



Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias
ISSN: 1697-011X
revista.eureka@uca.es
Universidad de Cádiz
España

Encendiendo un diodo led con una pequeña batería hecha en casa

Rojas Bolaños, Omar

Encendiendo un diodo led con una pequeña batería hecha en casa

Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias, vol. 20, núm. 2, 2023

Universidad de Cádiz, España

Disponible en: <https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=92073956001>

DOI: https://doi.org/10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2023.v20.i2.2401

Encendiendo un diodo led con una pequeña batería hecha en casa

Lighting up a LED using a homemade small-scale battery

Omar Rojas Bolaños

Sede Guanacaste, Universidad de Costa Rica, Costa Rica

omar.rojas@ucr.ac.cr

 <https://orcid.org/0000-0001-8876-3181>

DOI: [https://doi.org/10.25267/](https://doi.org/10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2023.v20.i2.2401)

Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2023.v20.i2.2401

Redalyc: <https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=92073956001>

Recepción: 21 Marzo 2022

Revisado: 27 Octubre 2022

Aprobación: 18 Diciembre 2022

RESUMEN:

Se describe la construcción de una batería de aluminio-hipoclorito de sodio. La batería fue fabricada a partir de reactivos caseros y materiales obtenidos en el supermercado. El diseño propuesto es pequeño, fácil de ensamblar, y la batería, formada por una única celda galvánica, es capaz de encender un diodo led rojo.

PALABRAS CLAVE: Aprendizaje experiencial, Experiencias de química, Reactivos caseros, Batería, Celda electroquímica, Celda galvánica, Voltaje a circuito abierto, Diodo emisor de luz roja, Celda de Daniell.

ABSTRACT:

The construction of an aluminum-sodium hypochlorite battery is addressed. The battery was made from household chemicals and products obtained from a typical supermarket. The proposed small-scale battery design is easy to assemble and only one cell is needed to light a red light emitting diode (LED).

KEYWORDS: Hands-on learning, Chemistry experiments, Household chemicals, Battery, Electrochemical cell, Galvanic cell, Open circuit voltage, Red light-emitting diode, Daniell cell.

INTRODUCCIÓN

El trabajo experimental en el laboratorio o en casa debe formar parte del proceso de enseñanza-aprendizaje de la química (Heredia Avalos, 2006). Además, tal y como mencionan Tajuelo y Pinto (2021) “es importante realizar nuevas actividades que resulten ser del interés del alumnado”. En este sentido, las baterías hechas en casa y construidas a partir de materiales fácilmente asequibles, han sido propuestas como recurso didáctico para enseñar los conceptos básicos de electroquímica (Chasteen *et al.*, 2008; Parkes *et al.*, 2016).

Una batería está formada por una o varias celdas electroquímicas conocidas como celdas galvánicas o celdas voltaicas. Una celda galvánica es un dispositivo capaz de producir energía eléctrica a partir de una reacción química. Una batería se puede construir de forma tal que sea portátil, así puede ser manipulada y transportada sin que alguno de sus componentes se derrame (McCord, 2022).

Un experimento recurrente en diversas publicaciones, consiste en construir una batería y luego utilizarla para iluminar un diodo led (Chasteen *et al.*, 2008; Parkes *et al.*, 2016). Este tipo de experiencia busca despertar la curiosidad y el interés de los estudiantes por entender el funcionamiento del dispositivo construido.

Los diseños propuestos hasta la fecha, presentan varias limitaciones. Algunos requieren importantes volúmenes de reactivos (Chasteen *et al.*, 2008; Parkes *et al.*, 2016). Otros diseños más pequeños, hacen uso de materiales que son difíciles de conseguir para un estudiante (Eggen y Skaugrud, 2015). Por otro lado, en aquellos casos en los que la batería se construye con materiales de supermercado, las celdas individuales son incapaces de alcanzar el voltaje mínimo requerido para que un led ilumine, por lo que se hace necesario el

tener que conectar variar celdas en serie, lo que conlleva un aumento en el tamaño del sistema, y dificulta su manipulación (Avoundjian *et al.*, 2017).

