

# La química que se esconde detrás de las mascarillas de oxígeno de los aviones

## The chemistry behind airplane oxygen masks

Fernando I. de Prada Pérez de Azpeitia

Grupo Especializado de Didáctica e Historia de la Física y la Química (RSEF y RSEQ).

### PALABRAS CLAVE:

Máscara de oxígeno  
Generador de oxígeno  
Clorato de sodio  
Captura de CO<sub>2</sub>

### RESUMEN:

Todos los pasajeros que viajan en avión son informados por la tripulación de cabina del procedimiento para colocarse las mascarillas de oxígeno en caso de una despresurización de emergencia. Pero ¿de dónde procede este oxígeno? Mucha gente piensa que se encuentra almacenado en tanques. Sin embargo, el oxígeno sale de pequeños generadores químicos (COGs, Velas de Oxígeno), que contienen clorato de sodio, reactivo que al descomponerse térmicamente genera oxígeno. Bajo una perspectiva didáctica, se muestran las reacciones químicas implicadas en los generadores de oxígeno en espacios confinados y en los sistemas de captura de CO<sub>2</sub> exhalado en espacios sin renovación de aire.

### KEYWORDS:

Oxygen mask  
Oxygen generator  
Sodium chlorate  
CO<sub>2</sub> capture

### ABSTRACT:

All passengers traveling by plane, are informed by cabin crew how to put on oxygen masks in case of an emergency depressurization. But where does this oxygen come from? Many people think it is stored in tanks. However, it comes from small chemical oxygen generators (COGs, Oxygen Candle), containing sodium chlorate, a reagent that decomposes thermally, generating oxygen. From a didactic point of view, the chemical reactions involved in oxygen generators in confined spaces and CO<sub>2</sub> capture systems in spaces without air renewal are shown.

## Introducción

*"La química está en todas partes, hasta tal punto que la mayoría de las veces suele pasar desapercibida"* (Jean-Marie Lehn, Premio Nobel de Química en 1987).

Si preguntamos a los pasajeros de un avión, ¿de dónde procede el oxígeno que llega a las mascarillas en caso de una despresurización de emergencia?, probablemente la mayoría responderán que desde unos tanques donde se encuentra comprimido y almacenado.

Sin embargo, almacenar el oxígeno en grandes cilindros metálicos, además de ser muy peligroso (Indicaciones de peligro: H270 -puede provocar o agravar un incendio, H280 -peligro de explosión en caso de calentamiento), sería una carga demasiado voluminosa y pesada que aumentaría de forma notable el consumo de combustible. Por estas razones, los aviones cuentan con unos pequeños cartuchos metálicos, del tamaño de un termo, conocidos como generadores químicos sólidos de oxígeno (COGs) o velas de oxígeno (*Oxygen Candles*), que contienen clorato de sodio, reactivo que genera oxígeno al descomponerse. Estos cartuchos pesan solo un tercio de lo que pesarían depósitos cilíndricos para la misma cantidad de oxígeno, siendo más económicos de instalar y mantener.

Los procesos que tienen lugar en los generadores de oxígeno, junto a los sistemas de captura de CO<sub>2</sub> exhalado en espacios confinados y sin renovación de aire, se analizan bajo dos perspectivas. Una didáctica, con el fin de que sean de utilidad al docente como recurso didáctico y, otra divulgativa, para poner en relieve la importancia de la química en proporcionar un aire respirable en el interior de aeronaves y cosmonaves.

## ¿Por qué es necesario oxígeno de emergencia en los aviones?

Al aumentar la altura sobre el nivel del mar y hasta el límite de la atmósfera, sobre 100 km de altitud, el porcentaje en volumen de los gases que la forman permanece constante (21 % de oxígeno, 78 % de nitrógeno, 1 % otros gases). Sin embargo, con la altitud disminuye la cantidad total de moléculas gaseosas por volumen (densidad) debido a que la fuerza gravitatoria que atrae a las moléculas es menor y, a la vez, existe menos aire empujando hacia abajo, disminuyendo la presión que ejerce. Como resultado, la presión atmosférica disminuye de forma exponencial.<sup>[1]</sup> Si bien, se puede considerar de forma aproximada, en los primeros 10 km el gradiente de presión es lineal. En la figura 1, se muestra la gráfica de una posible situación, dado que la presión depende de muchos factores, entre ellos la temperatura, gravedad, humedad y condiciones climáticas.

