

ENSEÑANZA  
DE LA QUÍMICA



Josep Corominas<sup>1</sup>

Aureli Caamaño<sup>2</sup>

<sup>1,2</sup> Centre Didàctic de Ciències  
Experimentals

Col·legi de Doctors i Llicenciats  
de Catalunya

Rambla de Catalunya, 8  
08007 Barcelona

<sup>1</sup>Ce.: [jcoromi@xtec.cat](mailto:jcoromi@xtec.cat)

<sup>2</sup>Ce.: [aurelicaamano@gmail.com](mailto:aurelicaamano@gmail.com)

Recibido: 26/01/2022

Aceptado: 12/05/2022

# De la pila Bagdad a una pila con un sacapuntas y una mina de lápiz, pasando por la pila Daniell y la pila de Volta

Josep Corominas y Aureli Caamaño

**Resumen:** A principios del siglo XIX, Alessandro Volta presentó la primera pila electroquímica; desde entonces el conocimiento de las reacciones que generan corriente eléctrica no ha cesado de progresar. Este artículo presenta la construcción de diversas pilas electroquímicas usando materiales cotidianos. Se comienza reconstruyendo un supuesto dispositivo electroquímico, la pila de Bagdad, que data del siglo II aC, y se continúa con la construcción de una pila Daniell portátil, una pila tipo Volta y una pila casera mediante un sacapuntas y un lápiz.

**Palabras clave:** Pilas galvánicas, pila de Volta, fuerza electromotriz, reacciones redox.

**Abstract:** At the beginning of the 19th century, Alessandro Volta presented the first electrochemical cell; Since then, the knowledge of the reactions that generate electric current has not stopped progressing. This article presents the construction of various electrochemical cells using everyday materials. It begins by rebuilding a supposed electrochemical device, the Baghdad battery, dating from the second century BC, and continues with the construction of a portable Daniell battery, a Volta-type battery and a homemade battery using a pencil sharpener and pencil.

**Keywords:** Galvanic cells, Volta's cell, electromotive force, redox reactions.

## Introducción

Las pilas electroquímicas han sido uno de los más importantes descubrimientos de la historia. En todos los países los respectivos currículos tienen uno o varios capítulos dedicados a los conceptos relacionados con la producción de electricidad mediante reacciones químicas de oxidación-reducción. En la mayoría se señala la importancia de contextualizar situaciones relacionadas con la vida cotidiana de los estudiantes haciendo ver su interés en los aspectos personales, profesionales y sociales<sup>1,2</sup>.

En este artículo se describen diferentes maneras de montar pilas electroquímicas, usando materiales al alcance de cualquier estudiante, indicando en cada uno de los experimentos la reacción química que tiene lugar. Cada una de las actividades descritas puede servir para diferentes niveles de la enseñanza, según la forma en que se presentan.

## 1. La llamada "pila de Bagdad"

El año 1936 unos arqueólogos encontraron en las afueras de la ciudad de Bagdad una jarra datada en el siglo II antes de nuestra era, que consideraron podía ser la primera pila electroquímica conocida. Un recipiente de arcilla que contenía un tubo cilíndrico de cobre y dentro un cilindro de hierro, aislado del cobre por un tapón (Figuras 1 y 2).



Figura 1. La "pila de Bagdad" (<https://www.bbc.com/mundo/noticias-39558387>, visitada el 31/05/2022)



Figura 2. Reconstrucción de la pila de Bagdad (<https://www.bbc.com/mundo/noticias-39558387>, visitada el 31/05/2022)

El hecho de que hubiera dos metales y fuera posible rellenar el espacio entre ellos con un electrolito (vinagre o zumo de frutas) hizo pensar en un primitivo dispositivo electroquímico. Sin embargo, no se pudo determinar si el dispositivo tuvo la utilidad que se le había supuesto al no haberse encontrado restos de cables para conexión ni objetos plateados o dorados cerca. La jarra estuvo en las vitrinas del museo de Bagdad hasta que, tras sucesivos disturbios y expolios, desapareció en 2003.

