

## A3 Los limones y otras pilas – La electricidad a partir de la energía química

Esta secuencia de experimentos parciales forma una unidad lectiva que abarca desde los primeros conocimientos básicos del fenómeno de la “célula electroquímica” a partir de pilas simples de fruta o verdura, hasta la construcción de potentes acumuladores y pilas, pasando por la explicación en base a las diferentes tensiones de los metales. De esta forma se puede abordar el tema de la electroquímica así como aplicar en la práctica los conocimientos sobre las reacciones de reducción oxidación. Por supuesto, los experimentos también pueden realizarse de forma individual. El profesor o la profesora puede elegir libremente el grado de profundidad con que tratar el tema. Los materiales y aparatos suministrados alcanzan para ocho grupos de alumnos que realicen el experimento a la vez.

### 1 Pregunta central

Las pilas desempeñan un importante papel en la vida cotidiana altamente tecnificada de jóvenes y adultos. Sin ellas no “funciona” el teléfono celular o el reproductor de música MP3 ni la linterna. El objetivo consiste en determinar de dónde proviene esta energía eléctrica generada de forma química, en el caso más simple mediante la combinación de dos metales o de sus semicélulas. El punto de partida es el experimento popular -aunque con frecuencia engañoso- con la pila de limones; aquí sistemáticamente se le quitará la “magia”, de forma que los alumnos y alumnas después de realizar todos los experimentos entiendan básicamente cómo funcionan las pilas químicas. Aprenden a distinguir entre metales nobles y comunes, la importancia de electrolitos y cuál es la estructura de un circuito eléctrico en las semicélulas combinadas. Siguiendo unas pautas de trabajo científicas tienen la posibilidad de variar sistemáticamente el experimento para captar los principios subyacentes y entender de dónde proviene la energía eléctrica producida.

### 2 Integrar el experimento en el contexto educativo

#### 2.1 Base científica

La serie de tensión electroquímica de los metales es un elemento fundamental para entender de forma científica los fenómenos importantes en nuestras vidas. El aprovechamiento de las diferencias electroquímicas de los metales en las pilas es al mismo tiempo su principal aplicación. La profundización de los conocimientos relativos a los procesos de reducción oxidación, en los que se ceden y absorben electrones y en los que cuando se producen voluntariamente se libera energía, que puede ser aprovechada, se prepara con estos experimentos a nivel de los propios fenómenos.

Los alumnos y alumnas deberían tener conocimientos previos de la teoría de la electricidad. En particular, deberían conocer los principios subyacentes de la conexión en serie y en paralelo.

#### 2.2 Relevancia en el plan de estudios

Los procesos de reducción oxidación que tienen lugar en las pilas forman parte de los contenidos de una clase orientada a ampliar los conocimientos básicos de ciencias naturales. Según el país se encuentran en los planes de estudios de los alumnos y alumnas de 13 a 16 años y en más profundidad nuevamente para el grupo de edad de 16+. Dado que ya los alumnos de 10 a 12 años sienten curiosidad por ver cómo y con qué funcionan los aparatos eléctricos, los

experimentos que se proponen están concebidos de tal manera que se puedan utilizar también con alumnos de menor edad. A la inversa, en todo momento se puede ampliar y ahondar fácilmente hasta llegar al nivel de las partículas y de la transferencia de electrones.

Si bien las pilas son consideradas tradicionalmente como un tema a tratar en la asignatura de Química, los acumuladores modernos son al menos en igual medida objetos de interés para la Física. Por esta razón, el tema se puede abordar eventualmente de forma multidisciplinar.

**Temas y terminología:** El acumulador, las bases, la pila, la serie de tensión electroquímica de los metales, el electrolito, la producción de energía en las reacciones químicas, la deposición electrolítica de metales, la semicélula en la electroquímica, las soluciones alcalinas, las reacciones de reducción oxidación, las soluciones salinas, los ácidos, el separador, la conexión en serie, la tensión, la intensidad, la fuerza de las reacciones químicas, el hidrógeno

## 2.3 Conocimientos a adquirir

Los alumnos y alumnas ...