**CÓMO CITAR:** F. Prada. *An. Quím. RSEQ* 2024, 120, 212-218, DOI: 10.62534/rseq.aq.2006

\* Ce: fernando.pradaperez@educa.madrid.org

Así, por ejemplo, si ascendemos hasta la cumbre del Pico Peñalara (2430 m) de la Sierra de Guadarrama, donde la presión se reduce a unas 0,75 atm, podremos respirar sin dificultad ni sufrir el mal agudo de montaña. Pero a la altitud de crucero de un avión (entre 10-12 km), debido a la gran reducción de la presión atmosférica ( $\approx 0,25$  atm), unas tres cuartas partes menos que la presión del aire a nivel del mar, inhalaríamos el mismo volumen total de aire en los pulmones que en el nivel de referencia (altitud cero), pero la cantidad de moléculas de oxígeno que respiraríamos sería mucho menor (sobre la cuarta parte). Teniendo en cuenta que el oxígeno penetra por sobrepresión en los alvéolos de los pulmones, cuando la presión disminuye, se reduce la difusión pulmonar y, como consecuencia, el paso del oxígeno a la circulación sanguínea, lo que origina problemas al respirar y limita el suministro de oxígeno al cerebro, músculos y resto de órganos.

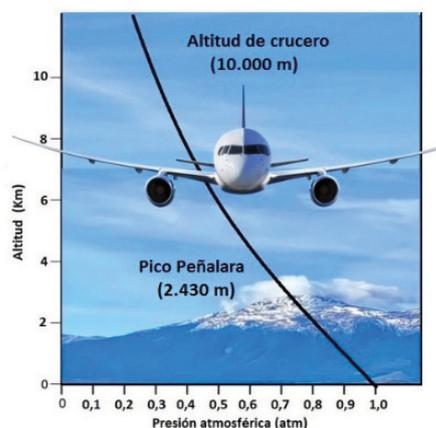


Figura 1. Gráfica de la variación de la presión atmosférica con la altitud.

Cuando los pasajeros embarcan en un avión, la presión interior de la cabina es la misma que la presión exterior y se respira normalmente. Al ir a despegar, el piloto activa el sistema de control de aire acondicionado, sellando la cabina herméticamente. Según va ascendiendo el avión, la presión exterior va disminuyendo, pero el sistema de presurización captura aire del exterior, a través de las turbinas de los motores, y lo comprime y enfría antes de introducirlo en la cabina de pasajeros. De esta forma, se regula la presión interior creando una atmósfera artificial en la que se respira sin ninguna dificultad.

Al alcanzar la altitud de crucero, la presión en cabina permanece constante durante todo el viaje, pero no a la que tendría en tierra ( $\approx 1$  atm), sino a una inferior, entre 0,7 y 0,8 atm, lo que causa cierta somnolencia y fatiga si el viaje es largo. La normativa de seguridad establece en 9 psi (0,6 atm) la presión diferencial: límite entre la presión de la cabina y la del exterior. De esta forma, se protege la estructura metálica del fuselaje de contracciones y expansiones desmedidas, causantes de fatiga del material. Por esta razón, los aviones comerciales no suelen volar a altitudes superiores a 17 km.

La variación en la presión interna de la cabina se puede comprobar con una bolsa de aperitivos (Fig. 2). Cuando el avión toma altura, la presión interior disminuye respecto a la del gas contenido en la bolsa (nitrógeno). Como resultado, el gas se expande y la bolsa se hincha. Al aterrizar, retornaría a su tamaño original. Si la cabina no estuviese presurizada, a partir de unos 5000 m de altitud ( $\approx 0,5$  atm), el volumen del gas casi se duplica y la presión que ejerce podría causar la explosión de la bolsa.



Figura 2. Efecto de la disminución de la presión en la cabina de pasajeros sobre una bolsa de aperitivos.

Cabe preguntarse: ¿por qué los aviones no viajan a una altitud más baja, en la que los pasajeros puedan respirar sin dificultad durante todo el viaje? La respuesta se encuentra, por un lado, en la seguridad, a ciertas alturas hay menos obstáculos, menos turbulencias y mayor tiempo para realizar un aterrizaje de emergencia; por otro lado, en la eficiencia energética, la densidad del aire disminuye con la altitud, lo que reduce la resistencia aerodinámica del avión, permitiendo volar más rápido y con menor consumo de combustible.

Si por alguna emergencia (accidente, problemas técnicos, sabotaje...) se produce una pérdida imprevista del aire a presión de la cabina y la presión interna disminuye bruscamente, los pasajeros podrían perder el conocimiento en menos de un minuto. Para evitar la hipoxia, desde un panel superior situado sobre las filas de los asientos (Unidad de Servicio de Pasajeros o PSU), se liberan unas máscaras amarillas que caen de forma automática sobre los pasajeros. Con el objetivo de estar preparados frente a una despresurización, antes de despegar el avión, la tripulación de cabina de pasajeros (TCP) debe informar del procedimiento a seguir: *si la cabina pierde presión, las máscaras de oxígeno caerán automáticamente sobre su asiento, tire de la máscara y colóquela sobre su nariz y boca, deslice la banda elástica alrededor de su cabeza y aspire normalmente...* (Fig. 3).