En primer lugar, reconstruiremos la supuesta "pila" y mediremos su fuerza electromotriz (FEM,  $E^{\circ}_{pila}$ ). Este valor lo compararemos con el valor de  $E^{\circ}_{pila}$  calculado a partir de los potenciales estándar de reducción ( $E^{\circ}$ ) de las semirreacciones que tienen lugar:

$$E^{\circ}_{pila} = E^{\circ}_{red,cátodo} - E^{\circ}_{red,ánodo}$$

o del potencial estándar de oxidación y el de reducción:

$$E^{\circ}_{pila} = E^{\circ}_{oxid,ánodo} + E^{\circ}_{red,cátodo}$$

Hay que tener en cuenta que ambos valores ( $E_{pila}$  i  $E^{\circ}_{pila}$ ) solo coincidirán si las concentraciones de las disoluciones usadas son de 1 mol dm<sup>-3</sup>. En caso contrario, el valor calculado de  $E^{\circ}_{pila}$  solo coincidirá aproximadamente con el medido.

### Material

- Un bote pequeño de barro, si puede ser parecido al de la Figura 1.
- Tubo de cobre, diámetro aproximado de 1 cm y longitud la altura del bote de barro.
- Clavo de hierro no galvanizado de longitud algo mayor que la del tubo de cobre.
- Vinagre comercial (6% en ácido acético, que corresponde aproximadamente a 1 mol/L).
- Vela.

### Montaje de la pila

Con la vela encendida se deja caer cera en el fondo del bote. Antes de que solidifique, se fija el tubo de cobre al fondo y, a continuación, se fija dentro del tubo el clavo de hierro, sin que se toquen (Figura 3).

Se vierte vinagre en el espacio entre el tubo y el clavo.



**Figura 3.** Dos "pilas de Bagdad". Se pueden usar pequeñas jarras que se venden en mercados navideños para decoración del Belén.

### Medida del voltaje

Se conecta un voltímetro a los electrodos de la pila: el polo positivo del voltímetro se conecta al tubo de cobre (supuesto polo positivo) y el negativo al clavo de hierro (supuesto polo negativo de la pila) (Figura 4).

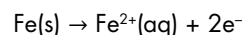


**Figura 4.** Se llena el espacio entre el tubo de cobre y el clavo de hierro con vinagre y se conectan los electrodos a un voltímetro. En los primeros instantes, la diferencia de potencial es de 0,54 V. Al cabo de unos minutos sube a 0,60 V.

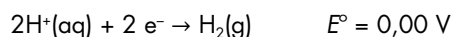
### Interpretación de la reacción

El hecho de que la diferencia de potencial medida sea positiva nos indica que efectivamente el clavo de hierro es el ánodo (electrodo negativo), donde tiene lugar la oxidación, y el cobre el cátodo (electrodo positivo), donde tiene lugar la reducción.

La semirreacción de oxidación que tiene lugar en el ánodo es:

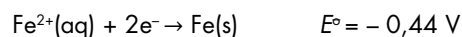


Pero, ¿cuál es la semirreacción de reducción que puede tener lugar en el cátodo? Puesto que se utiliza un medio ácido, puede suponerse que se reducen los iones hidrógeno:



La observación de un ligero desprendimiento de burbujas parece confirmar esta hipótesis.

El potencial estándar de reducción de la semirreacción de reducción del  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  es:



Por tanto, los potenciales estándar de reducción confirman que el  $\text{Fe(s)}$  se oxidará y los iones  $\text{H}^{+}(\text{aq})$  se reducirán, y que la FEM de la pila en condiciones estándar será:

$$E^{\circ}_{pila} = E^{\circ}_{red,cátodo} - E^{\circ}_{red,ánodo}$$

$$E^{\circ}_{pila} = 0,0\text{V} - (-0,44 \text{ V}) = +0,44 \text{ V}$$

Una medida de la intensidad suministrada por la pila da valores muy pequeños, alrededor de 5 mA. Ello nos lleva a la conclusión de que el dispositivo no fue concebido como pila electroquímica. Queda abierto el debate de cuál fue su verdadera utilidad.

