



Universidad de Jaén

Facultad de Ciencias Experimentales

# Química electrizante – Taller Hypatia 2025

Francisco Partal Ureña  
Marta Peña Rueda

15/05/2025





Universidad  
de Jaén

**UJa.**  
Estudiantes

**PROFESORADO RESPONSABLE:**  
Francisco Partal Ureña  
Marta Peña Rueda

**COLABORADORAS:**  
Cecilia Benítez Guerrero  
Ana Fernández Jiménez  
Marina Gómez Torres

Departamento de Química Física y Analítica  
Laboratorio A2-220



PROGRAMA  
**HYPATIA**

**QUÍMICA ELECTRIZANTE**

15 DE MAYO DE 2025

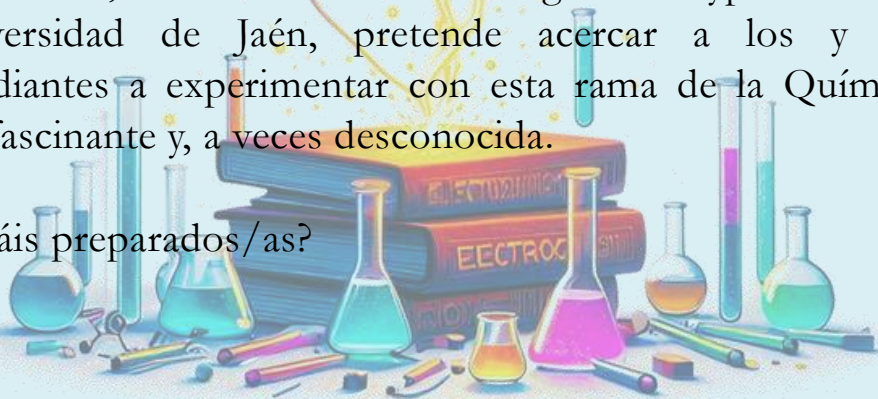


# Taller de Laboratorio: Química Electrizante

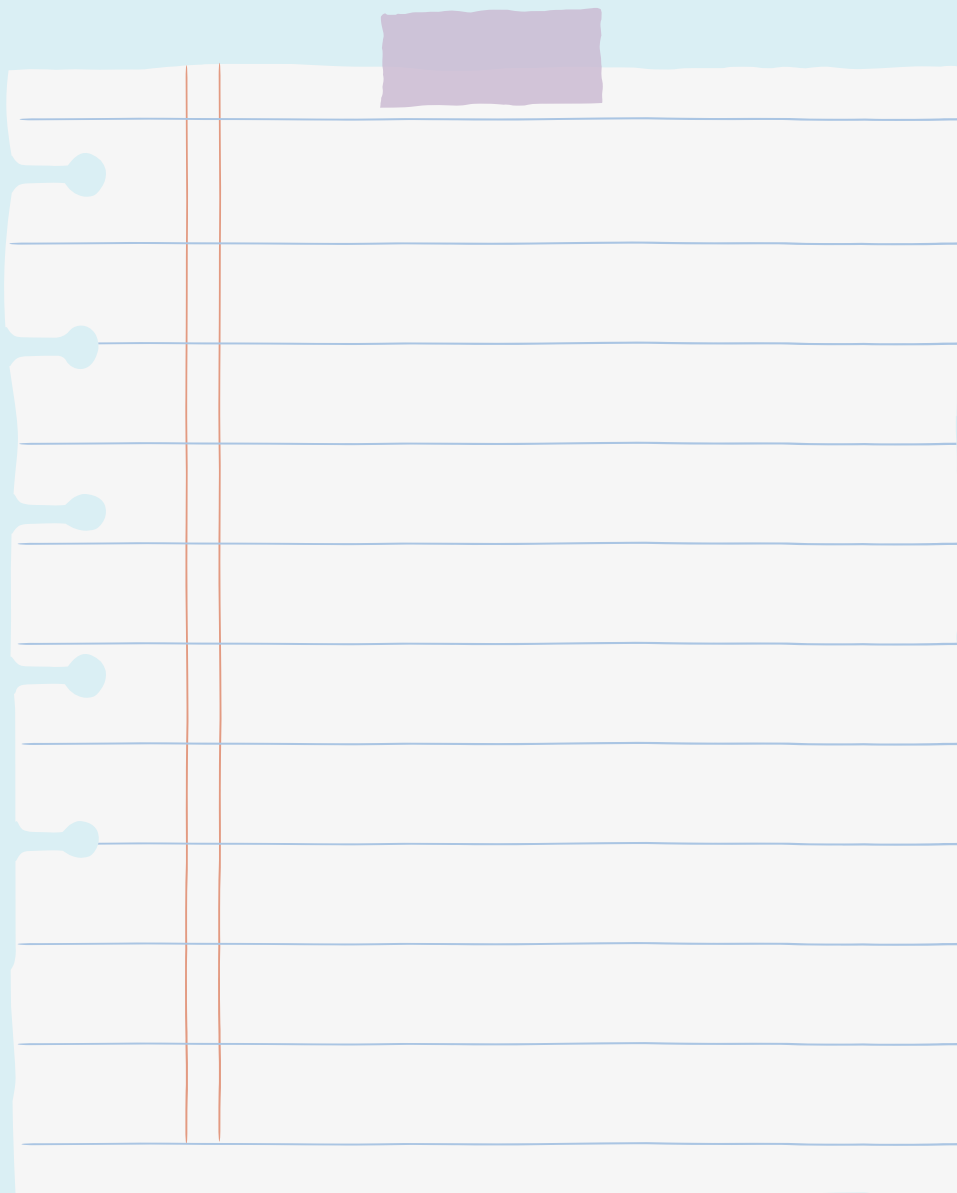
¡La electroquímica está en todas partes! Piensa en tu teléfono, en tu coche eléctrico o en las luces de tu casa: todos dependen de procesos donde los electrones se mueven para generar energía. Esta rama de la ciencia estudia cómo, a través de reacciones químicas, podemos convertir energía química en eléctrica y viceversa. Desde las baterías que usamos a diario hasta los procesos industriales que ayudan a limpiar el agua, la electroquímica es fundamental para un futuro más sostenible.

Este taller, enmarcado en el Programa Hypatia de la Universidad de Jaén, pretende acercar a los y las estudiantes a experimentar con esta rama de la Química tan fascinante y, a veces desconocida.

¿Estáis preparados/as?



# ANOTACIONES



# Tabla de Contenido

|                                             |    |
|---------------------------------------------|----|