Figura 3. Instrucciones para colocarse las máscaras de emergencia.

El tiempo medio estimado para que los pasajeros se coloquen las mascarillas de silicona es de 15 s, que se corresponde con el tiempo útil de conciencia (TUC): tiempo estimado que tiene una persona antes de perder el conocimiento si le falta oxígeno. La bolsa de plástico unida a cada mascarilla equilibra

el flujo continuo de oxígeno, recogiendo el exceso que no se ha inhalado para que pueda volver a ser respirado.

El oxígeno fluye de forma continua, y a presión, a través de un tubo conectado a la mascarilla, lo que permite respirar a los pasajeros durante un mínimo de 15 min y mantenerlos conscientes. Este tiempo se considera el suficiente para que el piloto descienda el avión a la altitud adecuada ( $\leq 2400$  m) donde la presión atmosférica permita respirar sin aporte extra de oxígeno. Por ende, las rutas de aviones comerciales evitan atravesar zonas montañosas que superen la altitud mínima de seguridad a la que habría que descender en caso de despresurización, como es el caso de la meseta del Tíbet (4900 m de altitud media y 8849 m de altitud máxima en el monte del Everest).

Los aviones disponen también de otros sistemas de oxígeno de emergencia: -botellas portátiles, para proporcionar oxígeno a los tripulantes de cabina y pasajeros con urgencias médicas, y -botellas integradas en la cabina de mando, para piloto y copiloto.

### ¿De dónde sale el oxígeno de emergencia?

El oxígeno que llega a las mascarillas procede de generadores químicos sólidos de oxígeno (Fig. 4), que contienen clorato de sodio (80 %  $\text{NaClO}_3$ ), mezclado con otros reactivos, como perclorato de potasio (1 %  $\text{KClO}_4$ ); hierro en polvo (10 % Fe), peróxido de bario (4 %  $\text{BaO}_2$ ) y aglutinantes; fibra de vidrio y lana de acero (5 %).<sup>[2]</sup>

Inicialmente, como proveedor de oxígeno se empleó clorato de potasio, pero al ser muy higroscópico dificultaba la ignición, por lo que fue sustituido por clorato de sodio, que además presenta mayor porcentaje en masa de oxígeno y menor temperatura de fusión

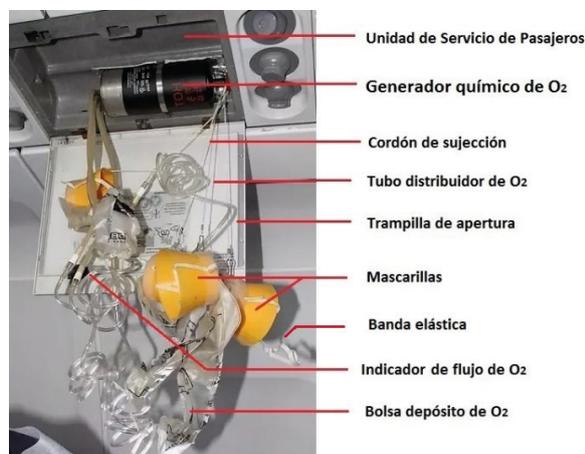
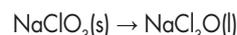


Figura 4. Componentes del sistema de suministro de oxígeno de emergencia en los aviones.

Para que se inicie la generación de oxígeno, previamente es necesario tirar del cordón de sujeción de las mascarillas, que se encuentra conectado a un sistema (mecánico o eléctrico).<sup>[3]</sup> Esta acción (impacto, fricción, calor) suministra la energía necesaria para la detonación de una cápsula fulminante que contiene una mezcla iniciadora formada por explosivos primarios, p. ej. estifnato de plomo con tetrazeno explosivo.

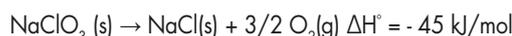
Como resultado de esta pequeña detonación, se desprende la suficiente energía térmica para iniciar la descomposición del clorato de sodio y, a través de una serie de procesos, la generación de oxígeno respirable.

La primera transformación, cuando la temperatura alcanza unos 250 °C, es la fusión del clorato de sodio:



Al seguir aumentando la temperatura, y alcanzar sobre 450 °C, se inicia la descomposición térmica del clorato, formándose cloruro de sodio, como residuo sólido, y oxígeno gaseoso. Este es el oxígeno que sale del generador (Fig. 5) y llega por un tubo hasta la mascarilla para ser respirado por los pasajeros, con un ligero olor a quemado.