## 2. Un puente salino eficaz y original para una pila galvánica clásica

La Figura 5 muestra un esquema de una pila galvánica con electrodos de Zn y Cu (pila Daniell), sumergidos en disoluciones de  $ZnSO_4$  y  $CuSO_4$ , respectivamente, de concentración  $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ . El puente salino permite mantener el flujo de iones que equilibran las cargas eléctricas generadas en los procesos de oxidación y de reducción.

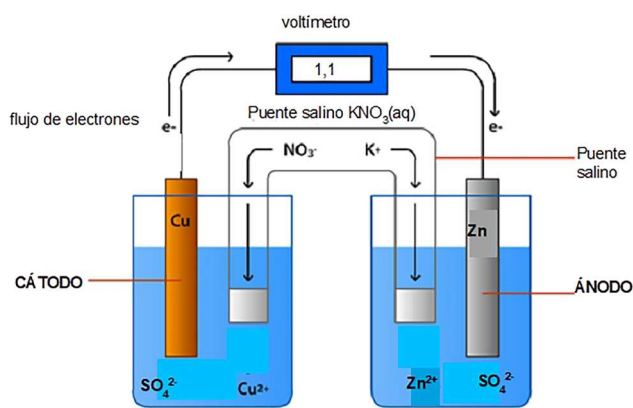


Figura 5. Pila galvánica con los metales cobre y zinc en contacto con las respectivas disoluciones de sus iones. [http://chemwiki.ucdavis.edu/Analytical\\_Chemistry/Electrochemistry/Voltaic\\_Cells](http://chemwiki.ucdavis.edu/Analytical_Chemistry/Electrochemistry/Voltaic_Cells)

Como se ve en el esquema de la figura 5, la pila tiene el inconveniente de su difícil transporte al estar formada por recipientes con líquidos. En el siguiente dispositivo (Figura 6A) se muestra cómo se puede solucionar este problema usando espuma floral, impregnada con las soluciones iónicas<sup>3</sup>.

La **espuma floral** es una resina de fenol-formaldehído esponjosa. Se usa en floristería para mantener flores en buen estado sin necesidad de introducirlas en un jarro con agua. La comercializa OASIS Floral Products®. OASIS Bio Maxlife® también produce una esponja con iguales características de absorción de agua y biodegradable a partir de polvo de roca volcánica.

### Construcción de una pila Daniell con espuma floral

#### Material

- 3 bloques de espuma floral (en la Figura 6A miden  $5 \text{ cm} \times 2 \text{ cm} \times 2 \text{ cm}$ ), pero las medidas son indiferentes.

- Láminas de cobre y zinc (unos  $5 \text{ cm} \times 1 \text{ cm}$ ).
  - Disoluciones  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  de sulfato de cobre (II),  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , y de sulfato de zinc ( $ZnSO_4$ ).
  - Disolución de nitrato de potasio,  $KNO_3$ . Se recomienda concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , pero puede ser de valores inferiores.
  - 3 recipientes para dejar en remojo los bloques de espuma floral en las disoluciones.
  - Voltímetro.
- Usar guantes para manejar las espumas una vez empapadas de solución.

#### Montaje de la pila

Se deja en remojo varias horas cada uno de los bloques en sus respectivas disoluciones.

Se introduce la lámina de cobre en el bloque impregnado con la solución de sulfato de cobre y la lámina de zinc en el bloque impregnado con la solución de sulfato de zinc.

Se monta la pila tal como muestra las Figuras 6 A y 6B.

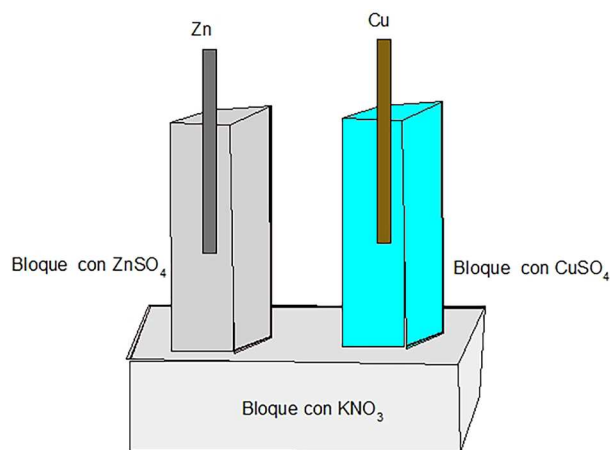


Figura 6A. Pila de Daniell "portátil" con bloques de espuma floral.

