

Spain



EXPLORACIÓN ESPACIAL
Primeros pasos en la Luna

EE-SB-04



Aprovecha la energía del agua

Cómo producir oxígeno
e hidrógeno en la Luna



En esta serie de tres actividades el alumnado aprenderá sobre electroquímica. En la primera actividad construirá una pila de Volta (una batería simple). Este invento marcó el comienzo de la electroquímica. A continuación se estudiará la electrólisis, la cual utiliza corriente eléctrica para descomponer el agua en los elementos que la conforman: hidrógeno y oxígeno. Estos elementos se pueden usar como propelente para naves espaciales y/o para suministrar oxígeno a la tripulación. En la última actividad el alumnado examinará y usará una célula de combustible.

SUMARIO

- 3** Datos básicos
- 4** Introducción
- 5** Resumen de las actividades
- 6** Actividad 1. Construye una batería
- 11** Actividad 2. Electrólisis del agua
- 15** Actividad 3. Célula de combustible
- 17** Fichas de trabajo para el alumnado
- 24** Anexos
- 27** Enlaces útiles

EE-SB-04

Aprovecha la energía del agua

Cómo producir oxígeno e hidrógeno en la Luna

1ª Edición. Julio 2019

Guía para el profesorado

Ciclo
Secundaria y bachillerato

Edita
Esero Spain, 2019 ©
Parque de las Ciencias. Granada

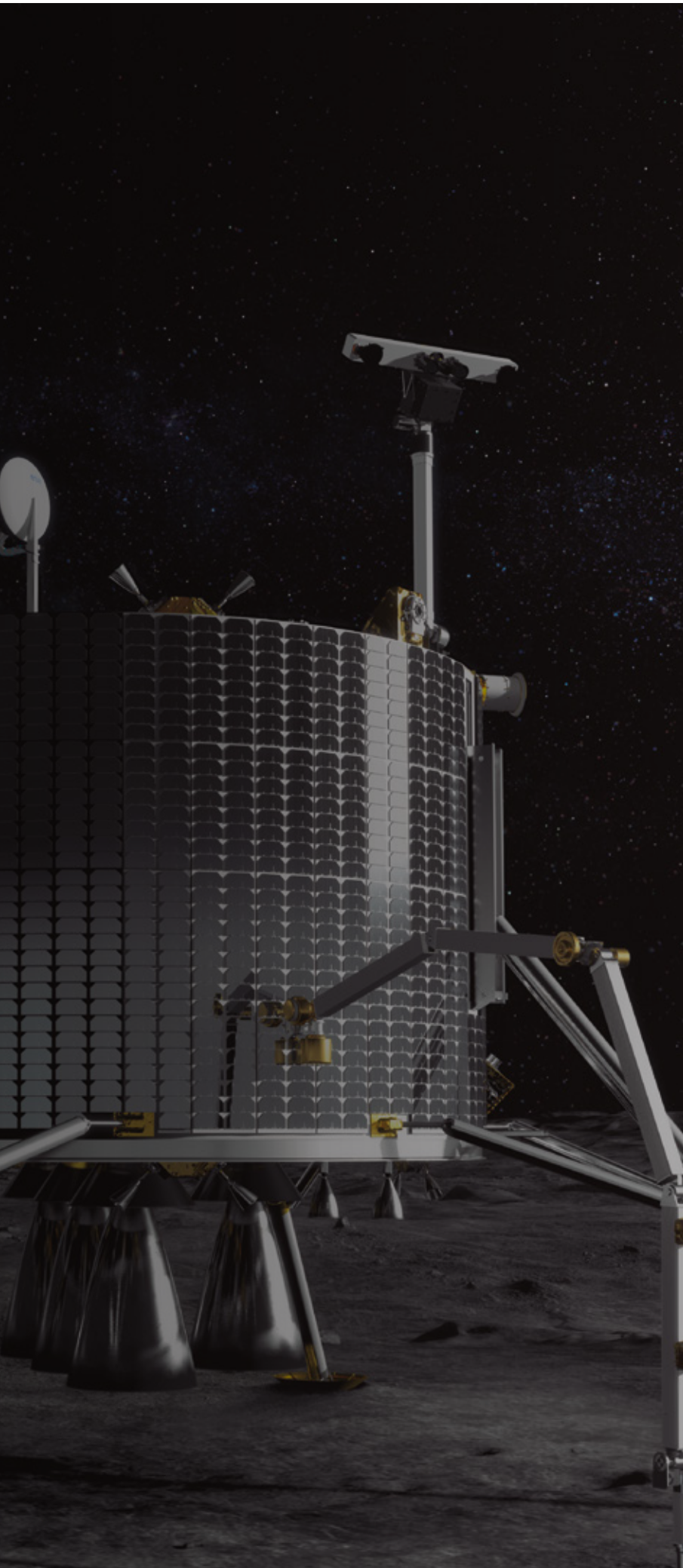
Traducción
Dulcinea Otero Piñeiro

Dirección
Parque de las Ciencias, Granada.

Créditos de la imagen de portada:
ESA

Créditos de la imagen de la colección:
RegoLight, visualisation:
Liquifer Systems Group, 2018

Basado en la idea original:
POWER FROM WATER
How to produce oxygen and hydrogen on the Moon
Una producción de ESA Education en colaboración con ESERO España
Colección "Teach with space". ESA kids



Objetivos didácticos



- Entender el funcionamiento de una pila.
- Realizar una actividad experimental para comprobar que ciertas reacciones químicas pueden crear electricidad.
- Realizar una actividad experimental para comprobar que la electricidad puede desencadenar ciertas reacciones químicas.
- Investigar la electrólisis del agua y sus aplicaciones.
- Estudiar las células de combustible y sus aplicaciones.
- Escribir ecuaciones ajustadas para reacciones químicas *redox*.
- Usar instrumentos de forma adecuada para realizar y registrar observaciones.



2 horas

Materia

Física y química

Intervalo de edades

De 14 a 16 años

Tipo de actividad

Actividad en laboratorio

Dificultad

Media

Coste

Medio (entre 5 y 25 euros) para las actividades 1 y 2 y alto (entre 50 y 100 euros) para la actividad 3

Lugar para realizar la actividad

El laboratorio

Términos clave

Química, física, Luna, electroquímica, pila de Volta, electrólisis, células de combustible

Incluye el empleo de

Placas de cinc y cobre

Aprovecha la energía del agua

Introducción

- La exploración humana de la Luna requiere recursos: agua, oxígeno, alimentos, materiales, combustible, etc. Llevarlo todo desde la Tierra resultaría poco eficiente y muy caro, así que las personas que diseñan las misiones están estudiando cómo utilizar los recursos que ya hay en la Luna. Uno de los recursos más importantes es el agua. Se han hallado indicios de que podría haber agua en algunas zonas lunares próximas a los polos. En una misión futura a la Luna esta agua podría usarse para producir hidrógeno y oxígeno que sirvieran como combustible y oxígeno para crear aire respirable para la tripulación.

En esta serie de actividades estudiaremos cómo almacenar energía en baterías y cómo generar oxígeno e hidrógeno a partir de agua. ¡Y para ello habrá que aprender electroquímica!

La electroquímica es la rama de la ciencia que estudia la relación entre la electricidad y la química. Ciertas reacciones químicas crean electricidad, como en el caso de las baterías. Lo contrario también es posible: la electricidad es capaz de desencadenar ciertas reacciones químicas que no ocurrirían de forma espontánea.