- entienden la fuerza de accionamiento que tienen las reacciones químicas (el potencial eléctrico, la fuerza electromotriz)
- reconocen la naturaleza noble o común de los metales como parámetro de su reactividad y su potencial como suministradores de energía.
- aprenden dos de los cuatro conceptos básicos de la Química, la “reacción química” y la “producción de energía en las reacciones químicas”.
- aprenden a analizar un fenómeno aplicando métodos de trabajo científicos, aquí en particular a través de la variación sistemática de diferentes factores individuales. En cuanto al nivel educativo se contribuye de esta forma a desarrollar y afianzar las competencias de “adquisición de conocimientos”.

## 2.4 El experimento en el contexto explicativo

Aquí se proponen en total seis experimentos parciales, aunque en parte se pueden agrupar. Conjuntamente se examina desde la sorpresa al observar un fenómeno hasta la comprensión en un primer nivel en el que se extraen conclusiones y la contextualización causal.

### 2.4.1 Experimento parcial 1: ¿Funciona bien la “pila de frutas y verduras”?

La “pila de limones” se construye con cobre (Cu) y zinc (Zn) siguiendo el modelo original y se pone a prueba en cuanto a su potencia. Con este fin se introducen los términos y las conexiones utilizados frecuentemente.

Atención: Si el diodo LED con la pila de fruta y verdura conectada no se prende no significa que haya un error. Es que nuestra pila en el mejor de los casos no suministra más de 1,1 V. El LED utilizado en la comprobación sólo se prende a partir de una tensión mínima de aprox. 1,7 V. Los alumnos y alumnas se darán cuenta de que el LED se prende cuando utilizan pilas de fruta y verdura conectadas en serie.

Según la fruta y verdura utilizadas y el estado de oxidación de los electrodos la potencia de nuestra pila de fruta y verdura es demasiado baja como para accionar un motor eléctrico. Dado el caso, sólo es factible con un pequeño motor solar con armadura de tipo campana. (Por cierto, esto supone para el profesor o la profesora una buena oportunidad de hablar con los alumnos y alumnas sobre un rendimiento suficiente de las fuentes de electricidad). La potencia demasiado baja de la pila de fruta y verdura se debe, sobre todo, a que la superficie de nuestros clavos o

electrodos es demasiado pequeña y de este modo la resistencia interna demasiado grande o la intensidad demasiado baja. Al conectar el motor solar se cae la tensión de nuestra pila. Pero la baja potencia no sólo se debe a la pequeña superficie de los electrodos, sino, sobre todo, a la falta de iones de cobre en el electrodo de cobre (véanse los experimentos parciales 2.4.4 y 2.4.6).

#### **2.4.2 Experimento parcial 2: La “pila de limones”: ¿Qué sirve para qué fin?**

En un primer paso de la variación de las condiciones experimentales se intercambian los metales y la fruta o la verdura como medios conductores de forma sistemática. El objetivo es que los alumnos y alumnas saquen como primera conclusión la noción de que siempre tiene que haber diferentes metales que se combinan entre sí, de forma que la corriente eléctrica no salga “del limón” y que el medio conductor se puede sustituir.

Sólo si se utilizan dos metales diferentes se crea una tensión. La solución salina (una solución de iones) en la fruta o la verdura establece a modo de electrólito la conexión necesaria entre los clavos de metal (los electrodos): Así se cierra el circuito eléctrico.

#### **2.4.3 Experimento parcial 3: La “pila de limones” sin limones**

En la “pila de limones” sin limones cambia el electrólito. El experimento con el ácido cítrico crea la impresión de que depende de una fruta determinada o incluso del ácido. Al utilizar con éxito la sal de mesa queda claro que se tiene que tratar de un medio acuoso en el que los iones deben estar sueltos. De esta forma queda clara la función indispensable del electrólito, es decir, que sirven para cerrar el circuito eléctrico mediante la conducción de iones.

#### **2.4.4 Experimento parcial 4: Una pila que soporta mucha carga**

Una advertencia previa importante: En caso de que no dispongan de sulfato de cobre este experimento parcial hay que omitirlo. El resultado principal obtenido con este experimento parcial es que la concentración de iones de  $\text{Cu}^{2+}$  son decisivos para el rendimiento del elemento de Cu/Zn se puede repetir desde un punto de vista técnico y didáctico hablando sobre el experimento parcial 6.