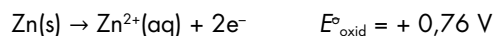
#### Medida del voltaje

Se conecta un voltímetro con el polo positivo unido al electrodo de cobre y el negativo al electrodo de zinc.

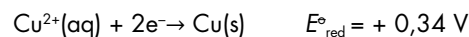
El voltaje medido varía entre 1,0 y 1,1 V (Figura 6B).

#### Interpretación de la reacción

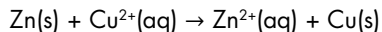
La semirreacción de oxidación que tiene lugar en el ánodo es:



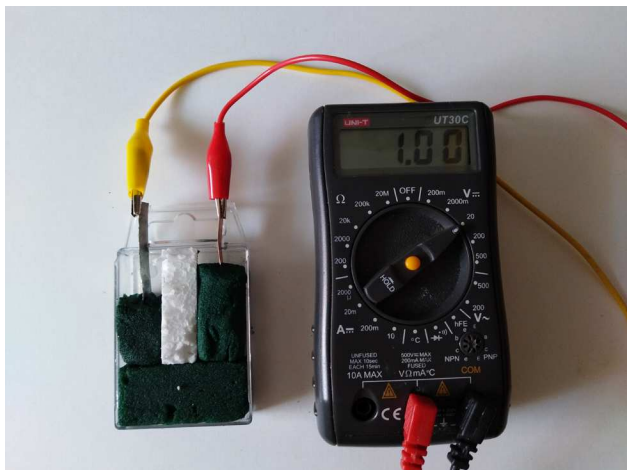
La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:



La reacción global es:



$$E_{\text{pila}}^{\circ} = 0,76 \text{ V} + 0,34 \text{ V} = 1,10 \text{ V}$$



**Figura 6B.** Pila de Daniell "portátil". Se ha montado aprovechando una caja que contenía tornillos de ferretería. Un trozo de porexpan mantiene fijos los elementos.

#### Aspectos de seguridad y gestión de los residuos

Las disoluciones de sulfato de cobre (II) y sulfato de zinc pueden provocar irritación cutánea y ocular. Los restos deben depositarse en los correspondientes contenedores.

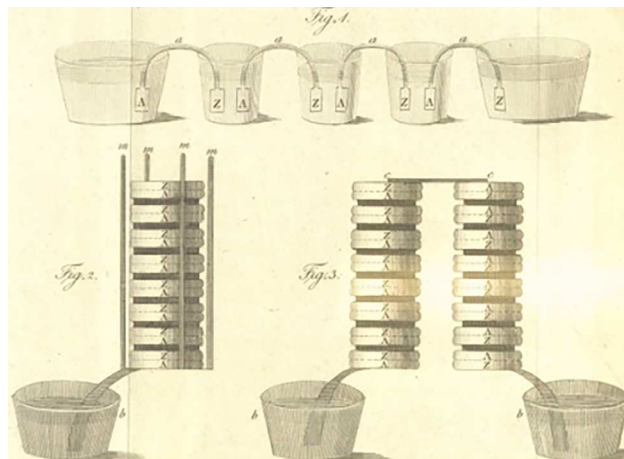
La espuma floral se corta fácilmente con un cuchillo. Deben tomarse precauciones por posibles alergias e irritaciones.

Los bloques, una vez usados, se guardan en bolsas o en frascos que cierren herméticamente. Se pueden usar varias veces.

Evidentemente cualquier material poroso y con cierta consistencia sirve en lugar de la espuma floral. Se ha probado con patata, preparados de gelatina y tofu con resultados muy parecidos a los de la espuma floral. El inconveniente es que cualquier tipo de alimento se estropea y no es posible reutilizarlo.