Con el fin de superar las limitaciones mencionadas, se presenta la construcción de una batería de aluminio-hipoclorito de sodio. Todos los materiales utilizados se pueden adquirir en el comercio local. Además, la batería, conformada por una única celda galvánica, es capaz de producir el voltaje requerido para encender un diodo led rojo. Por estas razones, se propone el presente experimento cualitativo como un recurso didáctico para despertar el interés de los estudiantes de diferentes niveles por el tema de las baterías.

SEGURIDAD

Durante todo el experimento se debe usar bata de laboratorio, lentes de seguridad y guantes.

El hidróxido de sodio (NaOH) es una sustancia que presenta riesgos para la salud. Puede causar quemaduras graves en el tejido con el cual entra en contacto. Inhalar NaOH en forma de polvos, neblinas o aerosoles puede producir irritación de la nariz, la garganta y las vías respiratorias. Si se ingiere hidróxido de sodio sólido o líquido puede producir vómitos, dolor de pecho, de abdomen, y dificultad para tragar. Causa irritación severa y quemaduras corrosivas en la boca, garganta, esófago y estómago. También es perjudicial si entra en contacto con los ojos (Agencia para Sustancias Tóxicas y el Registro de Enfermedades [ATSDR], 2016 a).

El hipoclorito de sodio posee propiedades corrosivas. Si se ingiere una pequeña cantidad en forma de blanqueador doméstico se experimentará irritación gastrointestinal (ATSDR, 2016 b).

TRABAJO PRELIMINAR

La preparación previa de los componentes de la batería es la etapa que requiere más tiempo. Debido a que deben utilizarse herramientas de corte y sustancias corrosivas, esta parte debería ser realizada por el docente a cargo o por el estudiante bajo la supervisión de un adulto. La buena noticia es que una vez preparados, los componentes pueden reutilizarse muchas veces. Por cada celda galvánica se requiere de un electrodo de aluminio, otro de grafito y un separador, por lo que el número de componentes a producir, dependerá del número de celdas que se desean construir.

Electrodos

Los electrodos son piezas de materiales conductores de la electricidad como el cobre, el zinc o el grafito y que se encuentran en contacto con la disolución electrolítica. Hay dos tipos de electrodos, el electrodo activo que es aquel que participa en la reacción química que ocurre en la batería, y el electrodo inerte, que es aquel que únicamente proporciona un contacto eléctrico entre el circuito externo y la batería (McCord, 2022).

Electrodos de aluminio

Con la ayuda de tijeras y una cortadora de cartón, cortar una lata de refresco limpia y seca para obtener piezas rectangulares de 2.00 cm x 0.50 cm. Cada una de estas piezas se debe lijar con una lija para uñas para eliminar el recubrimiento plástico y la pintura del aluminio (Figura 1).

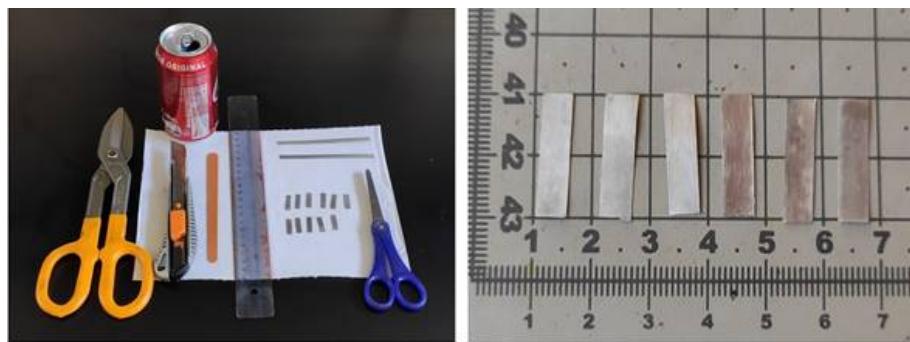


FIGURA 1

Izquierda: materiales y herramientas utilizadas para producir los electrodos de aluminio. Derecha: apariencia final de los electrodos de aluminio.

