

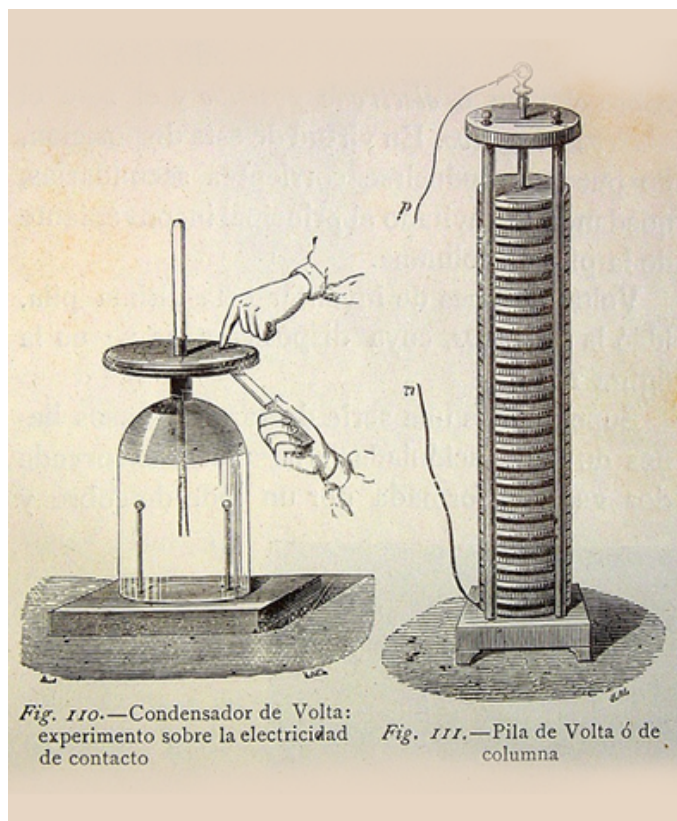
Reacciones con mucha pila

NIVEL DE EDUCACIÓN SECUNDARIA / 4.º, 5.º Y 6.º AÑO
CIENCIAS NATURALES - QUÍMICA

Palabras clave: pilas / baterías / reacciones redox / oxidación /
reducción / voltaje



Reacciones con mucha pila



Fuente: [Wikimedia](#)

EDUCACIÓN SECUNDARIA / CICLO SUPERIOR
Cursos: 4.º, 5.º y 6.º año
Ciencias Naturales - Química

Presentación

Una computadora, un control remoto, un autito de juguete, una linterna, un auto... ¿Qué tienen en común todos estos dispositivos? ¿Cómo es que funcionan?

Las pilas son dispositivos que nos permiten poner en marcha diversos aparatos que requieren electricidad. Difícilmente podríamos manejarnos en la vida moderna sin ellas ya que se utilizan en infinidad de aplicaciones tecnológicas. Sin embargo, y a pesar de su amplio uso, pocas personas saben que las pilas basan su funcionamiento en un tipo especial de reacciones químicas: las reacciones de óxido-reducción.

En esta secuencia, les proponemos una progresión posible para presentar las reacciones óxido-reducción (o redox). En lugar de acudir a un tratamiento tradicional en el que se presentan los conceptos de oxidación y de reducción y su formalización simbólica a través de las ecuaciones redox, se utilizará análisis histórico del experimento del anatomista italiano Luigi Galvani con sus patas de rana y las controversias que suscitó con su compatriota Volta; controversias que dieron lugar a la creación de la primera pila voltaica o galvánica. El fenómeno de la reacción química de la primera pila será replicado con una propuesta experimental y, a partir de la medición del voltaje, se dilucidará la naturaleza del proceso químico que lo produce. Aquí se pretende una primera aproximación a la noción del proceso redox, el flujo de electrones que se produce en las celdas galvánicas y el potencial eléctrico que generan. No se ahonda en cuestiones formales como el método de balance del ión electrón o el análisis de la tabla de potenciales estándar. Toda la formalización matemática puede trabajarse luego.

El concepto del proceso de óxido-reducción que se desarrolla en esta secuencia, se construye en el marco de la controversia que, en parte, permitió la invención de la pila y abrió el camino al desarrollo de las teorías que explican los fenómenos electromagnéticos en general. Esta aproximación y la reconstrucción experimental de algunas celdas galvánicas propician una conexión de las ideas científicas con los objetos reales del mundo y sus aplicaciones cotidianas.



Esquema de la propuesta

Clase 1. Una rana “eléctrica”

Presentación del experimento de Luigi Galvani.

Discusión acerca de la controversia con Volta sobre la naturaleza del fenómeno, exploración de su influencia en la literatura.

Indagación alrededor de los interrogantes y discusiones que suscitó.

Clase 2. ¿Cómo funcionan las pilas?

Exploración bibliográfica sobre la construcción de la pila de Volta.

Análisis del dispositivo.

Réplica de la reacción química entre Fe o Zn y Cu en un dispositivo experimental.

Reconstrucción y sistematización de sus fundamentos teóricos.

Clase 3. Las reacciones químicas que hacen funcionar a una pila

Análisis y simbolización de los procesos redox en las pilas construidas en la clase 2.

Planteo de las ecuaciones químicas, conceptualización del flujo de electrones desde el reductor al oxidante: el par redox.

Clase 4. Potencial redox: pilas galvánicas y electrolíticas

Medición del potencial eléctrico en las pilas Zn/Cu y Fe/Cu.

Medición del potencial en pilas de distinto tipo, pilas de botón, pilas alcalinas.

Conceptualización de la espontaneidad de una pila.



Clase 1. Una rana "eléctrica"

El objetivo de este primer momento consiste en introducir el desarrollo histórico de las reacciones redox a través de un audiovisual. El descubrimiento serendípico de Luigi Galvani a fines del siglo XVIII y la controversia que protagonizó con Alessandro Volta fueron los que derivaron en la construcción de la primera pila, dispositivo que podía “almacenar” la electricidad; cosa que hasta ese momento solo podía hacerse con condensadores rudimentarios llamados botellas de Leyden. La naturaleza del proceso redox que tiene lugar en las pilas fue dilucidado mucho después con el estudio de los átomos y la naturaleza eléctrica de las partículas que los componen. Por ello, en esta clase solo se presentará la historia de la pila eléctrica poniendo especial énfasis en los materiales con los que se construyó. En clases subsiguientes se profundizará en la reacción química que se produce entre ellos.