### 3. La pila de Volta

En una carta con fecha 20 de marzo de 1800 dirigida a la *Royal Society* en Londres<sup>4</sup>, Alessandro Volta detalló por primera vez la construcción de su pila. Sus observaciones partían de los informes de Luigi Galvani de unos años antes sobre las contracciones de la pata de una rana al entrar en contacto con dos metales diferentes. Para Volta es el contacto de dos metales distintos a través de una solución salina lo que crea una tensión eléctrica. Volta usó zinc y plata (Figura 7). Esta última se puede reemplazar por cobre.



**Figura 7.** Los dibujos de la pila de Volta se encuentran en la carta dirigida a la Royal Society. Empezando por abajo la sucesión de elementos es: A(plata), Z (zinc), disco de fieltro o cartón empapado en una solución salina...

¿Que indujo a Volta a interponer discos de fieltro o cartón empapados en solución salina? Seguramente Volta razonó que, si el apilamiento fuera plata/zinc/plata/zinc/plata/zinc..., el primer contacto plata /zinc (A/Z) generaría una tensión eléctrica, pero el siguiente par Z/A generaría una tensión nula<sup>5</sup>. Por tanto, el papel de los discos era impedir los contactos directos entre los pares A/Z y Z/A

No fue hasta los experimentos de Michael Faraday que quedó claro que la causa de la corriente generada era la oxidación del zinc ya fuera por el oxígeno disuelto en el agua salada o por los iones hidrógeno del agua acidulada, si se usara esta para mojar los discos.

#### Construcción de una pila de Volta con monedas

##### Material

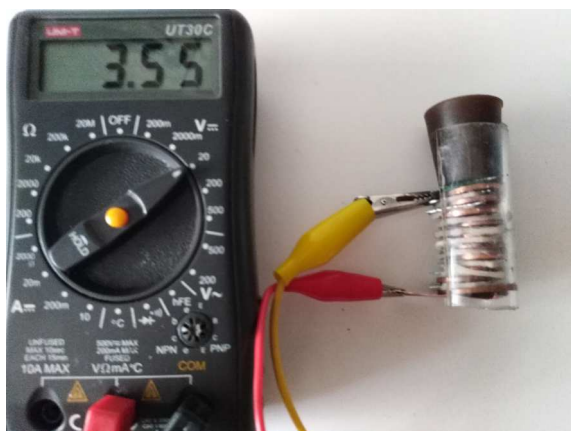
- Monedas de 1, 2 o 5 céntimos de euro (son de acero recubierto de cobre).
- Discos de fieltro de un diámetro igual al de la moneda escogida.
- Discos o trozos de zinc del tamaño equivalente a las monedas empleadas.
- Soporte para mantener apiladas las monedas.
- Agua salada.
- Voltímetro.

##### Montaje de la pila y medida del voltaje

Es importante tener algún tipo de soporte para apilar las monedas e impedir que la columna se desplome. En las Figuras 8A y 8B se ha usado un tubo de metacrilato seccionado a lo largo, dejando una abertura de unos milímetros para permitir la correcta colocación de los elementos.

Se mojan los discos de fieltro en agua salada (una cucharadita de sal de cocina en un vaso pequeño con agua del grifo).

Se van colocando en el siguiente orden las piezas: moneda-fieltro-pieza de zinc-moneda-fieltro-pieza de zinc... (Figuras 8A y 8B).



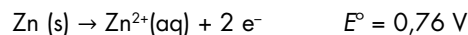
**Figura 8A.** Pila de Volta con 10 monedas de 2 céntimos de euro y los correspondientes fieltros y trozos de zinc. Los fieltros se han mojado con agua salada. Una pequeña placa de cobre en contacto con la moneda inferior facilita la conexión con pinzas de cocodrilo. Voltaje obtenido: 3,55 V.