Electrodos de grafito

Como se aprecia en la figura 2, se deben utilizar barras de grafito para dibujo y diferentes utensilios para darles el tamaño y forma deseados. Para el presente trabajo se utilizaron barras de grafito para dibujo de la marca Royal & Langnickel 2B, sin embargo, se pueden utilizar otras marcas, siempre que sean del tipo 2B, que contiene más cantidad de grafito. Las barras de grafito se cortan con una sierra fina. Lijar cada trozo con una lija para madera calibre 150 hasta obtener piezas de aproximadamente 2 cm x 0.6 cm x 0.1 cm. Aunque las barras de grafito se pueden utilizar en su presentación original, se prefiere cortarlas para producir una batería más pequeña, y de esta forma, facilitar su manipulación.

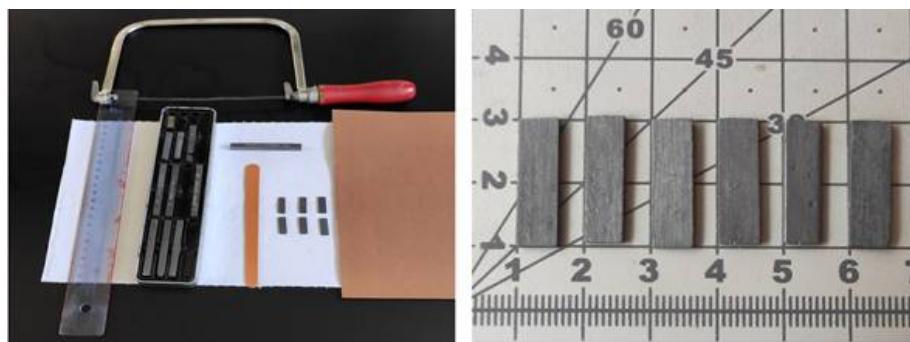


FIGURA 2

Izquierda: materiales y herramientas utilizadas para producir los electrodos de grafito. Derecha: apariencia final de los electrodos de grafito.

Separador

El separador es un material aislante que se utiliza para evitar el contacto entre los electrodos, sin embargo, sí permite el paso de la disolución electrolítica (Parkes *et al.*, 2016). Se puede utilizar un paño absorbente multipropósito comprado en el supermercado. En este trabajo se utilizó un pañito de fibra sintética con un espesor de entre 1.0 mm y 1.5 mm. Con lápiz, regla y tijeras, cortar trozos con dimensiones similares a aquellas de los electrodos de grafito (Figura 3).

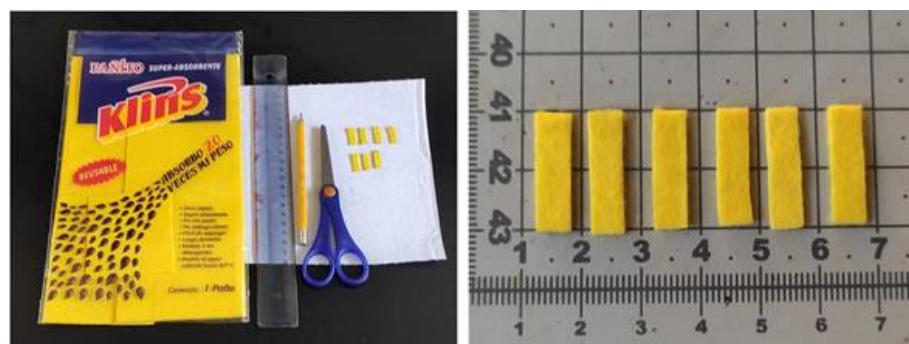


FIGURA 3

Izquierda: un paño absorbente del supermercado funciona bien como separador. Derecha: apariencia final de los separadores.

Disolución electrolítica

Un electrolito es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce la electricidad (Chang y Goldsby, 2013). A la disolución acuosa de un electrolito se le llama disolución electrolítica. Esta disolución contiene iones que transportan las cargas eléctricas de un electrodo a otro. Por lo tanto, la disolución electrolítica establece la conexión eléctrica entre los electrodos de una celda electroquímica (Parkes et al., 2016). Además, es posible que la disolución electrolítica contenga alguna sustancia que participa en la reacción química de la batería.



FIGURA 4

Izquierda: productos caseros utilizados para preparar el electrolito. Derecha: el electrolito se prepara adicionando 8 gotas de la disolución de NaOH al 50% a 10 mL del blanqueador.