La reacción principal que tiene lugar en el interior del generador se puede representar por la ecuación global:<sup>[4]</sup>



El proceso no es directo, tienen lugar reacciones intermedias:

- descomposición del clorato de sodio en perclorato de sodio y cloruro de sodio:



- descomposición del perclorato de sodio:

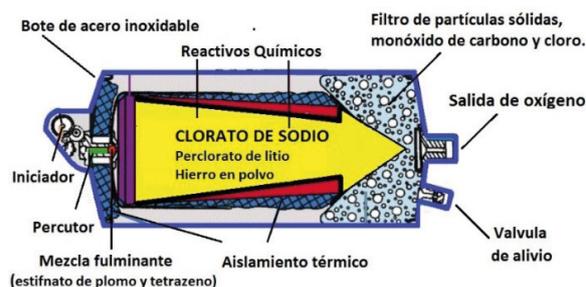
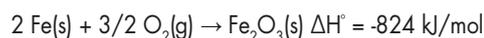


Figura 5. Diagrama de un generador químico sólido de oxígeno (COGS).

El calor generado en la descomposición del clorato es insuficiente para sostener la temperatura requerida para el proceso y conseguir una producción continua de oxígeno.<sup>[5]</sup> Para mantener activa la reacción y sea autosostenible, el clorato se mezcla con dos reactivos:

- hierro en polvo (tamaño de partícula  $\leq 100 \mu\text{m}$ ): que reacciona con una parte del oxígeno que se libera y desprende el calor necesario para que la reacción no se detenga y sea autosostenible,<sup>[6]</sup> pudiendo alcanzar temperaturas superiores a 600 °C. Como residuo, se forma óxido de hierro (III), producto que no es nocivo:



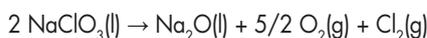
- óxido de cobalto ( $\text{Co}_3\text{O}_4$ ) o de otro metal de transición; con acción catalizadora, a la vez que reduce la temperatura de descomposición del clorato para liberar oxígeno.

El pequeño porcentaje de perclorato de potasio que se incluye en la mezcla del generador produce un efecto endotérmico: absorbe una parte del calor desprendido en la descomposición del  $\text{KClO}_3$ , lo que reduce la temperatura que alcanzan

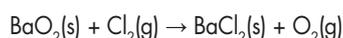
las paredes del recipiente y la del oxígeno respirable. Por otro lado, al descomponerse genera más oxígeno, compensando la pérdida debida a la combustión del hierro.

Con el objetivo de proteger al equipo periférico de las altas temperaturas que se producen en el interior del generador, el recipiente metálico está envuelto con un aislante térmico. De esta forma no se llega a superar los 150 °C.<sup>[7]</sup>

Como producto secundario, en la descomposición del clorato de sodio, se forman pequeñas cantidades de cloro:



Dado que el cloro es un gas muy tóxico en pequeñas cantidades (máximo permitido en el aire: 0,001 mg/L), para absorberlo y purificar el oxígeno, al clorato se le añade peróxido de bario ( $\text{BaO}_2$ ):<sup>[8]</sup>



Todos los componentes químicos de la mezcla del COGs, se encuentran formando un aglomerado con fibra de vidrio, que estabiliza la velocidad de la reacción de descomposición del clorato de sodio. Una vez iniciado el proceso, ya no se puede detener hasta que finalice en unos 15 min, tiempo suficiente para que el piloto descienda a una altitud que permita respirar sin la máscara.

Teniendo en cuenta que la generación de oxígeno es proporcional al área de la sección transversal del cilindro y, por tanto, a su diámetro, la cantidad de oxígeno generado está regulada por la geometría del depósito interno que contiene los reactivos. Por esta razón, es más ancho por un extremo, cuando se necesita más oxígeno para respirar por estar a mayor altura, y más estrecho a la salida, cuando el avión ya tendría que haber descendido a una altitud segura, donde el aire es respirable.

En el caso de una emergencia producida por un incendio en la cabina, las máscaras no se despliegan automáticamente porque el oxígeno que generan podría acelerar el fuego. En estas situaciones, los auxiliares de vuelo disponen de un equipo respiratorio de protección (PBE), formado por una máscara facial, o campana personal, que protege del humo y gases nocivos, con suministro de oxígeno comprimido durante 15 min, tiempo estimado como suficiente para solucionar la emergencia.

### Experimentación: Generación de oxígeno en el laboratorio

En el laboratorio se puede reproducir fácilmente la reacción que se produce en el interior de un generador químico de oxígeno. En lugar de  $\text{NaClO}_3$ , se utiliza el  $\text{KClO}_3$  como precursor de oxígeno, el comportamiento químico es semejante. Si bien, desde 2021 está prohibida la venta de cloratos a particulares,<sup>[9]</sup> es posible adquirirlo para laboratorios didácticos. Para comprobar la producción de oxígeno, se utiliza un trozo de golosina que contenga azúcares simples (glucosa y/o fructosa).