**Figura 8B.** Pila de Volta con 100 monedas de 2 céntimos de euro y los correspondientes fieltros y trozos de zinc. Los fieltros se han mojado con agua salada. La columna mide 30 cm. Voltaje obtenido: 77 V. La intensidad es muy pequeña, del orden de 31 mA

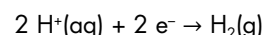
### Interpretación de la reacción

En el ánodo se produce la oxidación del zinc:

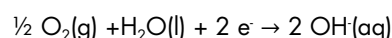


Surge la pregunta de qué especie química recoge los electrones que se liberan en el ánodo. Tanto la plata como el cobre se comportan como electrodos inertes. La pila de Volta difiere en ese aspecto de la pila Daniell, en la cual la presencia de iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  explica la semirreacción de reducción.

Una hipótesis podría ser que se reducen los iones  $\text{H}^{+}$  de la solución salina que se forman por la autoionización del agua. La semirreacción de reducción en el cátodo sería entonces:



Sin embargo, no se observa desprendimiento de gas. De hecho, la concentración de iones  $\text{H}^{+}$  es muy baja en una solución salina. En realidad, es el oxígeno disuelto en la solución salina la especie que interviene en la semirreacción de reducción<sup>5</sup>:



Una comprobación de la intervención del oxígeno lo podemos hacer mediante el experimento siguiente.

### El papel del oxígeno en la pila de Volta

#### Material

- Una pila de Volta.
- Voltímetro.
- Frasco que cierre herméticamente y en el que pueda extraerse el aire. Se pueden encontrar en tiendas para accesorios de cocina. Debe tener un volumen suficiente para poner dentro el voltímetro, la pila y los cables de conexión.
- Pequeña bomba de vacío manual para extraer el aire del frasco.

#### Procedimiento

Una vez preparada la pila de Volta, se introduce en el frasco junto con un voltímetro con las correspondientes conexiones. Se cierra el frasco.

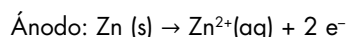
Se toma nota del voltaje que indica el voltímetro (Figura 9 A). Este valor corresponde a la pila funcionando en contacto con aire a presión atmosférica.

A continuación, se extrae una cierta cantidad de aire usando la bomba de vacío manual y se toma nota del nuevo voltaje (Figura 9B).

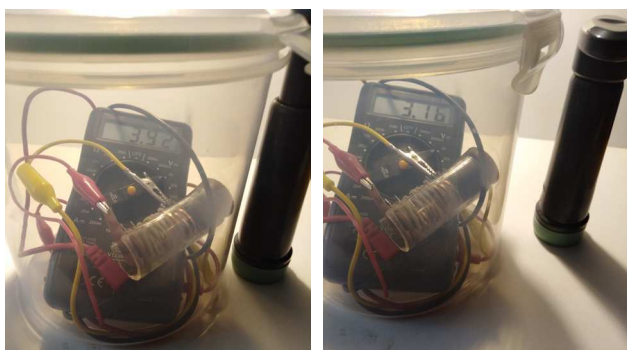
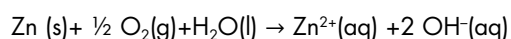
Como se puede apreciar en los valores indicados de voltaje, al extraer una cierta cantidad de aire el voltaje disminuye de 3,92 V a 3,16 V, es decir, en un 19%. Por tanto, se ha constatado que el voltaje de la pila depende de la

concentración de oxígeno presente en el aire (y también en la disolución) y que, por tanto, el oxígeno es la especie química que se reduce. Experimentos más cuidadosos y con mejor material dan lugar a resultados parecidos<sup>6</sup>.

En conclusión, en la pila de Volta, las dos semirreacciones que tienen lugar son:



Y la reacción total es:



**Figura 9A (izquierda).** Pila de Volta con 5 monedas de 2 céntimos de euro y los correspondientes filtros y discos de zinc. La pila se ha colocado en un frasco de 2 L en el que puede extraerse el aire. El voltímetro marca 3,92 V.

**Figura 9B (derecha).** Se extrae un pequeño volumen de aire. El voltímetro marca ahora 3,16 V. Al dejar entrar aire de nuevo, el valor inicial se recupera. La bomba manual se aprecia a la derecha del frasco. Al ser de polipropileno, solo se pueden hacer unos 10 extracciones antes de que la presión exterior lo deforme. Un sencillo cálculo indica que solo se ha extraído un 15% de oxígeno.