Para la celda presentada, los componentes principales de la disolución electrolítica son: agua, hipoclorito de sodio e hidróxido de sodio (Figura 4). En los supermercados se ofrecen disoluciones acuosas de hipoclorito de sodio como blanqueadores para ropa y cuya concentración en hipoclorito va desde 2% hasta 5%. Como una consecuencia del proceso productivo, estas disoluciones contienen algo de cloruro de sodio (NaCl).

El hidróxido de sodio (sosa cáustica) se vende como desatascador de cañerías en dos presentaciones: disolución acuosa al 50% o sólido. Es preferible adquirir la presentación en disolución, de lo contrario esta deberá prepararse a partir del reactivo sólido.

La disolución electrolítica se prepara mezclando 10 mL de la disolución de hipoclorito de sodio con 8 gotas de la disolución de hidróxido de sodio al 50%. Si al construir la celda esta no enciende el diodo led, se deben agregar tres gotas más de la disolución de hidróxido de sodio a la disolución, antes de repetir la prueba. Esto mejora la conductividad eléctrica de la disolución y su capacidad para limpiar la superficie del electrodo de aluminio, haciendo que este último sea más reactivo.

CONSTRUCCIÓN DE LA BATERÍA

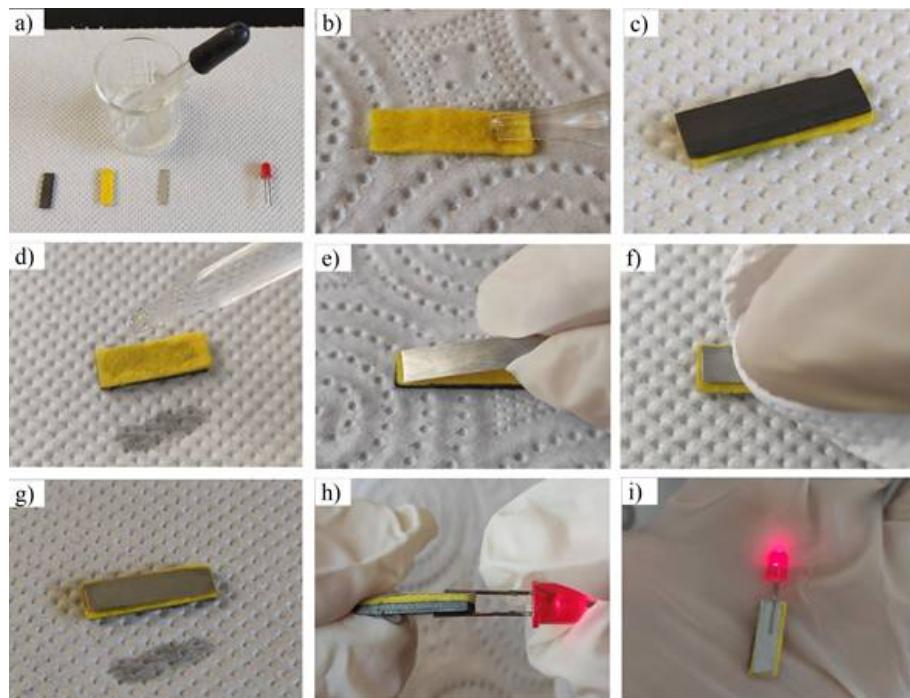


FIGURA 5

Construcción de la batería, a) piezas requeridas, b) humedecer el separador, c) colocar electrodo de grafito, d) humedecer la otra cara del separador, e) colocar el electrodo de aluminio, f) secar disolución sobrante, g) apariencia final de la batería, h) colocación del led, i) led encendido.

La figura 5 muestra el ensamblaje de la batería. Dicho proceso se describe a continuación. Con la ayuda de un gotero, humedecer con la disolución electrolítica, una de las caras del separador. Colocar el electrodo de grafito sobre el separador humedecido. Girar el grafito y el separador de forma tal que el grafito quede sobre la mesa y la cara “seca” del separador quede hacia arriba. Humedecer la cara “seca” del separador con más disolución electrolítica. Colocar el electrodo de aluminio sobre el separador. Debería quedar una especie de emparedado con los electrodos en los extremos y el separador en el medio. Presionar levemente el sistema sobre la mesa y secar cualquier sobrante de la disolución con papel absorbente. Con una mano levantar la batería y con la otra insertar los terminales del diodo led a la batería, de tal forma que el terminal largo del led quede sobre el grafito y el terminal corto sobre el aluminio.