| Para empezar... un poquito de Historia      | 02 |
| Experimento 1. ¡Haz tu propia pila!         | 04 |
| Nacimiento de la ELECTROQUÍMICA             | 06 |
| Experimento 2. Vanadio, el metal multicolor | 09 |
| Ciencia detrás de la joyería                | 12 |
| Experimento 3. ¡Química que florece!        | 12 |
| Y para finalizar...                         | 14 |
| Experimento 4. Recuperando metales          | 14 |
| Experimento 5. ¿De cobre a oro?             | 16 |
| Referencias                                 | 19 |

# Para empezar... un poquito de Historia



## Referencias



La existencia de lo que ahora conocemos como electricidad era conocida ya en los tiempos de la antigua Grecia. Ya Tales de Mileto estudió que el ámbar, al ser frotado, adquiría la capacidad de atraer pequeños trozos de corcho. Su trabajo fue repetido y extendido a otros materiales, como el cristal, a lo largo de los siglos. Sin embargo, la electricidad era vista como un fenómeno curioso y no muy importante.

Los trabajos para desvelar la naturaleza de la electricidad aumentaron durante el siglo XVIII. Es durante este siglo cuando se comienza a distinguir entre sustancias conductoras y no conductoras o aislantes y se da una primera teoría sobre la misma. Durante este tiempo destacan los trabajos del científico y presidente de EEUU Benjamín Franklin (1706-1790), del ingeniero militar francés Charles Augustin de Coulomb (1736-1806) y del químico inglés Joseph Priestley (1733-1804).