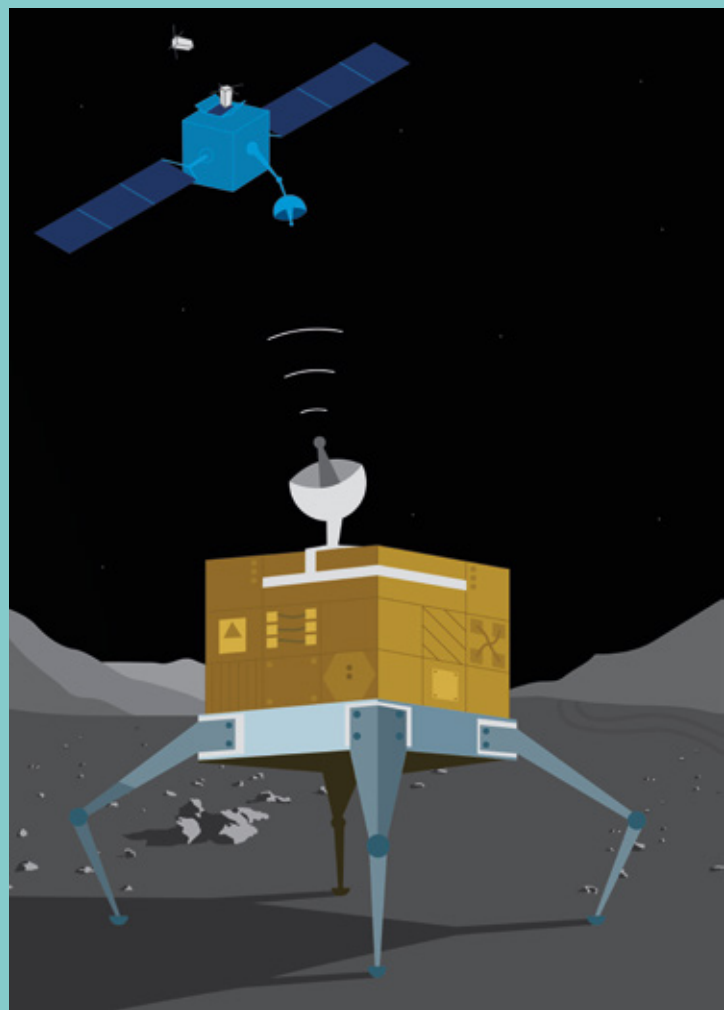
Este recurso didáctico guiará al alumnado a través de los principios y la historia de la electroquímica, desde la invención de la primera batería (la pila de Volta) hasta el empleo actual de las células de combustible.

Con este recurso didáctico el alumnado construirá los siguientes aparatos:

1. **Una pila:** Un dispositivo que genera electricidad a partir de reacciones químicas.
2. **Un electrolizador:** Un dispositivo que usa la electricidad para desencadenar ciertas reacciones químicas. En este caso trabajaremos con la electrólisis del agua y descompondremos los enlaces que mantienen unidos los elementos que componen las moléculas de agua.
3. **Una célula de combustible:** Un dispositivo que produce electricidad y calor a partir de una reacción química. ●



Ciertas reacciones químicas crean electricidad, como en el caso de las baterías



Arriba: Utilización del recurso *in situ* (ESA-K. Oldenburg).

...

Derecha: Mapa del polo sur lunar donde podría haber hielo de agua estable enterrado en el primer metro de suelo (azul oscuro) y en la superficie (azul claro).



ACTIVIDADES

01

CONSTRUYE UNA BATERÍA

Descripción

Construir una pila de Volta.

Resultado

Introducción a la electroquímica; aprender cómo funciona una pila.

Requisitos

Ninguno

Tiempo

45 minutos



ACTIVIDADES

02

LA ELECTRÓLISIS DEL AGUA

Descripción

Construir un electrolizador y realizar electrólisis del agua.

Resultado

Conocer la electrólisis del agua y sus aplicaciones.

Requisitos

Haber realizado la actividad 1

Tiempo

45 minutos



ACTIVIDADES

03

CÉLULA COMBUSTIBLE

Descripción

Estudiar una célula de combustible

Resultado

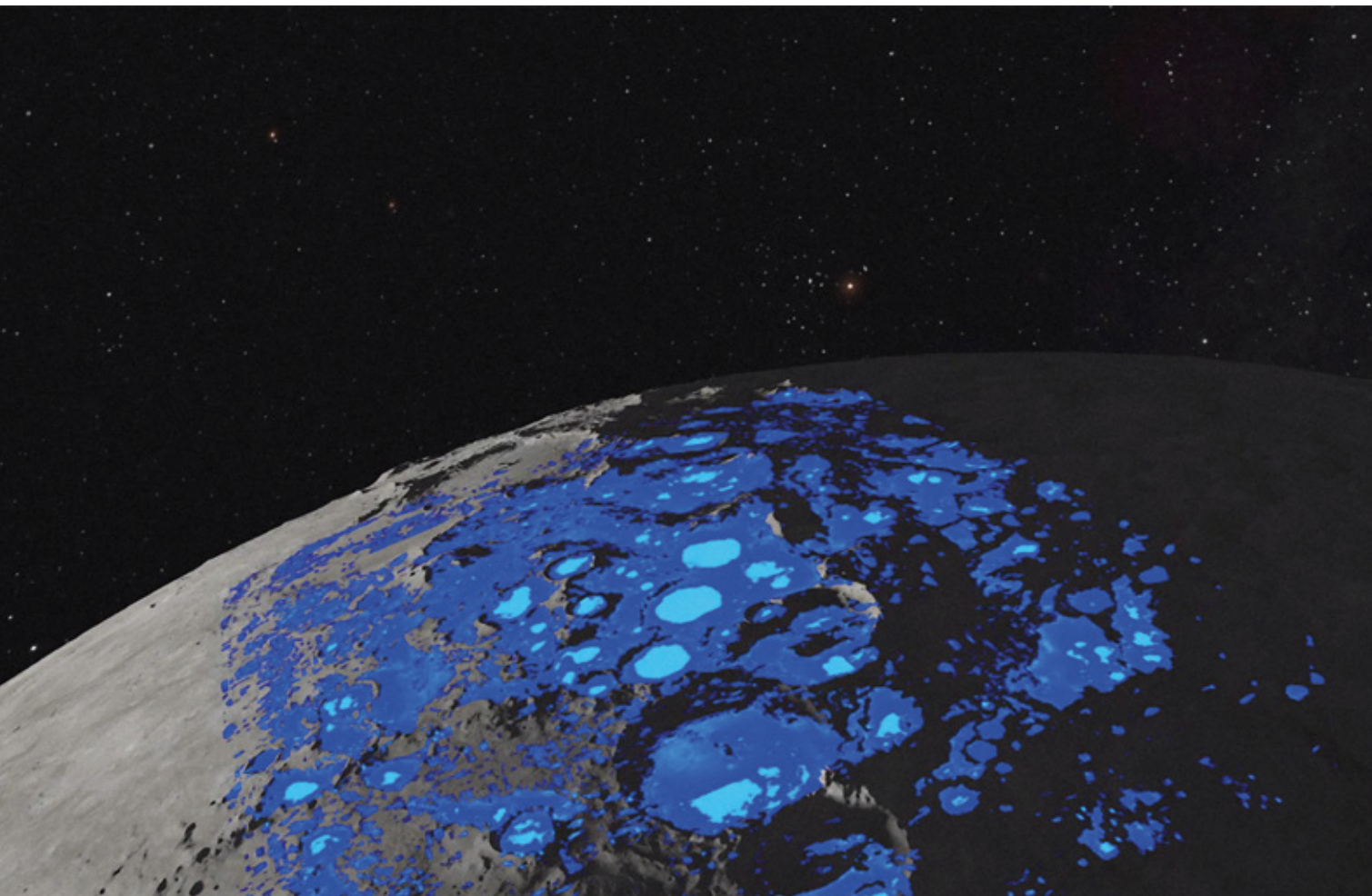
Aprender sobre células de combustible y sus aplicaciones.

Requisitos

Haber realizado la actividad 2

Tiempo

30 minutos



ACTIVIDAD 1

Construye una batería

La pila de Volta fue la primera batería que se inventó y fue obra de Alessandro Volta en 1799. Las baterías generan electricidad a partir de reacciones químicas, y la invención de la pila de Volta marcó el comienzo de la electroquímica.