#### Objetivos didácticos

- Identificar la reacción de descomposición como un proceso redox y definir los cambios en los números de oxidación.
- Diferenciar entre combustibles y comburentes.
- Analizar la influencia de la concentración del oxígeno en la cinética de la reacción.
- Comprobar el alto contenido energético que contienen las golosinas, concienciando a los estudiantes sobre la mode-

ración en su consumo, cuyo exceso puede causar problemas de salud.

#### Materiales y reactivos

Tubo de ensayo de borosilicato (20 cm x 2,5 cm), espátula, mechero Bunsen, clorato de potasio, golosina (malvavisco, gominola, etc.).

#### Procedimiento experimental

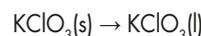
- Con una espátula, introducir una pequeña cantidad de clorato de potasio puro ( $\leq 3$  g) en un tubo de ensayo seco y bien limpio.
- Calentar con el mechero, de forma uniforme, la base del tubo. Utilizar pinzas, guantes y gafas de seguridad o protector facial.
- Continuar calentando el tubo, alrededor de la superficie que contiene el clorato hasta fundirlo totalmente, cambio de estado que requiere de poco tiempo.
- Apagar el mechero, introducir el trozo de la golosina hasta el fondo del tubo (Fig. 6) para que reaccione con el oxígeno liberado. Agitar el tubo suavemente para mantener la combustión.
- Al finalizar la reacción, dejar enfriar el tubo en un lugar seguro y a temperatura ambiente. Limpiarlo y retirar el residuo formado (KCl). Como no es tóxico, se puede verter al cubo de basura general o al fregadero del laboratorio, disuelto en agua.



Figura. 6. Combustión sorprendente de una golosina con clorato de potasio (Feria Madrid por la Ciencia).

#### Discusión y resultados

Cuando el clorato de potasio se calienta y alcanza el punto de fusión (356 °C), se inicia el cambio de estado de sólido a líquido:

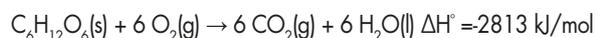


Alcanzado el punto de ebullición (400 °C), se produce la descomposición térmica, liberándose oxígeno gaseoso, según la ecuación global:<sup>[10]</sup>



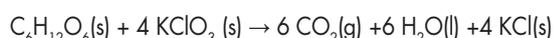
En esta reacción redox, el oxígeno del clorato se oxida de  $O^{2-}$  a oxígeno elemental  $O_2$ , lo que explica que actúe como un fuerte oxidante. A la vez, el cloro se reduce de  $Cl^{+5}$  a  $Cl^{-1}$ .

Al introducir la golosina, que actúa como sustancia reductora, debido a la alta concentración del comburente  $O_2$  (oxidante), se produce la fulgurante oxidación del azúcar ( $C_6H_{12}O_6$ ) que contiene, según la ecuación:



El calor desprendido favorece la descomposición térmica del clorato de potasio, a la vez que mantiene la combustión. La llama de color violeta que se observa indica la presencia de iones  $K^+$ .

El proceso global se caracteriza por la liberación de energía química en diferentes formas: -energía térmica, es un proceso muy exotérmico, -energía luminosa, con un color morado debido al ion potasio que contiene el clorato, y -energía sonora, causante del estrépito producido por la rapidez con la que se desprenden los gases:



Si la golosina se quema exclusivamente con el oxígeno del aire (21 %V), la cantidad total de energía desprendida en la combustión será la misma que al reaccionar con una elevada concentración de oxígeno, pero a menor velocidad. Por el contrario, si se añade un catalizador ( $MnO_2$ ), el oxígeno se liberará más rápidamente, y al aumentar su concentración en el tubo, la velocidad de la combustión aumentará.

### Otras consideraciones

Es recomendable que la experiencia sea realizada personalmente por el docente o, si lo considera, bajo supervisión directa y cumpliendo las normas de seguridad indicadas. Es adaptable a diferentes niveles preuniversitarios, con el grado de profundidad que se considere adecuado, teniendo en cuenta los currículos correspondientes. Así, p. ej., en bachillerato es más factible analizar los procesos redox a partir de los cambios en los estados de oxidación.