El primer trabajo que investigó la corriente eléctrica fue hecho por el profesor de anatomía de la Universidad de Bolonia Luigi Galvani (1737-1798), quien describió en su obra de 1791 «De Viribus Electricitatis in Motu Musculari Commentarius» que, al introducir metales dentro de ancas de ranas, se producía una contractura muscular. Galvani supuso que era debido a la presencia de ‘electricidad animal’ y se le denominó ‘galvanismo’.

- 1) P. Atkins, L. Jones, Principios de Química: Los caminos del descubrimiento, 5ª Edición, Editorial Médica Panamericana, 2010.
- 2) The Royal Society of Chemistry, Experimentos de Química clásica, Editorial Síntesis, 2002.
- 3) A. J. Ihde, The Development of Modern Chemistry, Editorial Dover Publications, Inc., 1984.
- 4) S. H. Szcpankiewicz, J.F. Bieron, M. Kozik, The golden penny’ demonstration, Journal of Chemical Education, 1995.

# Procedimiento



1. Disuelve tres cucharaditas de NaOH en 50 mL de agua. ¡Cuidado! El NaOH es muy corrosivo, no debes tocarlo con la piel, usa guantes. Añade a esta disolución media cucharadita de zinc. Calienta la disolución sin que llegue a hervir.
2. Lava las monedas con agua y jabón, hasta que estén bien limpias.
3. Con ayuda de unas pinzas, sumerge la moneda en el vaso donde está reaccionando el Zn y NaOH. Al cabo de unos minutos, la moneda tendrá apariencia plateada.
4. Con ayuda de unas pinzas, pon la moneda bajo agua fría para que se fije el Zn.
5. Si prefieres que tu moneda parezca oro, solo tienes que calentarla sobre una placa calefactora durante unos segundos. Tomará un color dorado intenso. ¡Ten cuidado, si calientas demasiado, el color dorado puede desaparecer!



Luigi Galvani y representación de su experimento



Alessandro Volta y representación de pilas voltaicas



Las contribuciones más importantes se deben al físico italiano Alessandro Volta (1745-1827) de la Universidad de Padua. Comenzó a trabajar en galvanismo y en el efecto de diferentes conductores. Refutó la teoría de la electricidad animal y construyó en 1800 la denominada «pila voltaica» o batería, para generar electricidad, consistente en una serie de discos apilados de diferentes metales, como plata y zinc, separados por papel empapado en salmuera. Hizo una demostración de su pila en 1801 para el mismísimo Napoleón Bonaparte.

# Experimento 1.

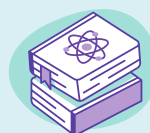
## ¡Haz tu propia pila!



## Objetivo



- Demostrar cómo el cobre puede recubrirse con zinc para obtener un color plateado y, al calentar la moneda, transformarse en una aleación dorada similar al oro.



## Materiales y Reactivos

- Monedas de cobre (1, 2 o 5 céntimos)
- Zinc granular
- Hidróxido de sodio, NaOH
- Placa calefactora y pinzas metálicas
- Vaso de precipitado



**Recuerda usar bata y guantes cuando manipules los productos químicos, como el NaOH, ya que es corrosivo.**

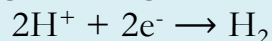


Alessandro Volta y Luigi Galvani tuvieron una discusión científica que cambió la historia de la electricidad. Ambos hicieron experimentos importantes, pero fue Volta quien terminó creando la primera batería.

En este proyecto, vamos a seguir sus pasos construyendo una pila de monedas que puede encender un led. Todo ocurre gracias a reacciones químicas llamadas redox, en las que el zinc de las arandelas se convierte en iones  $\text{Zn}^{2+}$  al entrar en contacto con el ácido acético del vinagre (que actúa como un conductor o electrolito). Al mismo tiempo, los iones de cobre ( $\text{Cu}^{2+}$ ) presentes en el óxido de las monedas se transforman en cobre metálico al ganar electrones.