Las pilas suelen utilizarse en naves espaciales para almacenar y distribuir electricidad (energía). Las pilas tradicionales portan en su interior toda su energía utilizable y solo pueden descargarse. Las baterías que se emplean en misiones espaciales suelen ser recargables. Se pueden recargar con energía procedente de otras fuentes, por ejemplo, con energía solar. Las baterías son cruciales porque suministran electricidad durante periodos en los que no hay acceso a otras fuentes de energía (por ejemplo, cuando la nave no está expuesta directamente a la luz del Sol).

En esta actividad el alumnado construirá una pila de Volta, una batería simple, a partir de placas metálicas, un paño de cocina y vinagre. La pila de Volta utiliza una reacción química espontánea para generar electricidad.



45 min.

Ejercicios

1

MATERIAL NECESARIO

- 6 placas de cinc (por grupo)
- 6 placas de cobre (por grupo)
- 1 paño de cocina (por grupo)
- Tijeras
- Vinagre
- Papel de lija
- 2 gomillas elásticas
- Cables de conexión con pinzas de cocodrilo
- Multímetro
- Pilas AA (opcional)

SEGURIDAD

Las pilas de Volta no deben dejarse conectadas dentro de un recipiente cerrado o una habitación mal ventilada



EJERCICIO

Empieza introduciendo el concepto de electroquímica y la definición de diferencia de potencial eléctrico.

Construcción de una célula de Volta

Divide la clase en grupos de 3 o 4 estudiantes, quienes deberán seguir las instrucciones 1 y 2 de la ficha de trabajo para montar una célula de Volta simple. Tras montar la célula deberían conectar un multímetro y medir la diferencia de potencial eléctrico.

Pídeles que expliquen por qué hay una diferencia de potencial eléctrico y qué función realiza cada capa en la célula de Volta. Píde al alumnado que anote las ecuaciones iónicas de las reacciones que se producen en la célula de Volta. Pídeles que respondan las preguntas 4 a 7 de la ficha de trabajo.

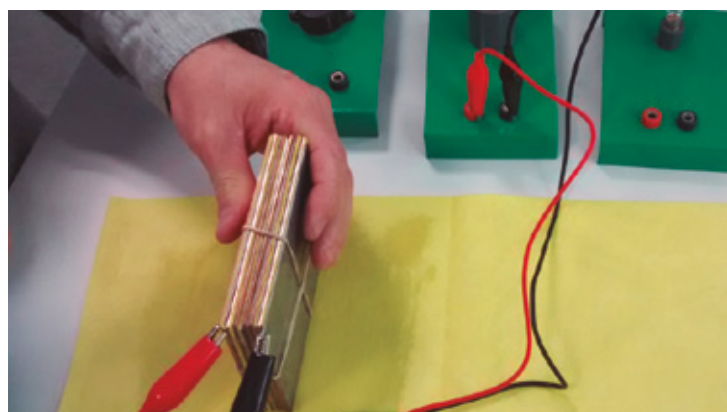
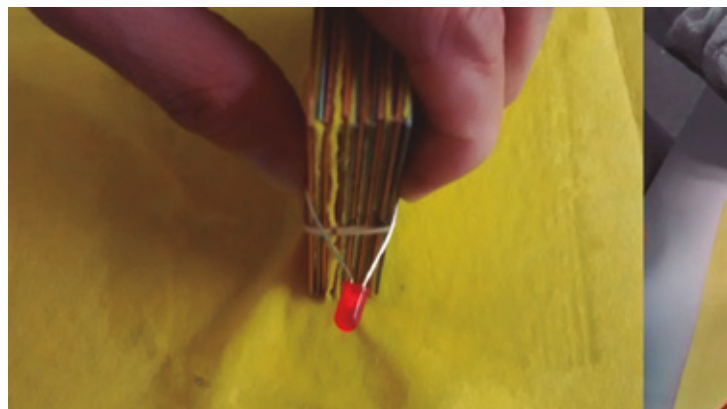
Construcción de una pila de Volta

Ahora el alumnado deberá apilar varias células de Volta para obtener una pila de Volta. Deberán medir la diferencia de potencial eléctrico de la pila una vez por minuto durante 10 minutos y anotar los resultados obtenidos en la tabla 1 de la ficha de trabajo. Entre cada medición deberán responder las preguntas relacionadas de las fichas de trabajo.

Píde al alumnado que exprese la diferencia de potencial eléctrico de la pila de Volta como una función de tiempo. Deberían darse cuenta de que la diferencia de potencial eléctrico decrece con el tiempo. Pídeles que reflexionen sobre lo que está sucediendo.

Para comprobar que la pila de Volta genera corriente se puede utilizar para encender una bombilla LED o para hacer funcionar un motor, tal como se ve en la figura 2, y averiguar durante cuánto tiempo es capaz la pila de Volta de alimentar el actuador.

Píde al alumnado que compare su pila de Volta con una batería AA convencional. Explica cómo funciona una pila convencional y cuáles son las limitaciones de la pila de Volta. Si queda tiempo, pide al alumnado que conecte la batería y la pila de Volta a diferentes dispositivos eléctricos y que mida la corriente que pasa por el circuito.



Encender una bombilla LED usando una pila de Volta (arriba) y accionar un motor con una pila de Volta (abajo).

RESULTADOS

Estas son las respuestas de la actividad 1 de la ficha de trabajo:

3 A partir de una célula de Volta debería obtenerse en torno a 1 V

4 La ecuación iónica neta es:



Las semirreacciones *redox* para las dos medias células son:

OXIDACIÓN (ánodo): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Zn | Zn²⁺ | 2H⁺ | H₂ | Cu
(OXIDACIÓN) | (REDUCCIÓN)

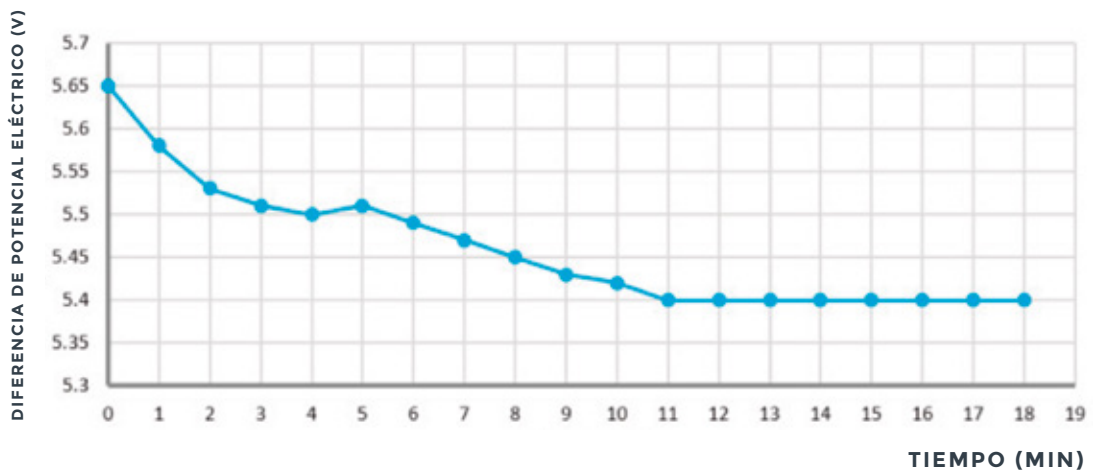
(Notación de cadena electroquímica)

REDUCCIÓN (cátodo): $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

La placa de metal de cobre solo sirve como conductor metálico noble «químicamente inerte» para el transporte de electrones dentro del circuito y no participa químicamente en la reacción. La placa de cobre podría sustituirse por cualquier metal que sea buen conductor.