#### 4. Pila con sacapuntas y lápiz

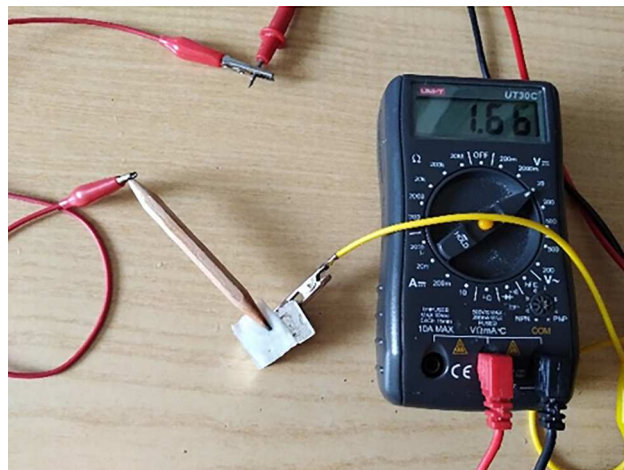
Muchos estudiantes se sorprenden cuando se les dice que pueden montar una pila con objetos que llevan para trabajar en clase. Buscando en su estuche escolar siempre hay lápices y sacapuntas. Con ellos pueden montar una pila<sup>7,8</sup>.

Podemos tener una pequeña colección de metales con diversos sacapuntas que venden en papelerías (Figura 10). Los sacapuntas de magnesio (marca KUM®) se consiguen en comercios especializados en material de dibujo artístico.



**Figura 10.** Pequeña colección de sacapuntas metálicos. De izquierda a derecha: de magnesio, de aluminio, de zinc y de latón.

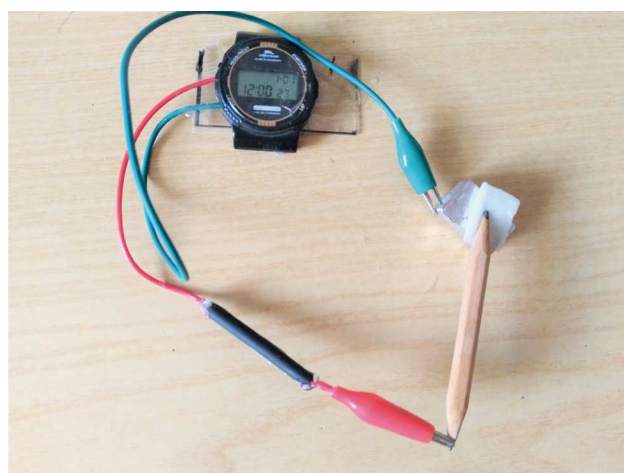
En la pila de Volta, es el metal zinc el reductor ( $E^{\circ}_{\text{red}} = +0,76 \text{ V}$ ). De la colección de metales de la Figura 10, el magnesio actuará como un reductor más eficaz al ser su  $E^{\circ}_{\text{red}} = +2,38 \text{ V}$ . Como cátodo se utiliza el grafito de una mina de lápiz.



**Figura 11.** Entre el sacapuntas y el lápiz, se intercala un trocito de papel de cocina mojado en agua salada. Previamente con el sacapuntas, se descubre la mina del lápiz por los dos extremos.

Como electrolito se puede utilizar una solución salina, obteniéndose un voltaje de 1,66 V (Figura 11), o una solución ácida –por ejemplo, de vinagre–, en cuyo caso el voltaje obtenido es todavía algo mayor, llegando a los 1,80 V. En este caso la reacción de reducción forma gas hidrógeno,  $\text{H}_2(\text{g})$ , a partir de los iones  $\text{H}^+(\text{aq})$ .

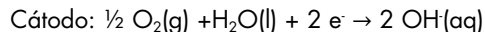
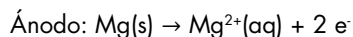
El voltaje y la intensidad proporcionada por una pila de este tipo permiten activar un reloj digital (Figura 12).



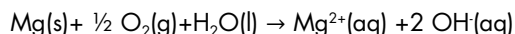
**Figura 12.** El voltaje y la intensidad de una pila con sacapuntas de magnesio permiten activar un reloj digital.