- Oxidación (zinc):  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
- Reducción (cobre):  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Cuando se acaba el óxido de cobre, los iones de hidrógeno del vinagre se convierten en gas hidrógeno:



Todo esto ocurre en la superficie de contacto entre las monedas y las arandelas. Al conectar las monedas de la base con la arandela superior usando el led, se cierra el circuito y los electrones fluyen, haciendo que el led se encienda. ¡Os va a encantar ver cómo funciona!

# Experimento 5.

## ¿De cobre a oro?



¿Sabías que es posible convertir el cobre en plata y oro en un simple experimento de química? En esta actividad, aprenderemos cómo el cobre puede recubrirse con zinc, dándole un color plateado, similar al de la plata. Pero la sorpresa viene cuando aplicamos calor a las monedas: el zinc se desplaza hacia la capa superior del cobre, creando una aleación de latón, que tiene un color dorado, ¡como el oro! Todo esto ocurre a través reacciones redox, en las que el zinc cede electrones y los transfiere al cobre. De esta manera, los iones de zinc se depositan sobre las monedas, cambiando su apariencia.

### ¿Qué está pasando?



El zinc se disuelve en la disolución de hidróxido sódico (NaOH) y libera electrones:  $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$

Estos electrones se transfieren al cobre de las monedas, lo que hace que los iones de zinc se depositen sobre la superficie del cobre, dándole un color plateado:  $\text{Zn}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn (s)}$

Al calentar la moneda, el zinc migra hacia la capa superficial del cobre, formando latón, una aleación de cobre y zinc, con un color dorado, similar al oro.

## Objetivo



- Entender cómo genera electricidad una pila



## Materiales y Reactivos

- 7 Monedas de cobre
- 5 Arandelas galvanizadas
- Papel
- Ácido acético
- Luz led
- Plato de plástico

## Procedimiento



1. Humedece los papeles con un poco de ácido acético
2. Monta la base de la pila con tres monedas de cobre, sobre la que pondrás un trozo de papel mojado y una arandela galvanizada.
3. Repite el patrón hasta tener 4 o 5 celdas: moneda - papel- arandela - moneda - papel... terminando la última celda con una arandela en la parte superior.
4. Conecta el terminal largo del led (positivo) a las monedas de la base y el corto (negativo) a la arandela superior.



Quiz



¿De dónde viene la energía que enciende el led?

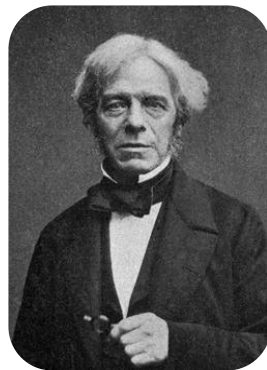
# Nacimiento de la ELECTROQUÍMICA



La pila voltaica atrajo un gran interés entre los científicos de la época, especialmente en Inglaterra y Francia. Las investigaciones más importantes fueron llevadas a cabo por Humphry Davy (1778-1829) durante la primera década del siglo XIX. Llevó a cabo cuidadosos experimentos sobre la electrolisis del agua y mostró que una corriente eléctrica era capaz de descomponer muchos minerales en las sustancias que lo componían. Así, descubrió los elementos sodio y potasio descomponiendo hidróxido sódico e hidróxido potásico. Davy continuó sus investigaciones eléctricas y, al año siguiente, ya había aislado por primera vez los elementos magnesio, calcio, estroncio y bario.



HUMPHRY DAVY.  
1778-1829.  
(From a painting by Sir Martin Sheppard)



Humphry Davy (izq.)  
Michael Faraday (dcha.)



## Objetivos

- Recuperar metales de una muestra sólida mediante electrogravimetría.
- Observar la reducción de iones en un electrodo.
- Determinar la masa del metal depositado a partir del peso del electrodo.