- 5** El cinc se oxida y libera electrones (ánodo). El hidrógeno (hidronio = H_3O^+) se reduce y gana electrones (cátodo).
- 6** En la superficie de la placa se acumula una capa de óxido (lo que confiere al metal un aspecto deslustrado) que reduce la superficie útil para el intercambio iónico. La lija servirá para retirar la capa de óxido.
- 7** El vinagre es un electrolito. Permite el intercambio de iones entre las placas y reduce la diferencia de potencial eléctrico. Todos los ácidos, como el vinagre, liberan iones H^+ que son necesarios para la reacción. Hasta el agua libera iones H^+ , solo que en cantidades muy bajas. Si se añade sal o un ácido aumenta la conductividad. Podría usarse cualquier sustancia que actúe como electrolito (sal o ácido).
- 10** Ejemplo del resultado obtenido con una pila de Volta formada por seis células de Volta.

DIFERENCIA DE POTENCIAL ELÉCTRICO EXPRESADA
COMO UNA FUNCIÓN DE TIEMPO



- 11** El voltaje cae con el tiempo porque aumenta la resistencia interna de la pila. La superficie de cinc se oxida, lo que hace que el área en la que se produce la reacción se reduzca. El vinagre (y otros ácidos) también causan oxidación. Además en la pila de Volta se acumulan burbujas de hidrógeno sobre la superficie de cobre (polarización). Las pilas comerciales usan materiales muy diferentes que se oxidan mucho menos que el cinc. Algunos tipos de baterías usan una sustancia que elimina el hidrógeno acumulado y lo vierte al aire. Por eso las pilas comerciales funcionan durante mucho más tiempo.
- 12** Una pila AA suele tener una diferencia de potencial eléctrico de 1.5 V a menos que el fabricante especifique otra cosa. En nuestro ejemplo conseguimos 1 V de una célula de Volta y conseguimos 5.5 V con la pila de Volta (seis células de Volta). Cuando aumentamos la cantidad de células, aumentamos la superficie de contacto total para el intercambio iónico. Lo que limita la corriente de salida es la resistencia interna (que es alta).
- 13** Las baterías serían útiles para la exploración lunar como sistema para almacenar energía. Las baterías que se usan en las misiones espaciales suelen ser recargables con otras fuentes, por ejemplo, con energía solar. Las baterías son cruciales porque suministran electricidad durante periodos en los que hay acceso a ninguna otra fuente de energía (por ejemplo, cuando no se recibe luz directa del Sol). Llevar baterías no recargables como única fuente de energía sería pesado, ineficiente e insostenible.

ACTIVIDAD 2

Electrólisis del agua

La electrólisis usa electricidad para provocar reacciones químicas que no ocurrirían de forma espontánea. En esta actividad el alumnado construirá un electrolizador: un instrumento que introduce una corriente eléctrica en un líquido usando dos electrodos. Usarán el dispositivo para la electrólisis del agua y para descubrir que se puede descomponer el agua en sus elementos constitutivos: oxígeno e hidrógeno.



45 min.

Ejercicios

1

MATERIAL NECESARIO

- Recipiente de plástico con tapadera (y dos orificios en ella, véase la preparación)
- 2 tubos de ensayo
- 2 chinchetas de acero
- 2 vasos de precipitados
- Cable de cobre
- Batería (opcional: una placa solar)
- 400 cm³ de agua destilada + 12 g de NaOH (en un 3% de disolución)
- Agua destilada
- Guantes

SEGURIDAD

Cuando se experimenta con gases hay que asegurarse de mantenerlos a una distancia segura y de usar cerillas largas o varillas de madera para evitar quemaduras.



A2

e1

PREPARACIÓN

Practica dos orificios pequeños en la base del recipiente de plástico y otros dos en la tapadera (del mismo diámetro que los tubos de ensayo), tal como se ve en la figura 5.



Preparación del recipiente para el electrolizador

EJERCICIO 1

Pide al alumnado que ajuste la ecuación global para el proceso de la electrólisis del agua. A continuación ayúdalos a escribir y entender las reacciones de oxidación y reducción.

La figura 6 ilustra el montaje para la electrólisis.

El alumnado deberá construir un electrolizador siguiendo las instrucciones del Anexo 1. Recuérdales que midan la duración del proceso de electrólisis para calcular más tarde el ritmo de producción de oxígeno. Pide a los estudiantes que respondan las preguntas 5 a 7 de la ficha de trabajo sobre el proceso de electrólisis.

Explica la relación que existe entre el experimento que acaban de realizar con la producción de oxígeno para misiones espaciales. Pide al alumnado que responda las preguntas 8 y 9 de la ficha de trabajo para averiguar si su electrolizador podría producir suficiente oxígeno para atender las necesidades de astronautas en la Luna.

Para ampliar el ejercicio, el alumnado podrá realizar el experimento con agua destilada, agua del grifo (que contiene sales) y agua con electrolito.

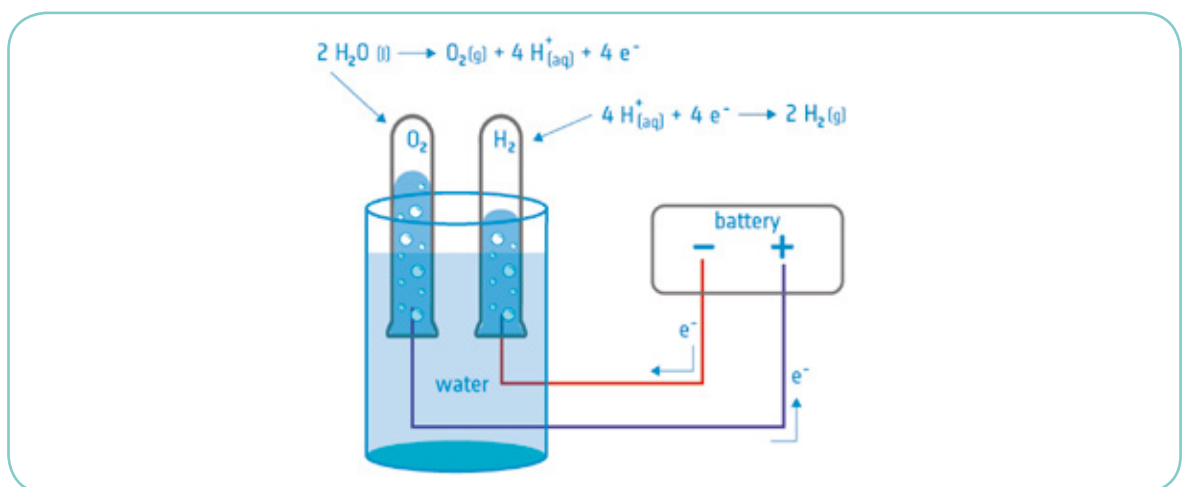


Ilustración del montaje y el proceso de la electrólisis

Identificación de los gases

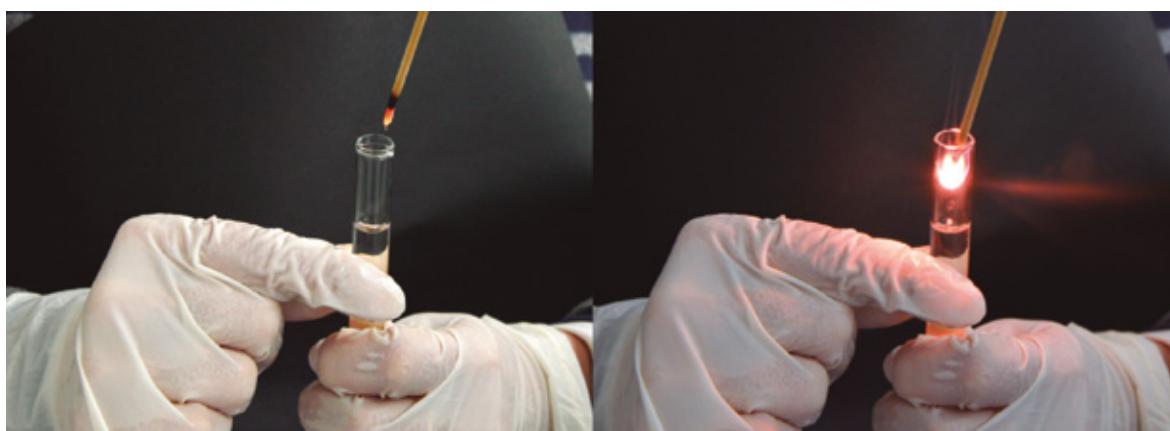
Este experimento se puede realizar como una demostración dentro del aula o lo puede ejecutar el propio alumnado. Antes de realizar el experimento pregunta a la clase si se les ocurre alguna idea para saber qué gas hay en cada tubo.