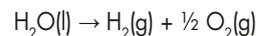
### El oxígeno en las cosmonaves

Los generadores químicos sólidos de oxígeno no solo están presentes en los aviones, también son imprescindibles en espacios herméticos (anaeróbicos) donde se necesite oxígeno en caso de emergencia, como en el espacio, a miles de kilómetros de la Tierra (cosmonaves) o bajo el agua, a cientos de metros de la superficie (submarinos). Por ejemplo, la Estación Espacial Internacional (ISS) dispone de este tipo de generadores, basados en una reacción de descomposición semejante a los utilizados en los aviones comerciales. Utilizan perclorato de litio ( $LiClO_4$ ),<sup>[11]</sup> reactivo que libera mayor porcentaje de su masa en oxígeno (60 %) que el clorato de sodio (45 %), lo que permite a los miembros de la tripulación respirar durante varias horas. El  $LiClO_4$  se descompone, sobre 420 °C, produciendo cloruro de litio y oxígeno:

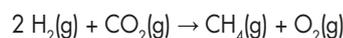


En el interior de la ISS, que orbita a unos 400 km de la Tierra, la composición del aire y la presión (entre 724-770 mmHg) son semejantes a la del nivel del mar. De esta forma, los astronautas puedan permanecer varios meses sin problemas relacionados con la altitud. El oxígeno que respiran se

obtiene de un sistema (Oxygen Generation Assembly: OGA),<sup>[12]</sup> basado en la electrólisis del agua a partir de la electricidad generada por paneles solares, descomponiéndola en oxígeno e hidrógeno.



El hidrógeno generado se expulsa al espacio o se combina con el dióxido de carbono exhalado para generar oxígeno:



En el caso de los aviones comerciales, el  $CO_2$  que emiten los pasajeros en la cabina no es un problema: los sistemas de ventilación renuevan totalmente el aire, en unos 3 min. El aire nuevo penetra a través de la parte superior de la cabina y ocupa alrededor del 60 % del aire interior. El porcentaje restante recircula y se purifica con unos filtros HEPA (High Efficiency Particulate Air), semejantes a los filtros de los quirófanos, que capturan hasta el 99,9 % de virus y bacterias. La cabina del avión dispone de válvulas, cerca de la cola, que dejan salir aire al exterior para regular la calidad y presión del aire del interior.

Sin embargo, en espacios confinados y sin posibilidad de renovación del aire, tan importante es suministrar un flujo constante de oxígeno, como disponer con un sistema para purificar el aire que retire el  $CO_2$  exhalado y los tripulantes no se mareen ni desmayen cuando supere ciertos niveles.

Seguidamente, se muestran algunos sistemas utilizados para la captura del dióxido de carbono que exhalan los astronautas durante sus misiones en el espacio.

### ¿Cómo se elimina el exceso de $CO_2$ exhalado por los astronautas en la Estación Espacial Internacional?

En el S. XVI, el médico y alquimista Paracelso escribió: *dosis sola facit venenum* (la dosis hace el veneno). Esto se podría aplicar al  $CO_2$ , una sustancia no tóxica y necesaria para la vida en la Tierra. El aire que respiramos contiene sobre el 0,04 % en volumen (400 ppm). Por encima del 1 %, y dependiendo del tiempo de exposición, es nocivo para la salud, pudiendo provocar somnolencia, mareo, náuseas, dificultad respiratoria y pérdida de conocimiento. A niveles superiores al 8 % en el aire, se considera letal su respiración.

En la ISS, el dióxido de carbono que exhalan los tripulantes se retira del aire al pasar por un sistema (CDRA) con filtros reutilizables de zeolita,<sup>[13]</sup> que actúa como tamiz molecular, adsorbiendo el  $CO_2$  sobre la superficie del lecho. Una vez que el lecho se ha saturado, se despresuriza para liberar el gas al espacio, mientras otro filtro de reserva entra en funcionamiento.

Otro sistema de retirar el  $CO_2$  expirado por los astronautas, es mediante la carbonatación con una base fuerte ( $LiOH$ ). Este es el que emplea el sistema portátil de soporte vital (Portable Life Support System: PLSS); la mochila conectada al traje espacial que se ponen los astronautas para realizar actividades extravehiculares (EVA) durante los paseos espaciales (Fig. 7).<sup>[14]</sup>

En la reacción con  $LiOH$ , se forma carbonato de litio y agua:



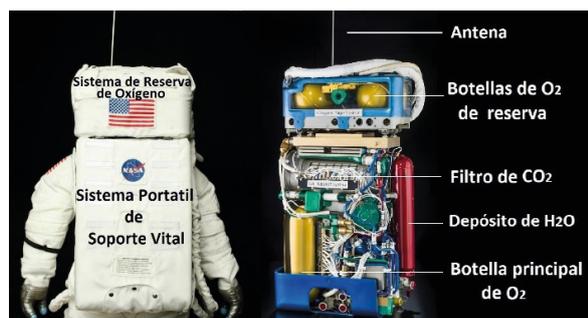
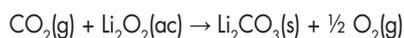


Figura 7. Mochila de astronauta con soporte vital para caminatas espaciales (Smithsonian National Air and Space Museum).