La pila de cobre y zinc con fruta o verdura, pero también con ácido o con salmuera es en realidad una célula de hidrógeno y zinc. Pues con la semicélula de cobre el electrodo de cobre queda inmerso en una solución de  $\text{Cu}^{2+}$ . En realidad en el lado del cobre sólo quedan trazas de Cu disueltas, de forma que al someter el electrodo de cobre a una pequeña carga ya no se deposita cobre sino hidrógeno (del  $\text{H}^+$  del electrólito). Esto se les puede explicar a los alumnos y alumnas mediante una “pila resistente”. En nuestro experimento, al sustituir la sal de mesa por sulfato de cobre se consigue que el electrodo de cobre pase de ser un electrodo de hidrógeno para convertirse en una verdadera semicélula de cobre.

El experimento parcial 4 se puede utilizar también para definir los primeros referentes de la serie de tensión de los metales en base a los valores de medición obtenidos en el experimento. Sin embargo, no se puede esperar una coincidencia demasiado buena con los valores científicos de la tabla. También la normalización respecto al electrodo estándar de hidrógeno tiene que producirse en otro lugar. Si se les indica a los alumnos y alumnas que los valores de la serie de tensión de los metales están fijados en concentraciones normales, es decir, que la tensión depende de la concentración, no hay más contradicción con los valores determinados por ellos. Por cierto, esto es algo que conoce todo el mundo: Cuanto más gastada esté una pila común, tanto menor la tensión.

### 2.4.5 Experimento parcial 5: ¿Un revestimiento de cobre como por arte de magia?

Una advertencia previa importante: En caso de que no dispongan de sulfato de cobre este experimento parcial hay que omitirlo. Este experimento parcial aclara por qué las pilas y los acumuladores requieren separadores. Sin separador se produce un cortocircuito interno y en nuestro caso se deposita el cobre en el electrodo de zinc. Esto se tiene que explicar a los alumnos y alumnas también sin el experimento. El segundo aspecto de este experimento parcial, el principio de la galvanización, no es indispensable para entender los elementos electroquímicos.

La superficie de todos los metales que se sumergen en la solución salina de un metal más noble se recubre con el metal noble precipitado de la solución. Dado que en los experimentos realizados el cobre depositado se distribuye en cantidades muy pequeñas, la deposición solo presenta un color rojizo al principio y después por influencia del oxígeno del aire se oxida formando óxido de cobre oscuro. A una temperatura de aprox. 21 °C comienza la deposición visible de Cu sobre la moneda, después de aprox. 20 a 30 minutos, a más tardar durante la noche, la moneda estará completamente recubierta. Si se calienta el proceso se producirá mucho más rápidamente. La lámina de aluminio quedará visiblemente afectada.

Con este experimento se muestra en particular el efecto de que una sal de un metal más noble recubre de forma espontánea uno más común. La protección contra la corrosión del hierro galvanizado funciona de forma similar al cobreado sin electricidad, aunque aquí no vamos a realizar ese experimento. También la limpieza de la plata opaca mediante la lámina de aluminio en la solución de sal de mesa se basa en un fenómeno de un elemento local galvanizado. El ácido cítrico contribuye en este experimento a que la deposición del cobre se produzca de forma uniforme; el ácido cítrico forma en una solución acuosa un complejo con los iones de cobre. Respecto a la fuerza impulsora y el equilibrio energético, el experimento muestra: Al cobrear se produce la transferencia de electrones directamente entre los átomos o los iones del metal, como si se tratara de un cortocircuito eléctrico interno y la energía se libera en forma de calor. En la célula electroquímica la transferencia de electrones tiene lugar a través de un circuito eléctrico externo, se genera energía eléctrica.

¿Qué papel juega el material de las monedas utilizadas? El material de las monedas, como el níquel y el latón, no desempeñan ningún papel en nuestro experimento electroquímico. La reacción química tiene lugar exclusivamente entre el aluminio común (-1,66 V) y el cobre noble (+0,35 V). El aluminio común se sumerge en la solución, los iones del cobre noble se separan de la moneda. En nuestro experimento la moneda desempeña el papel de un electrodo inerte. Si se utilizara en vez de una moneda un palito de grafito, p. ej., entonces éste también quedaría recubierto de cobre.