Experimento con el hidrógeno: Pon un dedo en la abertura del tubo de ensayo para impedir que salga el hidrógeno, pon el tubo en vertical y acerca una cerilla larga (o un mechero) a la boca del tubo. Debería oírse un pequeño chasquido que confirme que se trata de hidrógeno (el sonido indica una miniexplosión). La reacción $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ producirá una pequeña cantidad de agua en el fondo del tubo de ensayo.



Experimento con el hidrógeno con un mechero (izquierda) y formación de agua en el tubo de ensayo (derecha)

Experimento con el oxígeno: Pon un dedo en la boca del tubo de ensayo para impedir que salga el oxígeno, coloca en vertical el tubo de ensayo y acerca una varilla de madera recién apagada a la abertura del tubo. El oxígeno debería hacer que la varilla vuelva a prender.



Experimento para el oxígeno con una varilla recién apagada (izquierda). La varilla vuelve a prenderse al entrar en contacto con oxígeno puro (derecha)

RESULTADOS

Estas son las respuestas a las preguntas que figuran en la ficha de trabajo de la actividad 2:

- 1 La reacción íntegra de la electrólisis del agua es $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- 2 Oxidación en el ánodo:
 $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^-$
- 3 Reducción en el cátodo:
 $4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g})$
- 6 NaOH es un electrolito. La incorporación de un electrolito acelera la electrólisis porque incrementa la conductividad eléctrica del agua (es decir, reduce la resistencia a la electricidad). Puede usarse una sal, ácido o base como electrolito. Para el caso específico de la electrólisis del agua alcalina se usa como electrolito una base fuerte, como el hidróxido de sodio (o hidróxido de potasio), lo que evita los problemas de corrosión que causan los electrolitos ácidos (corrosión de electrodos metálicos).
- 7 La ecuación $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ da como producto dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno. Por eso se obtiene el doble de hidrógeno que de oxígeno.
- 8 El empleo de una pila de Volta de 6 células de Volta con una diferencia de potencial eléctrico de 6 V permite producir 3 ml de O_2 en 4 horas = 18 ml/día de oxígeno molecular (O_2).
- 9 Obtener 18 ml/día equivale a $1.8 \times 10^{-5} \text{ m}^3/\text{día}$. Se puede usar la ley de los gases ideales para calcular la cantidad de moles de O_2 y, a partir de ahí, su masa:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{101325 \text{ pa} \cdot 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3}{8.314 \frac{\text{m}^3 \cdot \text{pa}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 7.48 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M = 7.48 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0.0239 \text{ g}$$

Esto es lo mismo que $2.4 \times 10^{-5} \text{ kg}$ y, por tanto, solo proporciona:

$$\frac{2.4 \cdot 10^{-5} \text{ kg}}{0.84 \text{ kg}} \cdot 100\% = 0.0028\%$$

de la cantidad que necesita un astronauta al día.

- 10 Podríamos acelerar la producción aumentando la concentración de electrolito (en este caso la concentración de NaOH) o utilizando una batería más potente.
- 11 El oxígeno es vital para respirar en la Luna. El hidrógeno combinado con un oxidante (por ejemplo, oxígeno) se puede usar como fuente de combustible para propulsar la nave para ir a sitios del espacio más lejanos o para propulsar los todoterrenos de exploración de la superficie lunar y para ampliar la presencia humana allí. Acarrear hasta allí el oxígeno y el hidrógeno requeriría contenedores y gran cantidad de masa y volumen, lo que resultaría muy caro. Para lograr un puesto avanzado sostenible en la Luna habría que reciclar todo lo posible y transformar productos de desecho (como CO_2 , orina, sudor, restos de comida, residuos metabólicos, etc.) en O_2 y agua que pudieran volver a utilizarse. Para esto es para lo que están diseñados los sistemas de soporte vital, y en la Estación Espacial Internacional se están probando tecnologías para optimizar el reciclaje. Sin embargo, para que el reabastecimiento del puesto avanzado gane en independencia de la Tierra también habrá que aprender a fabricar en la Luna lo que necesitamos (utilización de recursos *in situ*).

ACTIVIDAD 3

Célula de combustible

En esta actividad el alumnado usará los productos obtenidos de la electrólisis del agua (H_2 y O_2) en una célula de combustible. Averiguarán cómo producen electricidad y calor las células de combustible a partir de una reacción química. El alumnado deberá reflexionar sobre las posibilidades y limitaciones de las células de combustible para la exploración lunar.

Este ejercicio se puede realizar o bien como una demostración dentro del aula o bien, si el tiempo lo permite, como una actividad práctica. Para este experimento se necesita una célula de combustible, que se puede adquirir por Internet.



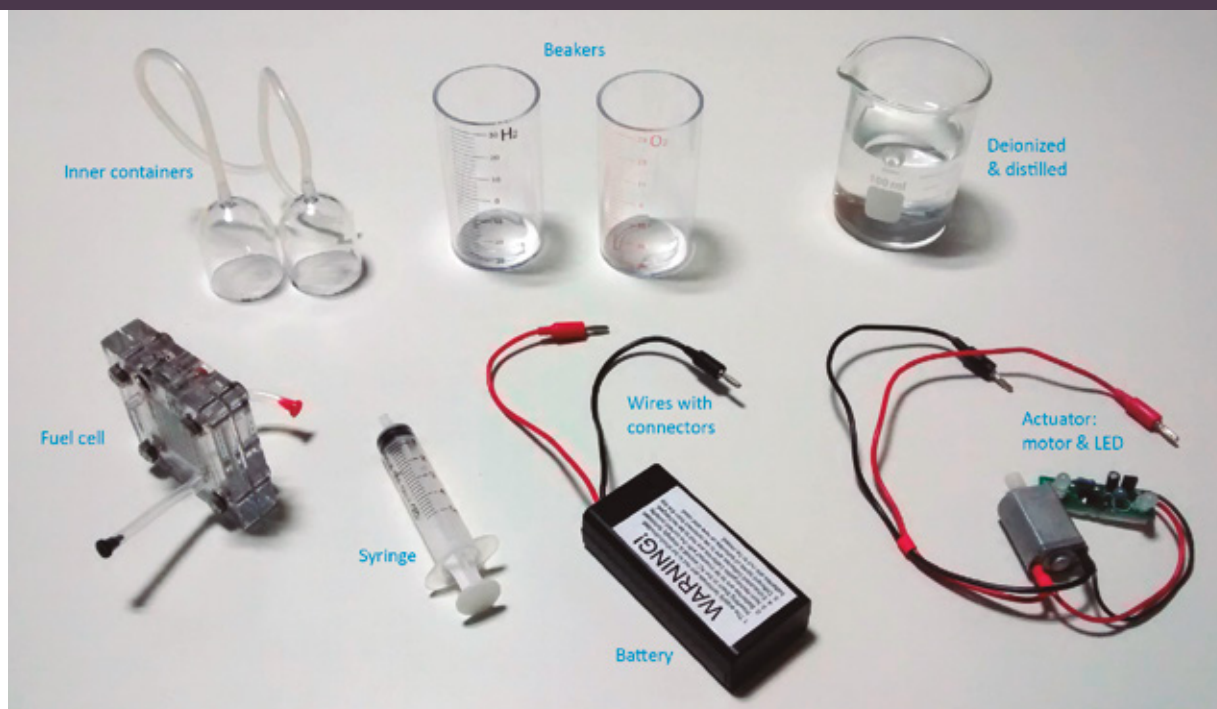
30 min.