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

El proceso de ensamblaje de la batería no requiere más de 10 minutos si ya se cuenta con todos los materiales preparados, esto permite abrir espacios de análisis y discusión con los estudiantes.

La celda galvánica produce un flujo de electrones que hace que el led rojo se ilumine. Se decidió utilizar un led rojo por su disponibilidad y porque su tensión de umbral es menor que el voltaje proporcionado por la celda. Se puede utilizar un led de otro color, siempre y cuando se cumpla este último requisito.

Los electrones tienen su origen en una reacción química de oxidación-reducción que ocurre entre el electrodo de aluminio y el hipoclorito de sodio (Furlan *et al.*, 2013). Cuando la reacción química alcanza el equilibrio termodinámico, la batería se descarga y deja de producir energía eléctrica. Esta batería no puede recargarse por lo que se clasifica como una batería primaria. Las baterías primarias sólo pueden utilizarse una única vez (McCord, 2022). Si se desea hacer funcionar nuevamente la batería, se deben reponer la

disolución electrolítica y el electrodo de aluminio, aunque este último puede utilizarse varias veces antes de ser reemplazado.

La celda está constituida por tres componentes: los electrodos, la disolución electrolítica y un separador. El electrodo de aluminio proporciona este metal, que es uno de los reactivos de la reacción química. El electrodo de grafito proporciona una superficie conductora que facilita el paso de los electrones dentro de la celda. Esto quiere decir que el grafito no participa directamente en la reacción química y podría sustituirse por otro material como el cobre (Furlan *et al.*, 2013). El separador mantiene los electrodos separados uno del otro y permite el paso de iones de la disolución electrolítica hacia los electrodos. La disolución electrolítica contiene hipoclorito de sodio, el otro reactivo de la reacción. Además, contiene hidróxido de sodio que sirve para eliminar la capa aislante de óxido de aluminio que recubre al electrodo de aluminio.

El modelo de celda propuesto difiere en algunos aspectos de los sistemas clásicos que se utilizan en enseñanza, por ejemplo la celda de Daniell. En esta última, las sustancias reaccionantes se encuentran en compartimentos separados, comunicadas por un puente salino (Changy Goldsby, 2013). En la presente celda de aluminio-hipoclorito de sodio, los reactivos siempre están en contacto entre sí y no hay puente salino. Como consecuencia, la reacción química ocurrirá aunque la celda no esté en uso.

La celda es muy pequeña en comparación con otros diseños propuestos (Figura 6). Su masa es aproximadamente 0.37g y su volumen es menor a 0.60 cm³, lo que facilita su manipulación y transporte. A pesar de su reducido tamaño, es capaz de producir el voltaje requerido para encender un diodo led rojo. Utilizando un multímetro, se midió el voltaje a circuito abierto de tres celdas individuales, obteniéndose un valor promedio de 1.88 V. Para realizar esta prueba, es necesario conectar el terminal negativo (negro) del equipo al electrodo de aluminio y el terminal positivo (rojo) al grafito. Debido a que los materiales necesarios son baratos y fácilmente asequibles, es posible construir varias celdas durante el mismo período de tiempo.

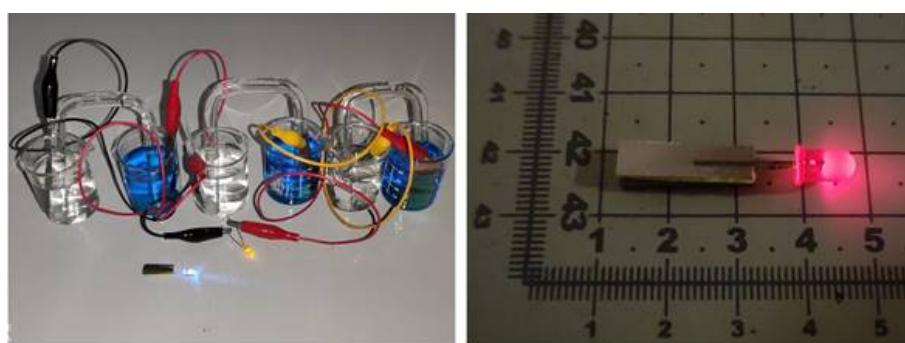


FIGURA 6

Izquierda: Comparación entre tres celdas de Daniell conectadas en serie y la celda galvánica propuesta. Derecha: Apariencia del sistema celda-led propuesto.