#### Interpretación de la reacción

Las semirreacciones de oxidación y de reducción que tienen lugar, utilizando un papel impregnado de una solución salina, son:



La reacción total es:



Usando un trozo de papel indicador humedecido con agua desionizada entre el sacapuntas y la mina del lápiz, se observa el cambio de color a medio básico, lo que confirma la producción de iones OH<sup>-</sup> en el cátodo (Figura 13).

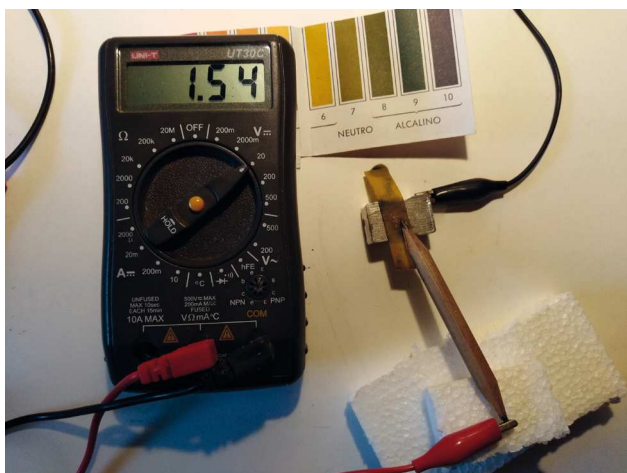


Figura 13. Evidencia de la formación de un medio básico en el cátodo.

## 5. Conclusiones

Los experimentos y montajes presentados en este artículo pueden utilizarse en 4º de ESO y en cursos del bachillerato. Todos ellos se han presentado en diversos cursos de formación, organizados en Cataluña por el *Departament d'Educació* y por la *Fundació Catalana per a la Recerca i la Innovació*.

Debido a las restricciones Covid de los dos últimos cursos, la presentación se hizo *on line*. Los profesores participantes realizaron los experimentos con sus alumnos con los recursos de que disponían en sus centros.

Es importante hacer notar a los estudiantes cómo evolucionó la interpretación inicial de los dos metales como agentes causantes de la generación de electricidad a una idea basada en la separación de las semirreacciones de oxidación y reducción en un dispositivo, independientemente de cuáles sean las especies químicas que intervienen en las semirreacciones.

## 6. Bibliografía

- [1] D. C. Orlich, R. J. Harder, R. C. Callahan, M. S. Trevisan, A. H. Brown, D. E. Miller; *Teaching Strategies. A Guide to Effective Instruction*, 10.ª ed., 2012, Wadsworth Cengage Learning. Belmont. California.
- [2] M. Rocard, *Science Education Now: A Renewed Pedagogy for the Future of Europe* (2007). <http://bit.ly/1ixEQz5> (visitada el 31/11/2021).
- [3] Este montaje fue presentado por Brigitte Leyh-Nihant, profesora en el Athénée Royal d'Eupen en el congreso de la asociación ABPPC (*Association belge des professeurs de physique et chimie*), Mons, 2019. Fue presentado también por la delegación belga en *Science on Stage 2019*, Cascais, Portugal.
- [4] On the Electricity excited by the mere contact of conducting substances of different kinds. In a letter from Mr. Alexander Volta (...). <https://royalsocietypublishing.org/doi/pdf/10.1098/rstl.1800.0018>
- [5] G. Cosentino, La pile de Volta comme vous ne l'avez (peut-être) jamais vue, *Bulletin de l'ABPPC*, 57, 213, 2019.
- [6] T. Clarke, M. Glasscott, J. Dick, The role of oxygen in the voltaic pile. *J. Chem. Educ.*, 2021, 98, 2927–2936.
- [7] J. Corominas, El sorprenent comportament d'algunes maquinetes de fer punta al llapis. *Revista Ciències*, 1, abril, 2005. UAB. <https://revistes.uab.cat/ciencies/issue/view/n1>
- [8] J. Corominas, Química en la oficina. *Alambique*, 54, p. 109-114. Octubre, 2007.