Ejercicios

1

MATERIAL NECESARIO

- Una célula de combustible
- Una jeringuilla
- Agua desionizada y destilada
- Fuente de energía (batería, célula solar)
- Tubos y tapones de silicona
- Vasos de precipitados y contenedores interiores de 30 ml (véase el anexo 2)
- Cables con conectores
- Actuadores (motor, luces LED, vehículo, etc.)



EJERCICIO

Comienza explicando al alumnado qué son las células de combustible. Las células de combustible se basan en el conocimiento de la electrólisis del agua y la pila de Volta, y son perfectas para cerrar con ellas este recurso didáctico.

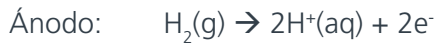
Pide al alumnado que siga las instrucciones del anexo 2 (o prepara el experimento de antemano para realizar una demostración en el aula). Pide al alumnado que responda las preguntas 1 a 5 de la ficha de trabajo y que anote las ventajas y limitaciones de las células de combustible.

RESULTADOS

- 1** Reacción íntegra en la célula de combustible:



- 2** Reacciones ánodo y cátodo



- 3** Si ya se dispone de oxígeno y de hidrógeno y se necesita poca energía para obtenerlos, entonces una célula de combustible representa una fuente de energía barata y limpia. No contamina: tan solo produce agua y energía. Esto la convierte en una posible solución para obtener energía limpia en la Tierra. Si es necesario producir H_2 y O_2 con electrólisis antes de poder usar la célula de combustible, o si el H_2 y el O_2 son recursos preciados y limitados, entonces las células de combustible tal vez no sean una solución óptima. Perderemos energía, puesto que se necesita otra fuente de energía previa para crear los componentes necesarios para la reacción. Sin embargo, si se combina la tecnología de las células de combustible con una fuente de energía renovable (como la energía solar), entonces se podrán usar células de combustible sin contaminar.
- 4** Tanto la pila de Volta como la electrólisis y las células de combustible son ejemplos prácticos de electroquímica. Una pila de Volta utiliza una reacción química para generar electricidad, la electrólisis del agua emplea electricidad para desencadenar una reacción química que de otro modo no ocurriría, y una célula de combustible invierte la reacción de la electrólisis y vuelve a producir electricidad a partir de los productos resultantes de la electrólisis.

ACTIVIDAD 1

Construye una batería

En 1799 Alessandro Volta, uno de los pioneros de la electricidad y la energía, inventó la primera batería: la «pila de Volta». Con su invento demostró que ciertas reacciones químicas producen electricidad. Sigue los siguientes pasos para construir una pila de Volta.

EJERCICIO 1

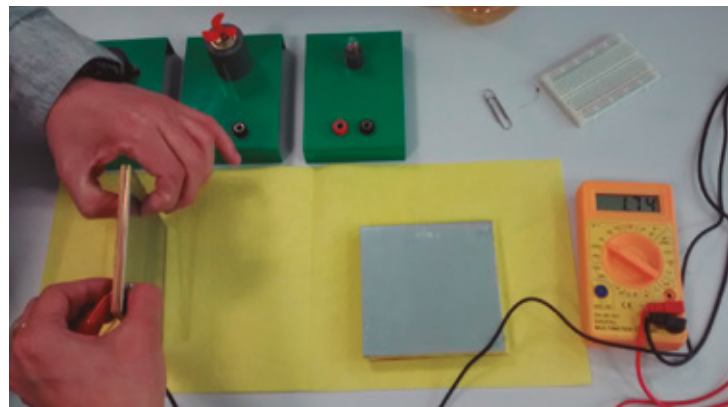
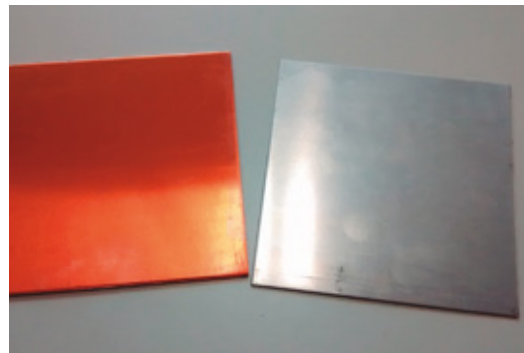
- 1 Lija ambos lados de las placas de cinc y de cobre con papel de lija y corta el paño de cocina en 6 cuadrados del mismo tamaño que las placas de metal.
- 2 Coloca un trozo del trapo sobre una placa de cinc y empápalo en vinagre. A continuación, coloca otra placa de cobre sobre el trapo. Ya tienes una célula de Volta. Conecta las pinzas de cocodrilo de los cables con la primera placa y la última y conecta un multímetro.
- 3 ¿Cuál es la diferencia de potencial eléctrico de una pila de Volta?

.....

.....

.....

.....



e1

A1

e1

- 4 Anota en este recuadro la ecuación iónica neta que muestra todo el proceso que ocurre dentro de la célula:

- 5 ¿Qué componente se oxida y cuál se reduce en esta reacción?

.....

.....

.....

.....

- 6 ¿Por qué conviene lijar las placas de metal?

.....

.....

.....

.....

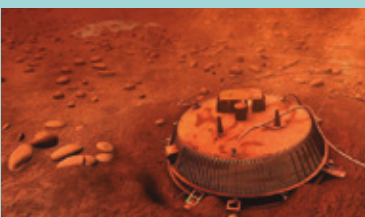
- 7 ¿Por qué impregnamos el paño con vinagre? ¿Podría usarse otra sustancia? Explica tu respuesta.

.....

.....

.....

SABÍAS QUE...



La sonda espacial Huygens de la ESA, que aterrizó en la superficie de Titán (el mayor satélite de Saturno) utilizaba baterías no recargables de litio y dióxido de azufre. Se optó por este tipo de baterías porque podían permanecer inactivas durante los siete años de viaje hasta Saturno y seguir conservando energía suficiente para el aterrizaje en Titán.

Representación artística de la sonda Huygens sobre la superficie de Titán.

- 8 Confecciona seis células de Volta siguiendo las instrucciones del ejercicio 1.
- A Coloca las células en el orden que se indica.
 Element → **Elemento**
 Copper → **Cobre**
 Zinc → **Cinc**
 Electrolyte → **Electrolito**
- B Sujeta las capas de la pila con gomilla elástica en dos ejes para mantenerlas unidas.
- C Conecta los cables con las pinzas de cocodrilo enganchadas en la primera y la última placas y conecta un multímetro.
- 9 Mide la diferencia de potencial eléctrico de la célula de Volta inmediatamente después de montarla. Realiza mediciones cada 10 minutos y anota los resultados en la tabla.