¿En qué soporte están leyendo esta página? ¿En papel? ¿En una computadora? ¿En el celular? Si están utilizando el celular para leer o si tienen uno a mano, vean cuánta batería les queda... ¿Tienen 50 %, 40 %? O tal vez se están quedando sin batería y tienen que buscar rápido un cargador. Existen muchísimos otros dispositivos que utilizan baterías. Miren a su alrededor o piensen en las cosas que tienen en sus casas... ¿Podrían hacer una lista de todos los dispositivos que ustedes reconocen que funcionan con baterías?

Entre los dispositivos que listaron existen aparatos cuyas baterías pueden recargarse y otros que no. Clasifíquenlos en estos dos grupos.

Hagan un listado con ambos tipos de baterías y busquen fotos de estas.

El o la docente llevará la discusión para identificar las pilas y las baterías que alimentan a los dispositivos. Independientemente de si son recargables o no, la idea que debe surgir es que tanto los aparatos que se “recargan” como los que no poseen una pila o batería que los hace funcionar. De esta manera, se enfocará la atención de los y las estudiantes en las pilas o baterías que “alimentan” de electricidad a los dispositivos, es decir sus fuerza electromotriz o F.E.M.

Una observación importante: Seguramente habrán escuchado hablar de baterías o pilas de manera indistinta, sin embargo, no significan lo mismo. Las baterías son dispositivos conformados con varias pilas ubicadas en serie, lo cual aumenta su potencial eléctrico. Pero en muchos lugares se utilizan como sinónimos, por lo cual no le daremos mayor importancia a esta distinción y utilizaremos ambas palabras indistintamente. Otro término que es sinónimo de pila es celda.

Todo esto parece bastante trivial. Las pilas y baterías están tan incorporadas en nuestras vidas que ni pensamos cómo se fabrican y, menos aún, cómo es que funcionan.

¿Se imaginan cómo sería el mundo sin pilas ni baterías? Discutan entre ustedes qué aspectos de sus vidas se modificarían dramáticamente si no tuvieran pilas o baterías.

En este intercambio oral se pretende hacer foco en estos dispositivos tecnológicos para visibilizar su importancia y comenzar a construir la idea de la relevancia dramática que tuvo este invento en muchos ámbitos: científico, social, tecnológico.

El caso es que hoy no podríamos imaginar cómo viviríamos sin las pilas y baterías, aunque podríamos alegar que todavía tendríamos acceso a la red eléctrica. No obstante, hasta hace un par de siglos nada más, la red eléctrica domiciliaria tampoco existía, y las pilas y baterías constituían las únicas fuentes de electricidad controlables para hacer funcionar algún dispositivo. De hecho, para el desarrollo de la teoría electromagnética fue necesario que primero se inventaran las pilas. Hasta ese momento, a principios del siglo XIX, la electricidad había sido estudiada a través de descargas originadas en aparatos que producían chispas (electricidad estática), pero que no podían generar corriente eléctrica. La invención de la pila abrió las puertas a la posibilidad de estudiar el fenómeno de la electricidad de una manera más controlada y reproducible y, por lo tanto, a construir las explicaciones que hoy tenemos para este fenómeno.

Lo curioso es que todo este desarrollo científico tecnológico comenzó con unas patas de rana... Los invitamos a ver estos videos en los que se cuenta la historia.

Galvani, Frankenstein y unas ancas de rana.

Parte 1 de "Cómo cambió el mundo la primera pila"



CLIC [AQUÍ](https://bit.ly/4kCMYPf) PARA VER EL VIDEO
<https://bit.ly/4kCMYPf>

Volta, Napoleón y una pila de discos.

Parte 2 de "Cómo cambió el mundo la primera pila"



CLIC [AQUÍ](https://bit.ly/44YPQbg) PARA VER EL VIDEO
<https://bit.ly/44YPQbg>

Cómo cambió el mundo la primera pila y la rana que la parió.

Parte 3 y última



CLIC [AQUÍ](https://bit.ly/44XaKaH) PARA VER EL VIDEO
<https://bit.ly/44XaKaH>

Una vez vistos los videos, van a trabajar en grupos y responder las siguientes cuestiones por escrito en sus carpetas:

- Antes que nada, vamos a situarnos en la época en que sucedieron estos hechos. Si revisamos las fechas (1790 y 1810), se estaba gestando en nuestro país la Revolución de Mayo. ¿Existían en ese momento algunos de los adelantos tecnológicos que se estaban produciendo en Europa? Por ejemplo, los experimentos con electricidad permitieron desarrollar los telégrafos en esos años... ¿Cómo se comunicaban las personas en esa época aquí en nuestro país?
- Dibujen y describan cuál fue el experimento que llamó la atención de Luigi Galvani.
- Expliquen cuál fue la controversia que se produjo entre Luigi Galvani y Alessandro Volta.
- ¿Cómo se zanjó esta controversia?
- Dibujen un esquema de la pila de Volta y señalen sus partes. ¿Por qué se la llamó pila?
- ¿Cuáles fueron las tres grandes áreas de la ciencia que se desarrollaron gracias a la invención de la pila?
- Presten atención desde el minuto 3:47 de la tercera parte de la serie. Tomen nota de los científicos que están nombrados allí y sus contribuciones.

Luego, realicen una puesta en común con sus compañeros y compañeras, y registren en el pizarrón aquellas ideas que consideren más importantes o interesantes con respecto a esta historia.

Copien el listado de ideas en sus carpetas para utilizarlas más tarde.

El cierre de esta clase se piensa como una discusión con todo el grupo para compartir ideas e impresiones. El o la docente registrará las ideas más relevantes que vayan surgiendo de la discusión. Este intercambio tomará la forma de una indagación dialógica en la cual el o la docente dirigirá la discusión para poner el foco en los procesos que dan lugar a la construcción del conocimiento científico como la pura serendipia, la verificación experimental controlada y la controversia entre teorías o hipótesis opuestas. La posibilidad de la construcción de la primera pila y los desarrollos tecnológicos y científicos que derivaron de ella fueron posibles gracias a este proceso de construcción del conocimiento. Los y las estudiantes deberán registrar en sus carpetas esta síntesis. En las clases posteriores se recuperarán las ideas registradas para conceptualizar los fundamentos en el funcionamiento de las pilas.

Clase 2. ¿Cómo funcionan las pilas?

En la clase anterior presentamos la historia de la primera pila eléctrica. Este dispositivo pareciera algo extraño y alejado de nuestra experiencia y, sin embargo, no es muy diferente, en cuanto a sus principios de funcionamiento, de las pilas que utilizamos actualmente.