De la estequiometría de la reacción, se deduce que cada gramo de LiOH anhidro captura 0,918 g de CO<sub>2</sub> (513 mL, suponiendo gas ideal a 1 atm y 27 °C). Para absorber todo el CO<sub>2</sub> que exhala una persona en reposo en un día sería suficiente con 0,6 Kg de LiOH, pero debido a las actividades físicas que realizan los astronautas requieren de cantidades superiores (2 kg).<sup>[15]</sup>

El peróxido de litio (Li<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), también se utiliza para capturar CO<sub>2</sub>, con la ventaja de liberar oxígeno durante el proceso:



Para que los astronautas puedan respirar al realizar sus operaciones extravehiculares, el sistema PLSS contiene botellas de oxígeno. Si fallase el suministro primario, existe otro secundario de emergencia (Oxygen Purge System: OPS), situado sobre el primario, que proporciona una reserva extra de oxígeno en caso necesario.

A nivel global, la gran cantidad de CO<sub>2</sub> vertido a la atmósfera, por las industrias y centrales eléctricas que utilizan combustibles fósiles, es nocivo para el medio ambiente por ser un gas de efecto invernadero, que afecta al clima y a la temperatura del planeta. Precisamente, la extracción directa del CO<sub>2</sub> de la atmósfera mediante la reacción con LiOH es una de las alternativas que se están investigando para reducir sus niveles y cumplir con los objetivos de la Cumbre del Clima (COP26).

### Experimentación: Captura del CO<sub>2</sub> en el laboratorio

Esta experiencia muestra un procedimiento sencillo para capturar el CO<sub>2</sub> del aire. Para ello, se hace reaccionar el CO<sub>2</sub> con una disolución de hidróxido de sodio (sosa cáustica), un reactivo habitual en laboratorios y, utilizado como desatascador de fregaderos, en los hogares. Al igual que el hidróxido de potasio, es una base fuerte y corrosiva. Como fuente de CO<sub>2</sub> se utiliza el que encuentra disuelto a presión en un agua mineral natural con gas y se libera al abrir la botella. También se puede utilizar el gas liberado por una pastilla efervescente al disolverse en agua.

### Objetivos didácticos

- Identificar una reacción de captura de gas a partir de la disminución de presión que se origina.
- Verificar que en el proceso se cumple la ley de conservación de la masa, aunque el volumen cambie.
- Reconocer la importancia de la química en proteger la calidad del aire respirable, en ambientes herméticos y en medios naturales, mediante sistemas de captura de contaminantes.

### Reactivos y materiales

Agua con gas, hidróxido de sodio, botella de plástico de 500 mL, guantes de vinilo, balanza de laboratorio.

### Procedimiento experimental

- Añadir 200 mL de agua con gas a una botella de plástico de medio litro de capacidad y removerla (sin tapar) para que el interior se llene de CO<sub>2</sub> y desplace el aire al exterior.
- Utilizando guantes de laboratorio, introducir en la botella unos 10 g de NaOH.
- Cerrar herméticamente la botella con el tapón y, para favorecer el contacto entre los reactivos, agitarla energicamente durante unos 3 minutos (Fig. 7).

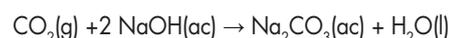
### Discusión y resultados

Como consecuencia de la captura del gas CO<sub>2</sub> por el NaOH, disminuye la presión del interior de la botella y se aplasta (Figura 8).



Figura 8. Efecto de la captura del CO<sub>2</sub> desprendido por un agua mineral con gas.

Entre los productos de la reacción se encuentra el carbonato de sodio, sustancia inocua para el medio ambiente y una de las materias primas más sintetizadas y utilizadas en la industria química y alimentaria:



Mediante una balanza se puede comprobar que, aunque el volumen de la botella disminuya, la masa no cambia: es la misma al inicio, durante y al final de la reacción.

### Otras consideraciones

Teniendo en cuenta que el procedimiento es muy sencillo y los contenidos son de química básica, la experiencia puede ser realizada tanto en ESO como en Bachillerato, siempre bajo la supervisión del profesor y con las medidas de seguridad adecuadas.

### Conclusiones

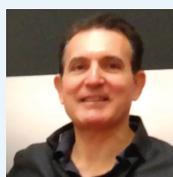
Gracias a la química, se han desarrollado sistemas para suministrar oxígeno de emergencia, y capturar el dióxido de carbono exhalado, que han permitido al ser humano viajar en espacios confinados y explorar espacios anaeróbicos. Desde el punto de vista didáctico, el análisis de estos sistemas es un recurso que favorece la adquisición de la competencia clave en ciencia, a partir de la descripción de reacciones químicas de interés y de la valoración positiva de las implicaciones e importancia que tiene la química en la tecnología, la sociedad

y el medioambiente. La incorporación de experiencias de laboratorio rompe la brecha teoría-práctica y mejora la comprensión de contenidos que forman parte de los actuales currículos en diferentes niveles preuniversitarios. Para conseguir estos fines, corresponde a la Consejería de Educación correspondiente implantar de forma ordinaria los desdobles de laboratorio en Física y Química en todos los centros y niveles donde se imparta.