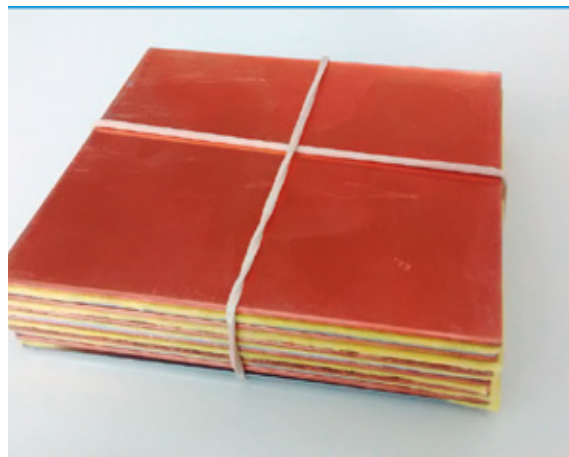
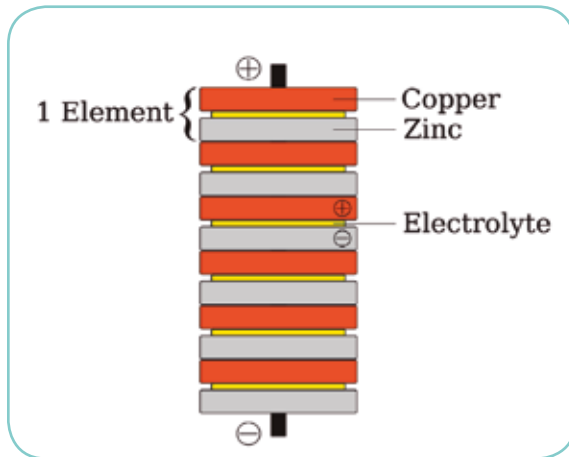
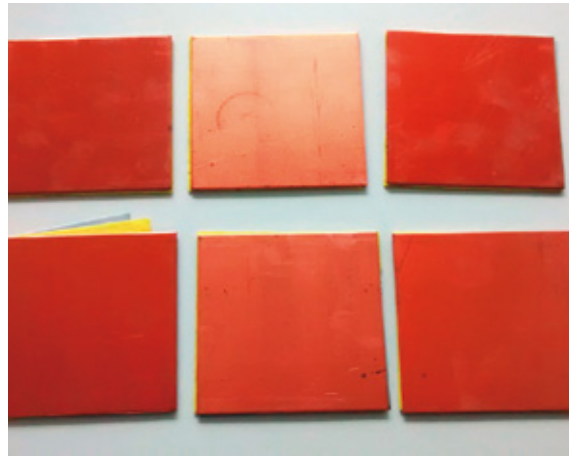


TABLA	
Registros de la diferencia de potencial eléctrico cada 10 minutos	
Tiempo (min.)	Diferencia de potencial eléctrico (V)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

A1

e1

- 10 Traza una gráfica con la diferencia de potencial expresada como una función de tiempo.



- 11 Explica lo que has observado.

.....

.....

.....

.....

- 12 ¿Cuál es la diferencia de potencial eléctrico de la pila comparada con una pila AA convencional?

.....

.....

.....

.....

- 13 ¿Cómo podrían usarse baterías para la exploración Lunar? ¿Qué ventajas y desventajas ofrecen las baterías?

.....

.....

.....

.....

ACTIVIDAD 2

Electrólisis del agua

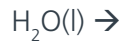
EJERCICIO

e1

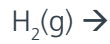
1 Ajusta la siguiente reacción global:



2 Completa la ecuación de la reacción de la oxidación en el ánodo:



3 Completa la ecuación de la reacción de la reducción en el cátodo:



4 Construye un electrolizador siguiendo los pasos que se indican en el anexo 1. Cuando comience la electrólisis asegúrate de poner en marcha también un cronómetro. Necesitarás el tiempo de la electrólisis para calcular la tasa de producción de oxígeno.

5 Describe lo que sucede durante la electrólisis.

.....

.....

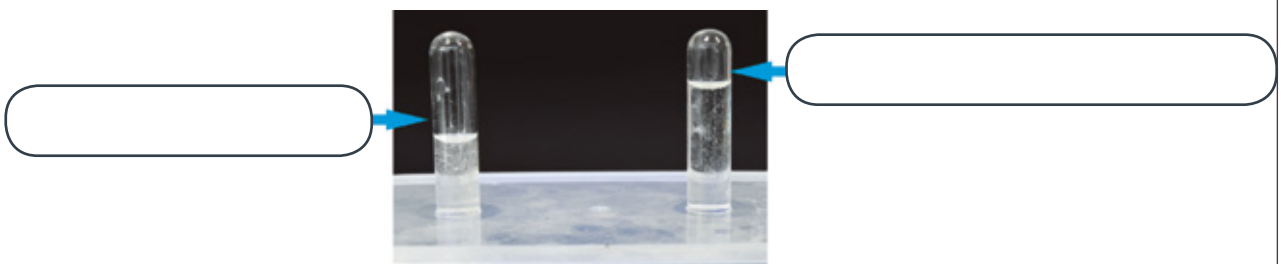
.....

6 ¿Cuál es la función de disolver NaOH en el agua?

.....

.....

7 ¿Cuál de los tubos contiene oxígeno y cuál hidrógeno? ¿Cómo lo averiguarías?



A2

e1

- 8 Mide cuánto oxígeno has producido y calcula la tasa de producción por minuto.

- 9 Supón que un astronauta respira al día 0.84 kg de oxígeno molecular (O₂). ¿Podría proporcionar la cantidad de oxígeno necesaria tu sistema de electrólisis?

- 10 ¿Cómo podrías producir más oxígeno al día?

.....

.....

.....

- 11 ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de usar la electrólisis del agua en la Luna?

.....

.....

.....

SABÍAS QUE...



La electrólisis del agua es el principal método para producir oxígeno a bordo de la Estación Espacial Internacional (ISS). Para ello se recupera el agua de la orina, de desechos y de la condensación y se descompone en oxígeno e hidrógeno en el Sistema Generador de Oxígeno (OGS). Los paneles solares del tamaño de un campo de fútbol de la nave aportan la fuente de energía. En la Luna podría usarse un sistema similar.

La Estación Espacial Internacional en órbita alrededor de la Tierra. NASA, ESA, JAXA y Roscosmos.

ACTIVIDAD 3

Célula de combustible

EJERCICIO

Las células de combustible se pueden usar para propulsar todoterrenos o naves espaciales o cualquier cosa intermedia. Las células de combustible hacen lo contrario que la electrólisis: combinan H_2 y O_2 y producen H_2O (agua) y energía. Tras observar el funcionamiento de una célula de combustible, responde las siguientes preguntas:

- 1 Ajusta la reacción global:



- 2 Escribe las reacciones químicas que se producen en el ánodo y el cátodo:

- 3 ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de las células de combustible? ¿Cómo pueden usarse para misiones a la Luna?

.....

- 4 ¿Cuáles son las diferencias y similitudes entre una pila de Volta, la electrólisis y la célula de combustible?

.....

SABÍAS QUE...



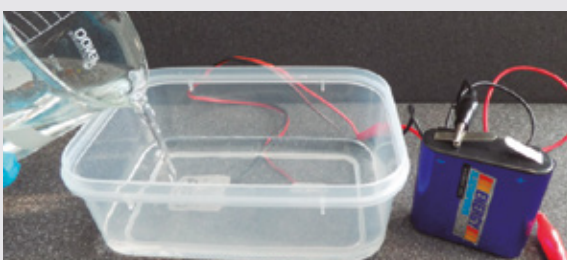
Las células de combustible fueron la fuente primaria de energía eléctrica del programa Apollo que llevó a la humanidad a la Luna. Las células de combustible de las naves Apollo usaban oxígeno e hidrógeno, almacenados en forma líquida a temperaturas extremadamente frías que al combinarse químicamente suministraban energía eléctrica y agua para beber. Las células de combustible también se utilizaron en la flota de transbordadores espaciales como un componente del sistema de energía eléctrica. La flota de transbordadores espaciales realizó 135 misiones de vuelo entre 1981 y 2011.

e1

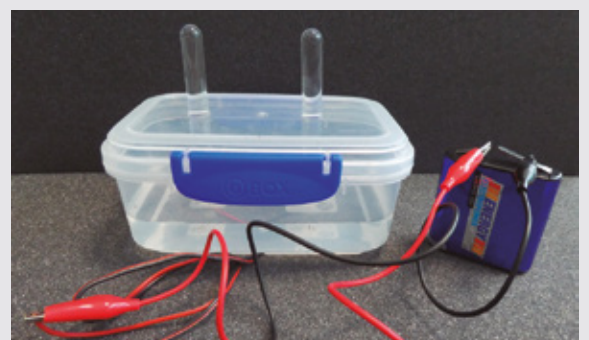
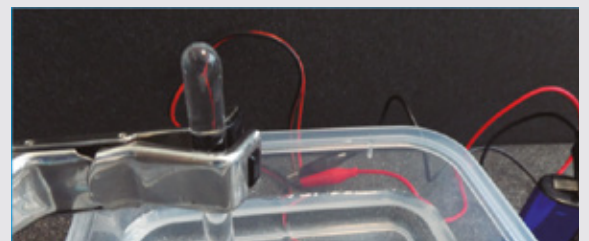
Anexo 1

APROVECHA LA ENERGÍA DEL AGUA

ELECTROLIZADOR



- 1 Usa las chinchetas para fijar los cables a la caja.
- 2 Disuelve NaOH en agua (3%) y llena el recipiente con esa mezcla.
- 3 Coloca los tubos de ensayo derechos sobre los vástagos de las chinchetas (asegúrate de que se mantienen llenos de agua). Pon la tapadera encima para que los tubos se queden en su sitio.
- 4 Conecta la fuente de energía e inicia la electrólisis. Pon en marcha un cronómetro y anota cuánto dura el proceso.