Para entender mejor cómo es que las pilas “producen” o “almacenan” la electricidad, vamos a observar una imagen de la pila construida por Volta. Esta pila se conserva y exhibe en el Museo per la Storia dell' Università, en la ciudad de Pavia.



Fuente: [Wikipedia](#)

En la imagen se ve la “pila” de discos de cobre (Cu) y de zinc (Zn) intercalados con cartones (originalmente mojados en salmuera). Algo que llama la atención es la presencia de sales de Cu^{2+} que se evidencia en los depósitos azulinos que se ven en las piezas.

Este dispositivo es en realidad una batería, puesto que cada par de discos Zn/Cu constituye una pila (o celda) y se pueden ver varios pares colocados en serie.

Pero ¿cómo es que esto “genera” electricidad?

En realidad lo que sucede entre ambos metales es una reacción química que impulsa el movimiento de electrones entre ellos. Este tipo de reacciones químicas se conocen como reacciones de óxido-reducción o REDOX. En la clase 3 estudiaremos con mayor detalle estos procesos.

Para comprobar este cambio químico y cómo se relaciona con la corriente eléctrica vamos a realizar dos experiencias.

Los experimentos propuestos tienen por objetivo poner en contacto a los y las estudiantes con el sistema concreto y el fenómeno redox que opera en él. Es fundamental que durante el proceso los y las estudiantes observen y registren lo que ven. Luego deberán simbolizar la reacción química y relacionar sus registros con ella. De esta manera el trabajo experimental, el registro y su conceptualización posterior servirán para darle sentido al concepto abstracto del intercambio de electrones que sucede en el proceso redox que solo se evidencia a través del funcionamiento de la pila.

EXPERIENCIA 1

Materiales necesarios:

- Granallas o chapitas de Zn (pueden utilizarse pequeños trozos de alambre galvanizado, que es Fe recubierto con Zn, o también arandelas galvanizadas).
- Solución de CuSO_4 0,05 M (0,05 % m/v) (el sulfato cúprico pentahidratado puede adquirirse en las ferreterías o negocios que venden insumos para piscinas).
- 2 vasos de precipitados (o frascos de mermelada limpios).
- Probetas (o vasos medidores de cocina).

¿Qué hacemos?

Coloquen en cada vaso de precipitados 100 mL de solución de CuSO_4 . Registren el color de esta solución, se observará que es de un color turquesa muy llamativo. Esto se debe a la presencia del catión Cu^{2+} (tal como sucedía en la fotografía de la pila).

Ahora, en uno solo de los dos vasos, coloquen las granallas de Zn o los pedacitos de alambre galvanizado. Si se desea, se puede calentar muy suavemente el recipiente



para acelerar la reacción. ¡Ojo! Si se utilizan vasos de precipitados, se pueden calentar de manera directa, si se usan frascos, solo pueden calentarlos colocándolos en un baño de agua hirviendo, ya que el vidrio común no puede calentarse directamente.

Observen cuidadosamente lo que sucede en el recipiente en donde colocaron las piezas de Zn. Para comparar, utilicen el vaso que solo tiene la solución. Coloquen ambos recipientes sobre una hoja de papel blanca para poder observar mejor los colores.

¿Qué sucede con el color de la solución del vaso con las piezas de Zn? ¿Es igual a la solución original?

¿Qué observan en las piezas de metal que colocaron?

Pueden dibujar o tomar fotografías de ambos recipientes.

En esta reacción química se observará que el Zn se recubre rápidamente de un sólido oscuro con reflejos rojizos, esto es en realidad Cu elemental que se está formando a partir de los iones Cu^{2+} de la solución. La solución comienza a perder su color turquesa, el cual se hace más débil dando evidencia de que los iones Cu^{2+} están “consumiéndose” en la reacción. El o la docente explicará este proceso, señalando los cambios que se observan en los recipientes. Luego será el momento de simbolizar la reacción química a través de una ecuación que ayudará a conceptualizar lo que está sucediendo.

Los cambios de color que observan en las especies presentes en el recipiente son evidencia de la reacción química entre el Zn y los cationes Cu^{2+} de la solución. Por un lado, se forma Cu elemental, que se observa como un sólido rojizo recubriendo la pieza de Zn y, por otro lado, la solución pierde su color turquesa ya que el Zn metálico, en realidad, se convirtió en catión Zn^{2+} que da soluciones incoloras.

Les proponemos que intenten escribir una ecuación química que simbolice el proceso que ocurrió en el recipiente de prueba.

Para ello, primero identifiquen las sustancias iniciales y luego los productos.

Las sustancias iniciales que se colocaron para reaccionar son el CuSO_4 y el Zn , los productos son el Cu elemental y el ZnSO_4 . En realidad, la reacción química está ocurriendo con los iones y los metales, el SO_4^{2-} solo es un anión espectador que mantiene la electroneutralidad de la solución. Se puede ayudar a los y las estudiantes a hacer esta abstracción para obtener la ecuación iónica



Es importante que los y las estudiantes conecten lo que observan con los símbolos que se han representado construyendo el vínculo entre lo conceptual y el fenómeno real.

Escriban la ecuación química en sus carpetas. Pueden dibujar cómo se observa el recipiente al inicio (del lado de los reactivos) y al final (del lado de los productos).

EXPERIENCIA 2

Vamos a hacer otro experimento en el que separaremos al Cu y al Zn durante la reacción química. Algo parecido a la pila de Volta, pero en vez de usar discos utilizaremos “barritas” de cada metal y un vaso de solución salina. Tal como se vio en el video en la clase 1, Volta hizo un experimento similar a este. Aquí una reproducción de las ilustraciones del propio Volta de su Corona de elementos y su pila voltaica, las primeras baterías de celdas electroquímicas conectadas en serie.



Fuente: [Wikipedia](https://es.wikipedia.org/wiki/Pila_de_Volta)



Para esta experiencia van a necesitar:

→● Dos vasos de precipitados de 250 mL (o un frasco de mermelada de boca ancha).

→● 6 broches de madera (de la ropa).

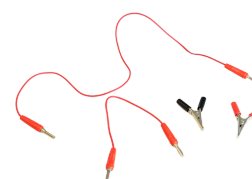
→● Una plaquita de Cu sólido o un trozo de cable pelado de Cu (un manojo de alambres de Cu grueso, el más grueso que consigan). Tiene que estar retorcido para formar una sola hebra, así:



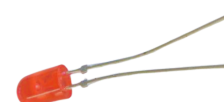
→● Una chapita galvanizada o un trozo de alambre galvanizado (cubierto con Zn) y retorcido que quede del mismo grosor que el trozo de Cu. Estos serán los electrodos:



→● Cables con cocodrilos en las puntas. Pueden ser cables pelados en las puntas y cinta aislante o broches de la ropa (de madera) para fijarlos a los electrodos.