### 2.4.6 Experimento parcial 6: Una pila profesional de zinc y cobre

Una advertencia previa importante: En caso de que los alumnos y alumnas no pudieran realizar el experimento parcial 4 deberían aprovechar el experimento parcial 6 para aclarar los aspectos que se abordan en el experimento parcial 4.

El experimento parcial 5 ha mostrado: El electrodo de cobre y el de zinc en realidad no se pueden sumergir juntos como en el experimento 4 en la solución de sulfato de cobre. Porque como cortocircuito interno también se produce una deposición de Cu en el electrodo de zinc a modo de competencia con la deposición de cobre en el electrodo de cobre. La tensión y la corriente bajan

rápidamente si se exponen a una carga. Para evitarlo hay que separar como en todas las pilas y los acumuladores comercializados los espacios de electrólitos de ambos electrodos mediante un separador (una membrana parcialmente permeable). De esta forma se evita una mezcla y así un cortocircuito interno. Al respecto los alumnos y alumnas pueden construir ellos mismos una pila Daniell para finalizar. Aún cuando utilicemos sólo un pañuelo de papel como separador se verá claramente el principio subyacente. (Hoy en día, en la técnica se suele usar por lo general una lámina plástica con un tamaño definido de los poros, de forma que los iones necesarios para el circuito eléctrico interno (p. ej., el cloruro o sulfato) puedan pasar pero no los iones de metal.) Finalmente, la idea es transferir todo lo estudiado a la pila de limones del experimento parcial 2. Se puede reconocer que allí las membranas celulares de las células vegetales funcionan como separadores.

Según los conocimientos previos de los alumnos y alumnas o del grupo de edad al que pertenezcan el profesor o la profesora debería plantear al final la ecuación escrita o la fórmula para las células electroquímicas y las reacciones que tienen lugar en ellas.

## 2.5 Variantes de ejecución

- Todos los experimentos pueden ser realizados de forma individual o en pequeños grupos. Al variar los metales así como en los experimentos de larga duración el trabajo en equipos es una ventaja.
- Esto vale siempre que se pretende extraer conclusiones a partir de constataciones. En estas situaciones ha dado buenos resultados el método 1-2-4, en el que primeramente cada alumno o alumna aclara sólo o sola las conclusiones que saca y luego las comenta con su vecino o vecina. A continuación, en un grupo de cuatro se ponen de acuerdo y obtienen una explicación que o bien escriben o presentan a toda la clase (1-2-4-todos).
- En todos los experimentos se observan valores de medición que pueden variar mucho. Esto se debe a los numerosos factores distorsionantes como un contenido diferente de agua o ácido en las frutas, las propiedades de la superficie del metal, los contactos entre el metal y el gancho, etc. En parte se pueden compensar si se lija la superficie del metal y de esta manera queda rugosa. Los experimentos con aluminio metálico siempre traen consigo algún problema: Con frecuencia el aluminio se anodiza, por lo que las superficies quedan casi inertes desde un punto de vista químico. Pero también el aluminio no tratado está recubierto de una capa de óxido que impide fuertemente los procesos electroquímicos. En cada caso hay que lijar mucho la superficie para que quede bien rugosa. Si se añade en el experimento 5 relativo al cobreado un poco de ácido cítrico, como se sugiere aquí, se disuelve la fina capa transparente de óxido de la lámina de aluminio, activándolo, por lo que puede reaccionar de forma electroquímica.
- La profundización en los procesos a nivel de partículas debe hacerse en función del grupo de aprendizaje que se trate. La base de un examen en profundidad es el concepto de los iones, incluyendo el conocimiento de que los iones en todas sus propiedades se diferencian de los átomos correspondientes y que llevan una carga.

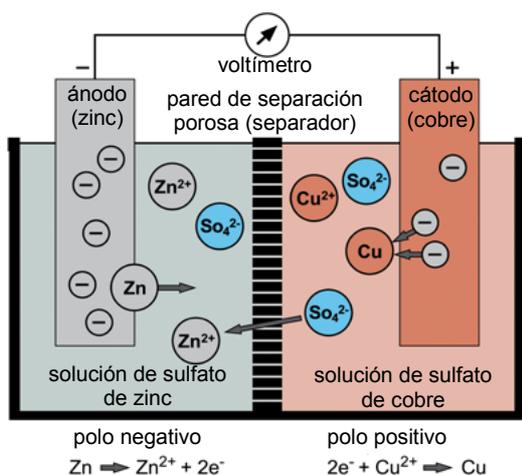


Fig. 1: La célula electroquímica en base al ejemplo de zinc y cobre (la pila Daniell).