Para desmantelar la celda sólo se requiere separar los electrodos y enjuagarlos con agua. Si se desea, los residuos acuosos pueden tratarse con vinagre y verificar su neutralización con papel de pH antes de desecharlos por el desagüe. Tanto los electrodos como el separador se pueden reutilizar en múltiples ocasiones.

CONSIDERACIONES FINALES

A partir de materiales caseros y fácilmente asequibles en el comercio, es posible construir una celda galvánica capaz de producir el voltaje requerido para encender un diodo led rojo. Su reducido tamaño, fácil ensamblaje y bajo costo, la hace ideal para ser utilizada como práctica experimental a realizar, con las debidas precauciones, en el laboratorio o en casa, con el fin despertar el interés de los estudiantes por el tema de las baterías.

MATERIALES SUPLEMENTARIOS

Anexo (pdf)

AGRADECIMIENTOS

Se agradece a la administración de la Sede de Guanacaste de la Universidad de Costa Rica por brindar el espacio físico que permitió realizar este trabajo.

REFERENCIAS

- Agencia para Sustancias Tóxicas y el Registro de Enfermedades. (6 de mayo de 2016 a). Hidróxido de sodio. Recuperado el 25 de febrero de 2022 de https://www.atsdr.cdc.gov/es/toxfaqs/es_tfacts178.html
- Agencia para Sustancias Tóxicas y el Registro de Enfermedades. (6 de mayo de 2016 b). *Hipoclorito de Sodio*. Recuperado el 25 de febrero de 2022 de https://www.atsdr.cdc.gov/es/toxfaqs/es_tfacts184.html
- Avoundjian, A., Galvan, V. y Gomez, F.A. (2017). An Inexpensive Paper-Based Aluminum-Air Battery. *Micromachines*, 8(7), 222. <https://doi.org/10.3390/mi8070222>
- Chang, R., Goldsby, K.A. (2013). *Química*. McGraw Hill.
- Chasteen, S.V., Chasteen, N.D. y Doherty, P. (2008). The salty science of the aluminum-air battery. *The Physics Teacher*, 46(9), 544-547. <https://doi.org/10.1119/1.3023656>
- Eggen, P. y Skaugrud, B. (2015). An Easy-To-Assemble Three-Part Galvanic Cell. *Journal of Chemical Education*, 92(6), 1053-1055. <https://doi.org/10.1021/ed500726y>
- Furlan, P. Y., Krupa, T., Naqiv, H. y Anderson, K. (2013). An Open-Ended Project: Building a High Performance, yet Simple, Household Battery. *Journal of Chemical Education*, 90(10), 1341-1345. <https://doi.org/10.1021/e4000603>
- Heredia Avalos, S. (2006). Experimentos de química recreativa con sulfato de cobre pentahidratado. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 3(3), 467-484. <https://revistas.uca.es/index.php/eureka/article/view/3851/3429>
- McCord, P. (17 de marzo de 2022). Batteries. <https://mccord.cm.utexas.edu/chembook/page.php?chnum=7§=9>
- Parkes, M.A., Chen, T., Wu, B., Yufit, V. y Offer, G.J. (2016). “Can” You Really Make a Battery Out of That?. *Journal of Chemical Education*, 93(4), 681-686. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.5b00496>
- Tajuelo, L., Pinto, G. (2021). Un ejemplo de actividad de *escape room* sobre física y química en educación secundaria. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 18(2), 2205. https://doi.org/10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2021.v18.i2.2205

INFORMACIÓN ADICIONAL

Para citar este artículo: Rojas Bolaños, O. (2023) Encendiendo un diodo led con una pequeña batería hecha en casa. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 20(2), 2401. doi: 10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2023.v20.i2.2401