→● Una lamparita led de color roja.



→● Solución salina (preparar una solución salina con una cucharadita colmada de sal de mesa por cada 100 mL de agua destilada). Acidificarla con unas gotas de ácido clorhídrico (el que se vende como quitasarro o estabilizador de pH de piletas) o vinagre blanco.

Para construir la pila van a colocar en vaso de precipitados 150 mL de solución salina acidificada.

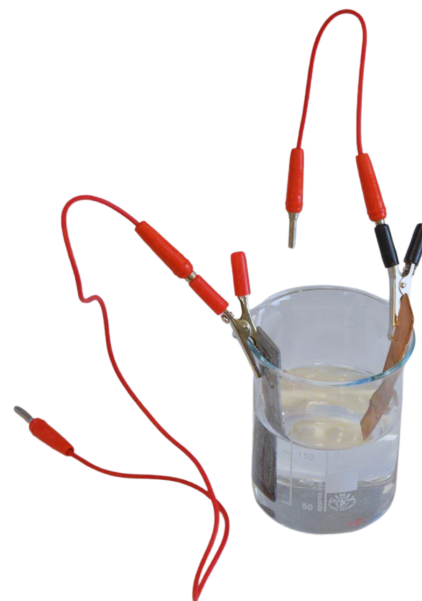
Colocar la chapita o alambre de cobre y la chapita de Zn o el alambre sumergidos en la solución salina acidificada. Sujetarlos con los broches de madera de modo que no se toquen entre ellos.

Registren el paso a paso de esta construcción con dibujos o fotos.

El dispositivo tiene que quedar así:

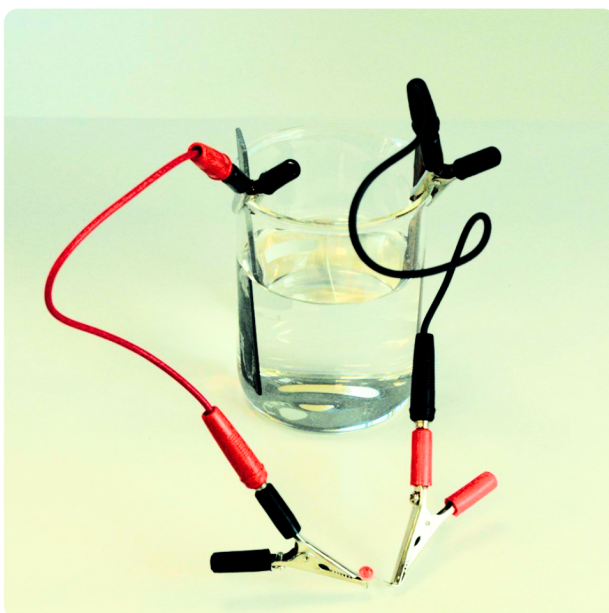
Conecten un cable en cada electrodo y luego unan cada cable a una terminal del led de la siguiente forma: el cable que está conectado al Cu lo se une al alambrito más largo del led. El cable que está conectado al Zn, se une al alambrito corto. Dibujen el dispositivo que armaron de manera esquemática y coloquen nombre a los elementos que lo forman.

¿Qué sucedió con la lamparita? ¿Por qué puede haber sucedido eso? Discutan con el resto de la clase y con su docente.



El dispositivo completamente armado debe quedar así:

Se puede observar que el LED no enciende ya que requiere de un mayor voltaje. La celda Zn/Cu arroja un potencial eléctrico de 1,10 V, como máximo en condiciones estándar, condición que no se cumple en este caso. Un LED rojo requiere como mínimo 1,2 V para encenderse, los demás colores necesitan aún más, por lo cual será necesario colocar al menos dos pilas en serie para prender el LED de color rojo. Invitar a los y las estudiantes a emitir algunas hipótesis que se registrarán en el pizarrón. Luego proponer que revisen el dibujo realizado por Volta en el cual hay varias celdas conectadas entre sí en lugar de una sola y compararlo con el dispositivo que armaron.



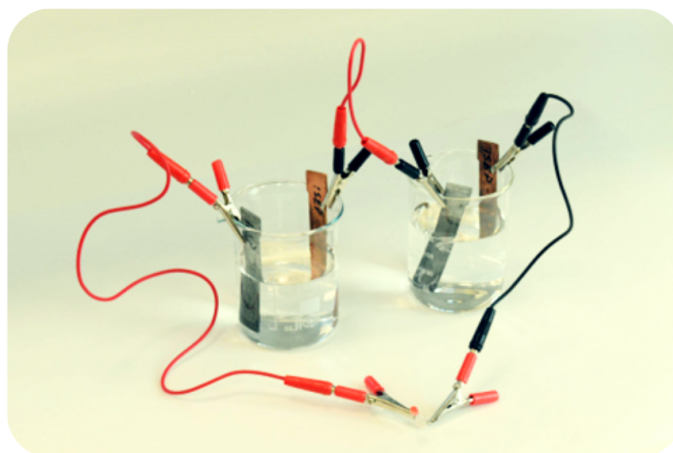
Vuelvan a observar la ilustración de Volta y discutan en qué se parece este dispositivo al que construyeron y dibujaron ustedes y en qué es diferente.

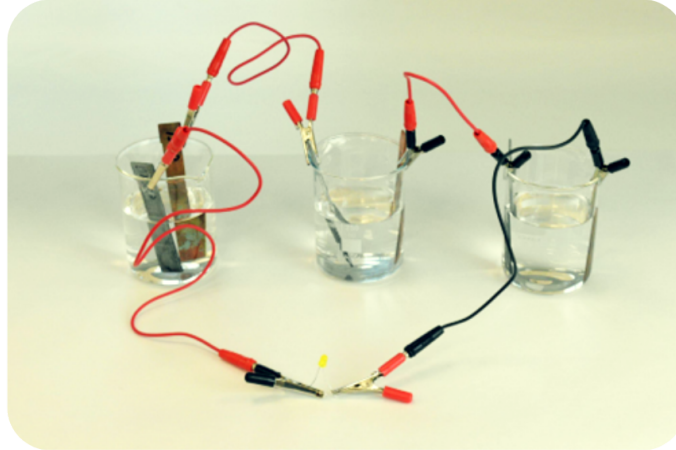
¿Qué podría estar pasando en sus dispositivos? ¿Cómo podría armarse un dispositivo para conseguir encender el LED?