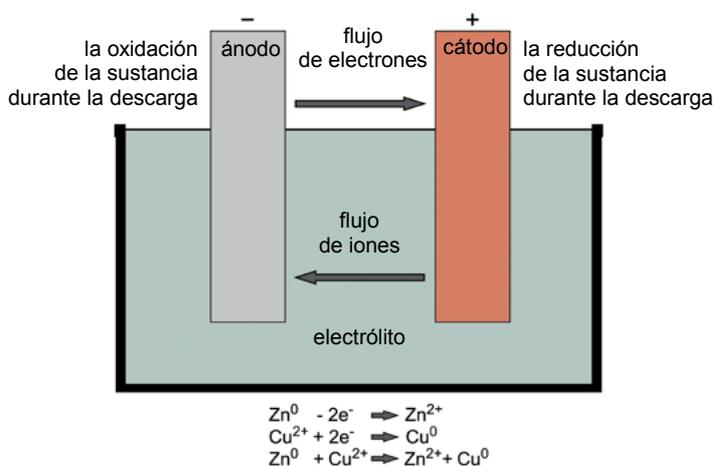


Fig. 2: Esquema general de la célula electroquímica como sistema de reducción oxidación.

- A fin de destacar la importancia de las pilas comunes se pueden utilizar también otros consumidores (p. ej., un reloj). Si se requiere una tensión más alta pueden combinarse varias pilas Daniell. Mediante una conexión en serie se logra de esta forma aprox. + 1 V (**Atención:** ¡no pasarse de 10 V!).
- Una variante interesante es la así llamada pila voltaica, en el que se combinan varias placas de metal de forma vertical. En el siguiente capítulo encontrarán las instrucciones a este respecto.

### 3 Informaciones adicionales sobre el experimento

Para preparar y/o profundizar este experimento encontrará información complementaria en el Portal de Medios de la Siemens Stiftung:

<https://medienportal.siemens-stiftung.org>

### 4 Observaciones sobre la realización del experimento

#### 4.1 Lugar en el que se realiza el experimento

No se requiere un lugar especial para realizar los experimentos.

#### 4.2 Tiempo necesario

	preparación y realización	evaluación
Experimento parcial 1	10 – 15 min.	15 min.
Experimento parcial 2	15 – 20 min.	20 min.
Experimento parcial 3	15 – 20 min.	10 min.
Experimento parcial 4	hasta 1 h (dependiendo del grado de detalle con que se investigue)	20 min.

	preparación y realización	evaluación
Experimento parcial 5	5 – 10 min.	15 min. Si es necesario, la evaluación se puede realizar el día siguiente, aprox. 10 min.
Experimento parcial 6	20 min. con elaboración de las fórmulas 30 – 40 min.	15 min.

### 4.3 Advertencias de seguridad

Los experimentos sólo pueden ser realizados bajo la vigilancia del profesor o de la profesora. Hay que advertir a los alumnos y alumnas que los materiales suministrados sólo se deben utilizar siguiendo las instrucciones correspondientes.

En estos experimentos tenga en cuenta los siguientes peligros posibles y llame la atención de los alumnos y alumnas a este respecto:

- Procure que los materiales y aparatos no se dañen a causa del agua.
- Hay que procurar que el acumulador no tenga un cortocircuito.  
¡Hay peligro de explosión y de incendio!
- El ácido cítrico (experimento parcial 5) está irritante. En pequeñas cantidades, sin embargo, es inocuo (forma parte de muchos alimentos, el ciclo de ácido cítrico en el cuerpo humano). El ácido cítrico puede irritar los ojos. Si entra en contacto con los ojos hay que enjuagar a fondo con agua y consultar al médico. En los experimentos con ácido cítrico hay que llevar gafas protectoras.

- Al manipular el sulfato de cobre (en el experimento parcial 4) hay que procurar que no entre en contacto con la piel, que no se ingiera y que al acabar el experimento se recojan y eliminen todas las soluciones que contienen sales de cobre.

