frasco con "agua de cal". La turbidez que se produce nos está confirmando que el gas es realmente CO₂ (ver la figura).

(b) Se comprueba la presencia de CO₂ por observación de la turbidez blanca que se produce en el frasco debido a la formación de carbonato de calcio.



De la misma manera se puede comprobar el CO₂ presente en nuestra respiración si ayudados por un sorbete burbujeamos nuestro aliento con precaución sobre la solución de cal. Ver Figura 2 A y 2B.



Figura 2A: Materiales



Figura 2B: Formación de carbonato de calcio

1) B). ¿Cuánto CO₂ hay en el sifón? Recolección de gases bajo el agua (Brown *et al.* 1998).

Un experimento de uso común en los laboratorios de química implica la determinación de la cantidad de moles de un gas producidos durante una reacción. Esta misma técnica adaptada al uso del sifón, nos puede permitir realizar el cálculo de la cantidad de CO₂ aplicando la ecuación general de los gases.

De la misma manera que en la experiencia anterior utilizaremos el sifón, la manguera y el frasco.

(i) Graduaremos un frasco de vidrio utilizando por ejemplo una jeringa grande y realizaremos marcas sobre el frasco indicando el volumen.

- (ii) Llenaremos el frasco de agua hasta que desborde y lo invertiremos sin dejar entrar aire sobre una fuente vidrio llena de agua también.
- (iii) A continuación lo sostendremos ligeramente sobre el nivel de agua (sin dejar que ingrese aire) de manera de permitir el ingreso por debajo de la boca del vaso a la manguera.
- (iv) Invertiremos el sifón y dejaremos que el CO_2 desplace el agua del frasco hasta que ya no salga más.
- (v) A continuación, realizamos una marca sobre el vaso indicando el volumen desplazado por el gas.
- (vi) Mediremos el volumen de gas y realizaremos los cálculos.
Ver Figura 3.



Figura 3: Desplazamiento del agua por burbujeo de CO_2

Cálculos.

Cuando se recoge gas sobre agua, la presión total en el frasco viene dada por:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{vapor}}$$

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{CO}_2} = 760 \text{ mmHg} - 23.76 \text{ mmHg} = 736.24 \text{ mmHg}$$

P_{v} = de agua en equilibrio con el agua líquida, se encuentra tabulada, a 25°C es de 23.76 mmHg

-Para realizar el cálculo, podemos considerar los datos informados de la presión ambiente, la cual correspondería a la presión total y tomando el valor de la P_{v} tabulado encontrar la presión del CO_2 .

-A continuación, calculamos el número de moles de CO_2 . Supongamos que obtuvimos 50ml de CO_2 .

$$n = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2}}{R \cdot T} = \frac{736 \text{ mmHg} \cdot 0.050 \text{ l}}{0.082 \text{ at.l/K.mol} \cdot 298 \text{ K}} = 1.5 \text{ moles}$$

2. Matafuegos: algunos matafuegos utilizan CO_2 ¿por qué?

Son varias las razones químicas que contribuyen a su utilización, por un lado es un gas denso, incoloro e inodoro que no entra en combustión. Debido a la mayor densidad que el aire en las mismas condiciones de presión y temperatura es eficaz para combatir incendios al nivel del piso ya que desplaza al aire.

Si recordamos, la densidad de un gas en condiciones ideales viene dada por la expresión que deriva de la ecuación general de los gases:

$$d = \frac{P \cdot \text{Masa Molar}}{RT}$$

R = constante universal de los gases

T = temperatura en Kelvin

Considerando que la masa molar del CO_2 (44g/mol) es mayor que la del O_2 (32g/mol) y N_2 (28g/mol) resulta evidente la mayor densidad del dióxido frente a los componentes mayoritarios del aire, por eso el gas más denso cubre el fuego e impide la llegada del oxígeno al material combustible.

Por otra parte, si nos remitimos al diagrama de fases del dióxido de carbono^{Error! Marcador no definido.}, carece de fase líquida a $P=1$ atm, sublimando directamente a la fase gaseosa. Se puede obtener en forma líquida a $P>5.1$ atm y así se encuentra en los extintores. Los tres estados de agregación de la materia están implicados en la acción de estos extintores de incendio.

Cuando se libera CO_2 líquido, la mayor parte se evapora rápidamente. El calor necesario para este proceso endotérmico se extrae del CO_2 líquido restante que se queda a una temperatura más baja que el punto de congelación y aparece como nieve carbónica sólida. A su vez ese CO_2 sólido rápidamente sublima a CO_2 gaseoso que desplaza el aire. Entonces el apagado del fuego se produce por desplazamiento del aire y enfriamiento de la zona.

Experiencia. Apagado velas
(por diferencia en la densidad, Ceretti, 2000).

Materiales

2 Frascos de vidrios con tapas
2 velas una corta y otra más larga
1 sifón
1 manguera



Figura 4: Apagado de velas con CO_2

Procedimiento (ver Figura 4):

- (i) Colocar en cada frasco de vidrio una vela “pegando” las velas de la forma usual sobre las tapas de los frascos de vidrio invertidas.
- (ii) Acomodar sin invertir el sifón la manguera de goma en la parte inferior de uno de los frascos. Sobre la vela más corta.
- (iii) Encender la vela
- (iv) Invertir el sifón permitiendo que descargue el CO_2 . Observar.
- (v) Repetir con la vela más larga. Observar.

CONCLUSIONES

Como se explicó anteriormente, el CO_2 es más denso que el aire, por ese motivo se va primero al fondo del frasco, luego le costará difundir hacia arriba, por lo tanto la vela más corta se apagará primero y luego la otra. El principio es el mismo que utiliza el matafuego.

BIBLIOGRAFÍA

Brown T. L.; Lemay H. E., Bursten B, (1998), *Química la ciencia central*. Ed. Edición Pearson.

Casas Mateus J.A., Castillo Daza H. J., Noy Hilarión J.M., Palomares Parada A. N., Rodríguez Valbuena R.L. (2009) Experiencias, recursos y otros trabajos elaboración de papel indicador a base de extractos naturales: una alternativa fundamentada en experiencias de laboratorio para el aprendizaje del concepto de pH, *Rev. Eureka Enseñ. Divul. Cien.* 9, 302-314 .

Ceretti H.M., Zalts A. (2000) *Experimentos en contexto. Química. Manual de Laboratorio*. Pearson Educación, Buenos Aires.

Heredia Ávalos S. (2006) Experiencias, recursos y otros trabajos experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros, *Rev. Eureka. Enseñ. Divul. Cien.*, 3, 89-103.

Holum J.R. (1999) *Fundamentos de Química General, Orgánica y Bioquímica para Ciencias de la Salud*, Limusa, Willey.

<http://pagciencia.quimica.unlp.edu.ar/experqui.htm>

Méndez M.M.A. (2004) La ciencia de lo cotidiano, *Rev. Eureka Enseñ. Divul. Cien.* 1, 109-121.