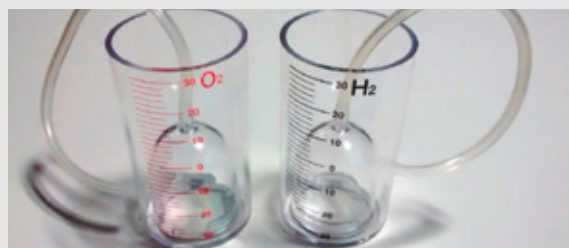
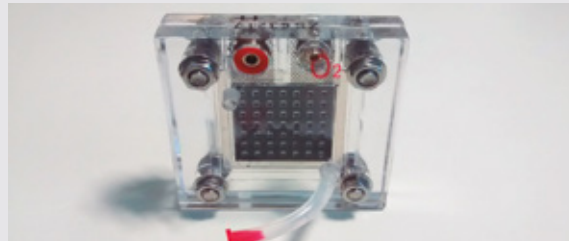


Anexo 2

APROVECHA LA ENERGÍA DEL AGUA

CÉLULA DE COMBUSTIBLE

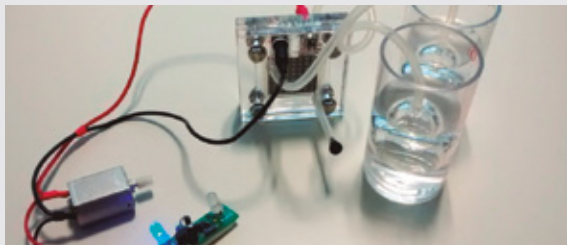
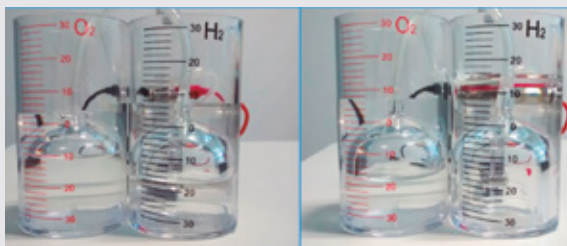
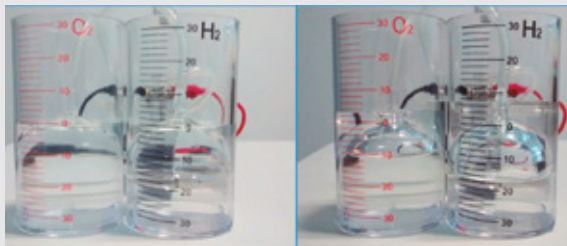
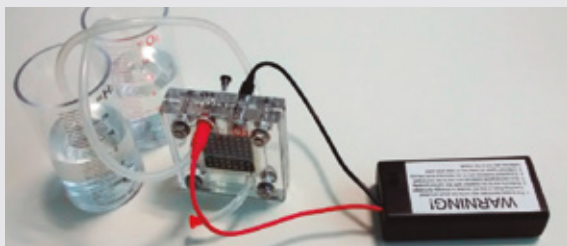
- 1** Conecta los dos tubos de silicona (de 4 cm de largo) en las boquillas de la célula de combustible situadas en la parte inferior, a ambos lados de la célula.
- 2** Retira el tapón rojo del tubo conectado al lado del oxígeno de la célula de combustible. Utiliza una jeringuilla para inyectar agua destilada dentro de la célula de combustible para llenarla de agua hasta la mitad.
- 3** Coloca los recipientes interiores en forma de cúpula dentro de los vasos de precipitados y añade agua hasta la marca de «0 ml» (el agua debería cubrir casi por completo el recipiente interior). Asegúrate de que no queda aire atrapado dentro de los recipientes interiores.
- 4** Conecta los tubos de silicona a las boquillas superiores de los lados O_2 y H_2 de la célula de combustible.



Anexo 2

APROVECHA LA ENERGÍA DEL AGUA

CÉLULA DE COMBUSTIBLE



- 5 Conecta la batería tal como se ve a continuación. Al encender la batería colocándola en la posición «ON» debería iniciarse la electrólisis.
- 6 Observa cómo el H_2 y el O_2 empiezan a llenar los contenedores interiores. Cuando el H_2 empiece a borboteo fuera del contenedor será señal de que el recipiente está lleno.
- 7 Desconecta la batería y conecta un actuador (vehículo, motor, luz LED, etc.). El H_2 y el O_2 vuelven a combinarse para producir H_2O y energía para accionar el motor.



Enlaces de interés

RECURSOS DIDÁCTICOS DE LA ESA

Desafío Base Lunar

https://www.esa.int/Education/Moon_Camp

Animaciones lunares sobre los aspectos básicos de vivir en la Luna:

[esa.int/Education/Moon_Camp/The_basics_of_living](https://www.esa.int/Education/Moon_Camp/The_basics_of_living)

RECURSOS DIDÁCTICOS DE LA ESA

[esa.int/Education/Classroom_resources](https://www.esa.int/Education/Classroom_resources)

INFORMACIÓN ADICIONAL

La pila eléctrica

[youtube.com/watch?v=9OVtk6G2TnQ](https://www.youtube.com/watch?v=9OVtk6G2TnQ)

Electrólisis

[youtube.com/watch?v=dRtSjJCKklo](https://www.youtube.com/watch?v=dRtSjJCKklo)

Células de combustible

[youtube.com/watch?v=OmVnllgDA7o](https://www.youtube.com/watch?v=OmVnllgDA7o)

Kit de vehículo con célula de combustible

www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit



Spain



EUROPEAN SPACE EDUCATION RESOURCE OFFICE
A collaboration between ESA & national partners



La **Oficina Europea de Recursos para la Educación Espacial en España (ESERO Spain)**, con el lema "Del espacio al aula", tiene como objetivo principal proporcionar recursos a los docentes de primaria y secundaria, para ayudarlos a fomentar vocaciones científicas y a potenciar el uso de disciplinas CTIM (Ciencias, Tecnología, Ingeniería y Matemáticas) en el aula.

Este proyecto está liderado por el **Parque de las Ciencias de Granada** y cuenta con la colaboración del CDTI y otras instituciones educativas a nivel regional.

Exploración Espacial

COLECCIÓN

PRIMEROS PASOS EN LA LUNA

Incluye, entre otros:

- Refugio lunar
- Mano biónica
- Misión en la Luna
- Encuentra agua en la Luna
- La constitución lunar
- Aterrizaje en la Luna
- El poder de la luz del Sol
- Extrae agua del suelo lunar
- Aprovecha la energía del agua**
- ¿Podría sobrevivir la vida en entornos extraterrestres?

1ª edición, Julio 2019

ESERO SPAIN

Parque de las Ciencias
Avda. de la Ciencia s/n.
18006 Granada (España)
T: 958 131 900

info@esero.es
www.esero.es



EE-SB-04

APROVECHA LA ENERGÍA DEL AGUA

**CUADERNO DEL PROFESORADO
SECUNDARIA Y BACHILLERATO**