El sulfato de cobre está clasificado como peligroso para la salud y contaminante. Aunque hay que tener en cuenta que sólo es peligroso para la salud si se ingiere en grandes cantidades o si entra en contacto durante mucho tiempo con la piel.

Según la normativa internacional GHS sobre sustancias peligrosas: "Peligro"



Indicaciones de peligro H: H332, H312, H400  
Indicaciones P: P260, P305, P351, P338

## 4.4 Aparatos y materiales

### A adquirir o preparar previamente:

- fruta (limón, naranja, kiwi, manzana)
- verdura (pepino, papa, calabacín), de ser posible que sea jugosa
- agua
- sulfato de cobre
- recipiente residual para la solución de sulfato de cobre
- pañuelos de papel, rollo de papel de cocina o papel higiénico
- moneda de latón o de níquel

El sulfato de cobre requerido para los experimentos parciales 4 y 5 no se puede suministrar en la caja. Pero se puede comprar en los comercios que venden productos para experimentar en los laboratorios escolares. Además, a nivel internacional se compra en las tiendas que venden productos para las piscinas y peceras o acuarios.

### Incluido en el suministro:

Los aparatos y materiales entregados son suficientes para que **ocho** grupos de alumnos realicen el experimento en paralelo. Con excepción del motor solar, que sólo está disponible para dos grupos de alumnos. El cableado y la utilización correctos del multímetro, los LED y el motor es algo que debería aclarar el profesor de antemano en función de los conocimientos de los alumnos y alumnas, si hace falta haciendo una demostración.

Para **un** grupo de alumnos se requieren los siguientes materiales de la caja:

material	cantidad
pila, 9 V	1x
rollo de papel de aluminio	1x
vaso de plástico, 100 ml	3x
vaso de plástico (transparente), 500 ml	3x
multímetro digital	1x
hélice doble para el motor solar pequeño	1x (hay que compartirlo con tres grupos más)
banda elástica	2x
cuchara de café	1x
sal de mesa, caja	1x
clavo de cobre (como electrodo)	2x
LED rojo (caja transparente), 1,7 V	1x
juego de cable de medición banana/cocodrilo, en rojo y negro, respectivamente	1x
clavo (de acero, "hierro")	1x
clip para plantas (para fijar el motor)	1x
fuelle o recipiente de plástico	1x
gafas protectoras	1x*
motor solar pequeño, 0,1 V/2 mA, armadura tipo campana	1x (hay que compartirlo con tres grupos más)
cable conector de cocodrilo	6x
clavo de zinc (como electrodo)	2x
ácido cítrico, bote	1x para toda la clase

\*En total se suministran 16 gafas protectoras para todos los alumnos y alumnas en todos los grupos. Si participaran más alumnos y alumnas en los experimentos, si hace falta hay que conseguir gafas protectoras de la escuela.



Fig. 3: Aparatos y materiales incluidos en el suministro para un grupo de alumnos.

#### 4.5 Poner orden, eliminar residuos, reciclar

Todos los aparatos y casi todos los materiales suministrados en la caja se pueden reutilizar. Por ello debería asegurarse de que al concluir cada experimento coloquen todo nuevamente en la caja correspondiente. Así estará seguro de que Ud. y sus compañeros de trabajo encuentren todo rápidamente cuando lo quieran volver a utilizar.

Los aparatos que se hayan ensuciado al realizar los experimentos, como, p. ej., vasos, recipientes, cucharas, tubos de ensayo, deberían ser limpiados antes de colocarlos en las cajas. Lo más fácil es que los alumnos y alumnas se ocupen de hacerlo al finalizar el experimento.

Además, asegúrese de que los aparatos estén listos para ser utilizados en la próxima ocasión. Por ejemplo, hay que poner a cargar las pilas usadas. (También es recomendable cuando no se han usado las pilas desde hace tiempo).

Los materiales no reciclables como, p. ej., las barritas de medición del valor pH o el papel de filtro, deben ser tirados a la basura correcta.

Los residuos resultantes de este experimento se pueden tirar a la basura normal o por el desagüe.

**Excepción:** La solución de sulfato de cobre debe ser eliminada como residuo químico anorgánico.