En esta actividad, los y las estudiantes revisarán el dibujo de la pila y el o la docente acompañará dibujando en el pizarrón. En el dispositivo de Volta se observan varios vasos unidos por conexiones, es decir, varias pilas puestas en serie. Se guiará a los y las estudiantes para discutir las diferencias y similitudes con sus propios dispositivos y se llamará la atención en el número de celdas y en las partes básicas de una sola celda (que se repiten en las demás) Luego se invitará a los y las estudiantes a rearmar su dispositivo, probando con más vasos.

Armen un nuevo dispositivo (similar al del dibujo) probando primero con dos vasos y cuatro electrodos. Observen bien cómo están hechas las conexiones en el dibujo y vuelvan a probar con sus LED.

En el dibujo de Volta, las celdas se conectan en serie. Faltan los electrodos terminales en los que se conectarán los cables para alimentar el LED. Se orientará a los y las estudiantes para construir un dispositivo con dos pilas conectadas en serie. Para esto, se debe conectar el electrodo de zinc de una de las celdas con el de cobre de otra, tal como en estas fotografías:





En esta operación se debe tener en cuenta el voltaje necesario para poder encender cada color de LED. Con dos celdas en serie se podrá encender un LED rojo, pero no los demás. Ya con tres celdas en serie se consiguen unos 3V a 4 V , y se puede encender cualquier color de LED. Se debe instar a los y las estudiantes a que prueben con uno, dos o tres celdas en serie hasta poder encender el LED que cada grupo de trabajo tiene.

Registren lo observado y respondan:

- ¿Se pudo encender el LED?
- ¿Cómo explican lo observado?
- Registren sus conclusiones en sus carpetas.

La idea que surgirá de los y las estudiantes es que a más celdas, más “poder” se consigue. Todavía, y hasta la clase 4, no se va a introducir el concepto de voltaje, pero esta es una buena aproximación para luego poder introducirlo y refinar su conceptualización.

Conservar los materiales utilizados ya que se volverán a armar las pilas en la clase 4 para medir su potencial.

Clase 3. Las reacciones químicas que hacen funcionar a una pila

En esta clase, se conceptualiza el cambio redox que ocurre en la celda, las cargas eléctricas en juego, los electrones que circulan desde el electrodo de Zn hasta el de Cu y las reacciones químicas que suceden. El o la docente puede utilizar el texto que se presenta en esta sección para que los y las estudiantes lean; puede explicar el tema para todo el grupo en el pizarrón o proponer algún otro material bibliográfico o digital en donde se presenten estos conceptos. Al final, los y las estudiantes deberán señalar en el esquema del dispositivo que construyeron las ecuaciones que simbolizan los procesos químicos que suceden en la pila. Esto propicia la construcción de relaciones entre los elementos concretos del dispositivo y los modelos abstractos que explican su funcionamiento.

1. Vuelvan a buscar en sus carpetas la ecuación química que escribieron y el dibujo de la pila individual que hicieron en la clase anterior (clase 2).
2. Señalen en su esquema de la pila individual (un solo par Cu/Zn) a cada una de las especies químicas involucradas en el proceso.
3. Ahora, presten atención a las cargas eléctricas de las sustancias que participan.
 - ¿Qué carga eléctrica tiene el catión cobre en solución?
 - ¿Qué carga eléctrica tiene el catión Zn en solución?
 - ¿Qué carga eléctrica tienen estos átomos cuando forman parte de los electrodos sólidos?
 - ¿Qué sucede con las cargas del cobre y del zinc cuando se conecta la pila?
4. Para responder a estas preguntas los invitamos a leer el siguiente texto:

De acuerdo a su símbolo químico, el Cu^{2+} que está en la solución es un catión, es decir que le faltan 2 electrones para ser un átomo neutro. Al producirse la reacción química con el Zn, se forma Cu neutro metálico quedando adherido al electrodo de cobre (cátodo). El Zn en cambio, comienza como un átomo neutro y acaba ionizado como catión disuelto en la solución. No puede verse porque el Zn^{2+} da soluciones incoloras, pero si se deja funcionar un tiempo la pila, podrá notarse que el electrodo de Zn se carcome un poco.

- ¿De dónde “salen” los electrones que neutralizan la carga del Cu^{2+} ?
- ¿Por qué el Zn neutro se ioniza pasando a ser Zn^{2+} ?

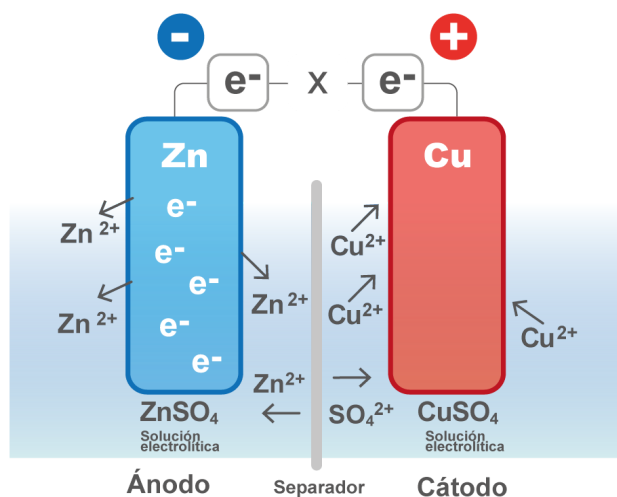
A esta altura de la secuencia, se espera que los estudiantes logren identificar que el Zn le entrega 2 electrones al Cu^{2+} y, como consecuencia, queda como Zn^{2+} y el Cu como átomo neutro. Estos electrones viajan por el cable que une a los dos electrodos.

Esta reacción es un proceso de óxido-reducción. Hay un átomo que pierde electrones, el Zn y otro que los gana, el Cu^{2+} .

Pero ¿qué tiene que ver esta reacción con las pilas? Bueno, como pueden darse cuenta, las sustancias que utilizamos en todos los experimentos son las mismas que usó Volta en su pila. En nuestra primera experiencia, hicimos reaccionar todo en el mismo recipiente. En el segundo experimento los separamos, tal como hizo Volta con sus discos, forzando a los electrones que perdía el Zn a viajar por un cable para poder llegar al Cu^{2+} . Así, los electrones circulantes por el cable exterior de la pila conforman la corriente eléctrica.