En palabras del Premio Nobel (2010) japonés Akira Suzuki, "el desinterés que muestran los jóvenes por la química es un problema muy serio". Para contrarrestar esta predisposición, es fundamental estimular su curiosidad por esta apasionante ciencia, esencial para el desarrollo de la sociedad. Ni las nuevas normativas ni los cambios constantes del currículo han conseguido transmitir la importancia y el atractivo de la química. Es el docente, con sus conocimientos, recursos y entusiasmo, el principal responsable de ilusionar e incentivar el deseo de aprender entre los estudiantes.

## Bibliografía

- [1] H. Young, R. Freedman. Física Universitaria. Adison-Wesley. **2009**, (1), 615.
- [2] W. H. Schechter, R.R. Miller, R. M. Bovard, C. B. Jackson. J. R. Pappenheimer. *Ind. Eng. Chem.* **1950**, 42, 11, 2348–2353. <https://doi.org/10.1021/ie50491a045>
- [3] Liu, Jg., Jin, Lz., Gao, N. et al. *Int. J. Miner. Metall. Mater.* **2019**, 26, 925–937. <https://doi.org/10.1007/s12613-019-1809-6>
- [4] J. Graf. NASA. Technical Reports Server. **2017**. <https://ntrs.nasa.gov/api/citations/20170002051/downloads/20170002051.pdf>
- [5] E. Shafirovich y col. *Combustion and Flame.* **2012**, (159) 420-426. <https://doi.org/10.1016/j.combustflame.2011.07.004>
- [6] V. N. Harwood. *Chemical Oxygen Generators for Business and Utility Aircraft.* SAE Transactions. **1971**, 80, 1494–1502. <http://www.jstor.org/stable/44651800>
- [7] Y.Kim. J. *Korean Soc. Aviat. Aeronau.* **2022**, 30, (2), 55-60. <https://doi.org/10.12985/ksaa.2022.30.2.055>
- [8] Y.C. Zhang y col. *Ind. Eng. Chem. Res.* **1993**, 32, (5), 966–969. <https://doi.org/10.1021/ie00017a028>
- [9] Diario Oficial de la Unión Europea, Reglamento (UE) 2019/ 1148 del Parlamento Europeo y del Consejo. **2019**. DOUE-L-2019-81155
- [10] H. Pouretedal, M. Ravanbod. *Central European Journal of Energetic Materials.* **2016**, 13, 505-525. doi:10.22211/cejem/64999
- [11] M. M. Markowitz y col. *Ind. Eng. Chem. Prod. Res. Dev.* **1964**, 3 (4): 321–330. doi:10.1021/i360012a016
- [12] K. Takada. *Advanced Oxygen Generation.* Centro Espacial Johnson de la NASA. **2022**. Podcast, 231. Consultado 1/11/2024. <https://www.nasa.gov/podcasts/houston-we-have-a-podcast/advanced-oxygen-generation/>
- [13] L.Shaw. *Recycling Water and Air.* Centro Espacial Johnson de la NASA. **2019**. Podcast, 105. Consultado 1/11/2024. <https://www.nasa.gov/podcasts/houston-we-have-a-podcast/recycling-water-and-air/>
- [14] C. Stuart. *How to Live in Space*, Smithsonian Books. **2018**, 59.
- [15] D. L. Malpica. *Ciencia y Poder Aéreo.* **2023**, 18(1), 6-24. <https://doi.org/10.18667/cienciaypoderaaereo.753>



**Fernando I. de Prada Pérez de Azpeitia**

*Grupo Especializado de Didáctica e Historia de la Física y la Química (RSEF y RSEQ)*

C-e: [fernando.pradaperez@educa.madrid.org](mailto:fernando.pradaperez@educa.madrid.org)  
ORCID: 0000-0002-4897-2082

Fernando de Prada, profesor de Física y Química en la Comunidad de Madrid y miembro del Grupo Especializado de Didáctica e Historia de la Física y Química (RSEQ/RSEF). Entre sus colaboraciones se encuentran diversas instituciones, entidades y empresas: Aula Mentor (MEFD), Centros de Formación del profesorado (CM) Grupo Editorial SM, Parque de Atracciones de Madrid, Real Sociedad Española de Química, Real Sociedad Española de Física y Museo Nacional del Prado. Participa de forma activa en eventos de divulgación científica: Feria Madrid es Ciencia, Ciencia en Acción, El Pati de la Ciència, ConCienciaarte, Jornadas de divulgadores de ciencia (DDD), etc.