Lo que sucede en la pila de Volta ocurre en todos los tipos de pilas: una sustancia química que pierde electrones y se los da a otra. La corriente de electrones producida es forzada a viajar por un cable externo y puede usarse para hacer algo, como encender una lamparita, hacer funcionar un juguete u otro dispositivo.

Las especies participantes del proceso químico son las mismas que forman la pila de Volta. La única diferencia es la compartimentalización entre reactivos y productos y el cable conductor que permite que el intercambio de electrones se pueda conducir y de esa forma obtener un trabajo eléctrico de este. Se puede utilizar el siguiente simulador para mostrar esto o, de lo contrario, utilizar esta imagen:



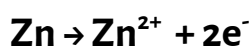
Veamos este diagrama, que es muy parecido al que dibujaron ustedes en sus carpetas, solo que aquí se puede ver lo que sucede con los electrones que libera el Zn y cómo pasan por el cable externo para llegar al Cu.

De esta manera, la corriente de electrones que se mueve por el cable puede hacer que se encienda una lamparita, o que haga funcionar cualquier dispositivo que requiera corriente.

Vamos a escribir la ecuación química separada en dos partes para entender mejor el proceso: estas se llaman hemirreacciones o semirreacciones e incluyen a los electrones que se intercambian.

Así, cada átomo de Zn pierde 2 electrones. Si tenemos 1 mol de Zn, se perderían 2 moles de electrones

Lo simbolizamos a través de esta hemirreacción:

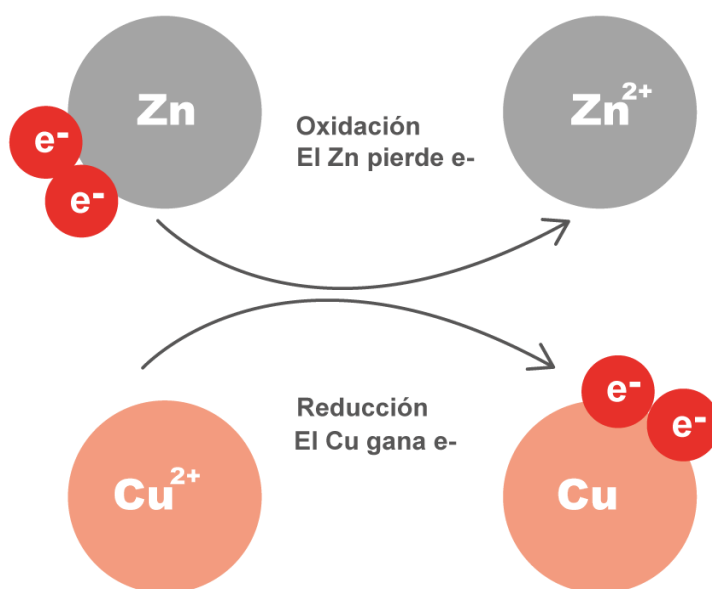


El Zn es la especie que se oxida, ya que pierde sus electrones en el proceso. A este proceso de ganancia de electrones se le llama **oxidación**.

Luego, cada ión Cu^{2+} de la solución toma los 2 electrones que están en la superficie metálica del electrodo de Cu y se vuelve un átomo neutro, pegándose al electrodo.

El Cu es la especie que se reduce porque gana los electrones. A este proceso de ganancia de electrones se le llama **reducción**.

Lo simbolizamos así:



Ambos procesos ocurren de manera acoplada, por eso se llama proceso Red-Ox.

Está claro que los dos electrones que están en juego siempre son los mismos. El Zn los pierde y el Cu los gana.

Los procesos Red-Ox son muy comunes en la naturaleza. Es muy probable que nos resulten más familiares las oxidaciones en las que participa el oxígeno, como ocurre con los metales o en las combustiones. No obstante, siempre que una sustancia se oxida y pierde electrones, se los está entregando a otra sustancia que se reduce y los gana, aunque esto no sea evidente. Cuando un metal se “oxida” como el hierro de un clavo, pierde electrones y se los entrega al oxígeno del aire. Cuando un combustible como el metano se “quema” (es decir, se oxida) pierde electrones que son tomados por el oxígeno que se reduce. Hay muchas otras reacciones redox en las que no participa el oxígeno, por ejemplo, nuestra reacción Zn/Cu^{2+} en la pila de Volta, la oxidación y reducción que sufre el litio en las baterías de estado sólido, el hipoclorito de sodio que se reduce a Cloro elemental en medios ácidos, entre otras.

Las reacciones Redox son en muchos casos espontáneas (tal como sucedió entre el Zn y los iones Cu^{2+}), esto es, que suceden por sí solas. Lo que motoriza estas reacciones químicas (tal como acontece con otros procesos espontáneos) es la mayor estabilidad de los productos en comparación con los reactivos. De esta manera, los electrones espontáneamente pasan del Zn al Cu y es así que se produce la corriente eléctrica. De allí que a las pilas se les suele llamar F. E. M., o fuerza electromotriz.

Volta llamó la “tendencia” a reaccionar de estas especies como “fuerza”, aunque es un nombre erróneo que persiste como reliquia histórica. Una F. E. M., o “fuerza electromotriz”, no es realmente una fuerza, sino aquello capaz de producir una corriente eléctrica en un circuito cerrado (o de mantener una diferencia de potencial entre dos puntos de un campo eléctrico .)

Señalen en el esquema que dibujaron las hemirreacciones de reducción y de oxidación de cada especie, indiquen por dónde circula el flujo de electrones y cómo ocurre el flujo iónico que se produce en la solución. Identifiquen al electrodo en donde ocurre la oxidación y aquel en donde ocurre la reducción, es decir el ánodo y el cátodo.

Clase 4. Potencial redox: pilas galvánicas y electrolíticas

En esta clase se introducirá la noción de diferencia de potencial eléctrico y se medirá su valor en diferentes pilas y baterías incluyendo los dispositivos armados por los y las estudiantes. Para trabajar en las actividades propuestas, el o la docente pedirá a los y las estudiantes que traigan pilas o baterías de diferentes clases. Las más usuales son las pilas secas alcalinas y las de botón. Es posible que traigan algunas pilas de litio recargables o incluso alguna batería de motocicleta. Se les pedirá que traigan fotografías de otras pilas, estas fotos pueden tomarse de la Web y verse en algún dispositivo digital (celular). La idea es reconocer diferentes clases de pilas y baterías, identificar el potencial que entrega cada una y poder medirlo, de ser posible, con un multímetro. Se investigará acerca de la relación que existe entre el potencial eléctrico de las pilas y sus usos, indagando acerca de cuáles son los factores que pueden hacer variar el valor de potencial.

Para el desarrollo de las actividades en esta clase, van a necesitar, además de las pilas, baterías o sus fotos, todos los materiales que se usaron en las experiencias anteriores y un multímetro.

En los videos se menciona que tanto Luigi Galvani como Alessandro Volta experimentaron con varios tipos de pares metálicos en sus diseños. Sabemos que las pilas y baterías que utilizamos usualmente están formadas por diferentes materiales y sustancias químicas diferentes al Cu o al Zn. Ya estudiamos que las pilas funcionan porque sus componentes participan de reacciones químicas en las que intercambian electrones de manera espontánea.

Busquen el listado de baterías y pilas que hicieron en clase 1... Las pilas y baterías del listado no son iguales entre sí, no están formadas por los mismos componentes. A pesar de que en todas ellas se producen estas reacciones redox cuando las usamos para “alimentar algún dispositivo”, no todas se usan de la misma manera y para las mismas aplicaciones. En la clase 2, por ejemplo, utilizaron varias pilas para poder encender los LED.

Es claro que cada pila y cada juego de baterías posee una capacidad de hacer funcionar a los dispositivos que no es la misma. En la clase anterior se introdujo el término fuerza electromotriz, el cual apela a la idea de que la sustancia que se reduce tiene tendencia a darle electrones a la que se oxida y, por ende, una “tironea” de los electrones de la otra especie, y los hace circular por el circuito.

Para comprender mejor estas diferencias entre las distintas pilas y baterías, los y las invitamos a explorar cómo se puede medir esta F. E. M. en diferentes pilas y de qué factores depende este valor.

Agreguen al listado de pilas que confeccionaron en la clase 1 las pilas o baterías que han traído para esta clase. Investiguen recurriendo a diferentes fuentes (Internet, libros) cuáles son las sustancias químicas que las forman. Hagan una tabla en la que incluyan el listado de pilas y baterías, si son o no recargables y sumen la información sobre composición química de cada una de ellas.

Curiosidad: las pilas alcalinas de todo tipo no contienen mercurio. Tienen un metal pesado contaminante que es el manganeso, pero no mercurio. Algunas pilas de botón sí contienen mercurio, otras, no.

Revisen esta tabla. Pueden ver que algunas pilas están hechas con diferentes sustancias. Hay pilas hechas de litio, de cobre, de zinc, de manganeso, de mercurio, de níquel y cadmio, hay pilas que funcionan con el oxígeno del aire, otras, con hidrógeno.

Ya hemos visto que las pilas, no importa cuál, funcionan sobre la base de reacciones químicas que impulsan el intercambio de electrones, y estas reacciones químicas son espontáneas cuando la pila se está “descargando”.

En el caso de las pilas recargables, es posible revertir la reacción química y convertir los productos nuevamente en reactivos para que la pila quede “cargada” nuevamente.

Esta tendencia a reaccionar es lo que Alessandro Volta llamó “fuerza electromotriz” o F. E. M. Aunque este concepto no se utiliza hoy en día (no es exactamente una fuerza que impulse a los electrones a moverse) nos sirve para empezar a aproximarnos a un concepto de la electricidad llamado diferencia de potencial o voltaje de las pilas.

En el caso de las pilas recargables, lo que se hace es revertir las reacciones redox aportando una F. E. M. externa, es decir “enchufando” la pila o batería a un cargador.

El concepto de potencial eléctrico se trabaja en el espacio curricular de Física y es deseable que los y las estudiantes puedan recuperar este y otros conceptos asociados a la electricidad para trabajar en esta parte de la secuencia.

- El voltaje de las pilas se especifica generalmente en sus carcasas. Busquen en las pilas que trajeron, o en las fotos, el valor del voltaje de cada una y anótenlo. Completen la lista agregando ahora el voltaje de cada pila o batería.
- Si trajeron pilas reales, vamos a medir su voltaje utilizando un multímetro. Si nunca utilizaron uno, pueden ver este [video](#). Agreguen otra columna al lado del valor que copiaron y anoten el valor medido.

Cada pila arrojará un valor de voltaje diferente. En el caso de las pilas alcalinas, su voltaje decae mucho con el uso, de modo que el valor medido no será el mismo que en la pila nueva. En otras pilas, como las de botón, el voltaje es más estable y no baja tanto con el uso. Se procurará aclarar esto con los y las estudiantes introduciendo la idea de que una mayor diferencia de potencial indica una mayor tendencia a que los electrones de cada sustancia involucrada se intercambien; si la pila está usada, el voltaje bajará.

Ahora, respondan:

¿Cuáles pilas/baterías nos proporcionan un mayor voltaje? ¿Con qué factores creen ustedes que se relaciona este valor? ¿Será con el tamaño? ¿Con la composición química?

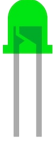
Discutir con los y las estudiantes acerca de los parámetros que pueden modificar el voltaje: tipos de sustancias que forman la pila, temperatura, tiempo de uso de la pila, etc. Hacer un registro en el pizarrón. La idea central que debe surgir de la discusión es que no siempre el tamaño se relaciona con el voltaje: se puede poner como ejemplo las pilas AA y AAA, que son de diferentes tamaños, pero de igual voltaje.

En la siguiente parte de la clase se pedirá a los y las estudiantes que vuelvan a armar la pila Zn/Cu para medir su voltaje.

Experiencias

1. Vuelvan a armar la batería tal como lo hicieron en la clase práctica anterior, pero solo vamos a usar un vaso y un par de electrodos.
¿Funcionará la pila si no ponemos un LED en el circuito? ¿Cómo podemos verificar que la pila está funcionando?
2. Conecten el multímetro para medir el voltaje de la pila, tal como se hizo con las demás pilas que trajeron.
¿Qué valor se obtiene? Agréguenlo a su listado.

Ahora podremos explicar por qué necesitaron más de un par Zn/Cu para encender el o los LED en la primera experiencia. Para ello, observen esta tabla en la que se muestra qué valor de voltaje requiere cada LED para encenderse.

Color	Voltaje mínimo
Rojo 	1,7 V
Amarillo 	1,6 V - 2 V
Verde 	2,4 V
Blanco 	3,5 V

Azul 	3,5 V
---	-------

Considerando la medición del voltaje que hicieron antes y los valores de la tabla, expliquen por qué tuvieron que colocar dos vasos para encender el LED.

Propongan qué valor de voltaje tenían dos celdas juntas, o tres. Anticipen un valor.

Pueden verificar si su anticipación se cumple volviendo a armar el dispositivo con dos o tres vasos, y midiendo con el multímetro.

Con estas experiencias se pretende establecer una relación entre el voltaje de las pilas construidas y la posibilidad de hacer funcionar diferentes dispositivos. Así se le dará sentido a la necesidad de colocar varias pilas en serie para encender cada LED.

Para finalizar esta clase, vamos a pensar ahora y explicar qué sucede cuando la pila o batería “se gasta”. ¿Qué sucederá con su voltaje o F. E. M.?

Aquellas pilas o celdas que generan voltaje espontáneamente se llaman “celdas voltaicas o galvánicas” en honor a Alessandro Volta y a Luigi Galvani.

Aquellas que no reaccionan de manera espontánea, pero pueden ser forzadas a reaccionar mediante un voltaje externo, se llaman celdas electrolíticas.

Las pilas y baterías de un solo uso son celdas galvánicas ya que solo pueden reaccionar “descargándose”. Se llaman pilas o baterías primarias porque pueden usarse una sola vez.

Las pilas y baterías recargables pueden funcionar como celdas galvánicas en su ciclo de descarga y electrolíticas en su ciclo de carga. Estas son pilas o baterías secundarias.

La diferencia entre ambas es que, por la forma en que están construidas, es posible revertir las reacciones químicas redox que generan el voltaje para que vuelvan a funcionar.

Cierre

En los videos observados se nombra a la novela de Mary Shelley, *Frankenstein*. Todo el desarrollo histórico de las pilas y los experimentos fue lo que inspiró a esta autora para escribir esta novela. Su novela puede considerarse casi una obra de ciencia ficción ya que, efectivamente, la biología, la química y la física nos han demostrado el rol de los fenómenos eléctricos en la funcionalidad de los seres vivos.

La ciencia que hay detrás de *Frankenstein* nos recuerda que las discusiones actuales tienen una larga historia, y que los términos de nuestros debates ahora están en muchos sentidos determinados por ella. Fue durante el siglo XIX cuando la gente comenzó a pensar en el futuro como un lugar diferente, hecho de ciencia y tecnología. Novelas como esta, en las que los autores construyeron su futuro a partir de los ingredientes de su presente, fueron un elemento importante en esa nueva forma de pensar sobre el mañana. ([Morus, 2018](#))

El desarrollo de las pilas y de las baterías no solo está relacionado al uso de un celular, de una computadora o de un auto. Las pilas y baterías alimentan el funcionamiento de dispositivos que ayudan a mejorar la vida de personas con diferentes patologías: un marcapasos ordena los latidos del corazón, un implante coclear permite recuperar la audición en personas sordas, y existen, incluso, otros dispositivos más sofisticados, como las prótesis mioeléctricas.



CLIC [AQUÍ](#) PARA VER EL VIDEO
<https://bit.ly/4dEbeVd>

Como se observa en el video, estas prótesis eléctricas son capaces de detectar las señales eléctricas producidas por los músculos y, por medio de diversos circuitos electrónicos, amplificarlas y convertirlas en el movimiento deseado por el usuario.

Para cerrar esta secuencia los y las invitamos a ver el siguiente video sobre un androide llamado Frank, el primer hombre biónico.



CLIC [AQUÍ](#) PARA VER EL VIDEO

<https://bit.ly/43BfC2R>

¿Qué reflexiones podemos hacer acerca de lo estudiado en esta secuencia y lo que se observa en el video? ¿Qué otras novedades acerca de este tipo de desarrollos conocen? ¿Qué piensan acerca de ellas? ¿Qué beneficios tienen? ¿Qué peligros pueden entrañar?

Esta instancia de cierre se puede realizar en una clase corta de media hora. Se espera que los y las estudiantes abran el debate acerca de este tipo de desarrollos y exploren sus ideas en relación a las diversas aristas que tienen estos temas. Además, esta es un cierre puede servir de nexo para trabajar de manera interdisciplinaria con otros espacios curriculares como Biología, Física, Filosofía, Ciudadanía y Política, entre otros.

Referencia

Morus, I. (26 de diciembre de 2018). Frankenstein: los experimentos reales que inspiraron la ciencia ficción. The conversation. Recuperado de <https://bit.ly/4kFczor>

FICHA TÉCNICA

Secuencia: Reacciones con mucha pila

Nivel: Secundario / Ciclo Superior

Cursos sugeridos: 4.º, 5.º y 6.º año

Espacio curricular: Ciencias Naturales - Química

Ciencias Naturales - Química

Eje curricular: Los materiales en el ambiente y la sociedad

Objetivos:

- Reconocer e interpretar reacciones de transferencia de electrones, en particular los procesos electrolíticos y los que tienen lugar en una pila voltaica.
- Interpretar, tanto a nivel macroscópico como submicroscópico las reacciones químicas involucradas en los procesos Redox, representándolas a través de ecuaciones químicas balanceadas.
- Aproximarse al concepto del voltaje eléctrico.

Aprendizajes y contenidos:

- Reconocimiento e interpretación de reacciones con transferencias de electrones: óxido-reducción, identificando la hemirreacción de oxidación, la de reducción, el agente oxidante y el reductor.
- Descripción del funcionamiento de una pila.

Sobre la producción de este material

Los materiales de *Hacemos Escuela* se producen de manera colaborativa e interdisciplinaria entre los distintos equipos de trabajo.

Autoría: María Soledad Martínez

Equipo de producción de materiales hipermediales y audiovisuales

Didactización: Lucrecia Stival

Corrección literaria: Luciana Frontoni

Diseño: Carolina Cena

Coordinación de producción: María Florencia Scidá

Coordinación general: Paula Fernández, Luciana Dadone y Ana Gauna

Coordinación de *Hacemos Escuela*: Fabián Iglesias

Cómo citar este material

Martínez, M. S., y equipos de producción del ISEP. (2025). Reacciones con mucha pila. *Hacemos Escuela*. Para el Ministerio de Educación de la Provincia de Córdoba.

*Este material está bajo una licencia Creative Commons
Atribución-NoComercial 4.0 Internacional.*



La Comunidad de prácticas es un espacio de generación de ideas y reinención de prácticas de enseñanza, donde se intercambian experiencias para hacer escuela juntos/as. Los/as invitamos a compartir las producciones que resulten de la implementación de esta propuesta en sus instituciones y aulas, pueden enviarlas a hacemosescuela@isep-cba.edu.ar.



Los contenidos que se ponen a disposición en este material son creados y curados por el Instituto Superior de Estudios Pedagógicos (ISEP) del Ministerio de Educación de la provincia de Córdoba.