## Materiales y Reactivos



- Moneda de euro triturada
- Electrodo y malla de platino
- Vaso de precipitado
- Fuente de corriente continua
- Vidrio de reloj
- Ácido nítrico diluido,  $\text{HNO}_3$



## Procedimiento

- 1. Disuelve la moneda.** Mezcla el polvo de la moneda con ácido nítrico en un vaso. Calienta un poco hasta que se disuelva.
- 2. Prepara el montaje.** Coloca el electrodo de platino y la malla en la disolución. Conéctalos a la fuente de corriente.
- 3. Haz la electrólisis.** Enciende la corriente. El metal se irá depositando en el electrodo.
- 4. Retira y pesa.** Saca el electrodo, límpialo, sécalo y pésalo. La diferencia indica cuánto metal recuperaste.

# Y para finalizar...



Para finalizar con el taller, vamos a ver dos experiencias donde este último proceso es importante.

En la primera, vamos a realizar una electrodeposición mediante electrogravimetría, que es una técnica de análisis química cuantitativo que se utiliza para conocer la cantidad de la sustancia en la que estamos interesado (denominada analito) que hay presente en una muestra.

En la siguiente, convertiremos una moneda de cobre en una de «plata» mediante galvanizado, y después esta misma se transformará en una de «oro».



## Experimento 4. Recuperando metales



La electrogravimetría es una técnica electroquímica que permite separar y cuantificar metales presentes en una disolución mediante electrólisis. Aplicando una corriente eléctrica, los iones metálicos (como  $\text{Cu}^{2+}$  o  $\text{Ni}^{2+}$ ) se reducen (ganan electrones) y se depositan como metal sólido sobre un electrodo, generalmente de platino.

Este metal adherido puede luego pesarse con precisión, lo que nos permite saber cuánta cantidad se ha recuperado. Es una técnica muy utilizada en análisis químico e industrial para purificar metales o estudiar su concentración.

Frecuentemente se dice que el descubrimiento más grande de Davy fue Michael Faraday (1791-1867), al cual contrató como secretario y ayudante científico en 1813. La investigación de Faraday incluye tanto química como física. En 1833, en colaboración con el teólogo, filósofo, historiador de la ciencia y científico británico William Whewell (1794-1866), el primero en utilizar el término «científico» en lugar de «filósofo natural», desarrolló la terminología de la rama de la Química que hoy denominamos **Electroquímica** que se utiliza actualmente: electrodo, ánodo, cátodo, ion, anión, catión, electrolito y electrolisis. Además, descubrió las leyes de la electroquímica, que relacionan la cantidad de sustancia depositada en los electrodos y la cantidad de corriente eléctrica que atraviesa una disolución.



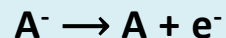
## Entonces, ¿qué es la electroquímica?

La Electroquímica trata el uso de las reacciones químicas espontáneas para producir electricidad, y el uso de la electricidad para llevar a cabo reacciones químicas que no son espontáneas. También brinda técnicas para la monitorización de reacciones químicas, para la medición de propiedades químicas de las disoluciones, monitorizar la actividad del cerebro y del corazón, el pH de la sangre y la presencia de contaminantes en el agua potable que utilizamos, entre otras aplicaciones.

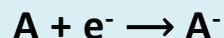
Una corriente eléctrica es el flujo de electrones a través de un circuito. Cuando se genera corriente eléctrica en forma química, los electrones provienen de una sustancia que los pierde (y decimos que esta sustancia se oxida) y viajan hasta otra sustancia que los acepta (y decimos que esta sustancia se reduce). Este proceso es el que se conoce como **reacción de oxidación-reducción o redox**, y son el tema central de estudio en la Electroquímica.

Este tipo de reacciones son muy importantes desde un punto de vista biológico. Como ejemplo, entre otros muchos, las células obtienen su energía a partir de la oxidación de los alimentos que tomamos.

### OXIDACIÓN



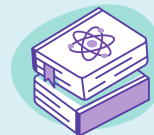
### REDUCCIÓN



## Objetivos

- Observar una reacción redox en tiempo real
- Comprender cómo ocurre el intercambio de electrones entre metales
- Ver la formación de plata metálica en una disolución

## Materiales y Reactivos



- Cable de cobre
- Nitrato de plata 1 % (aq),  $\text{AgNO}_3$
- Clavo de hierro
- Vaso de precipitado



## Procedimiento

1. Coloca el cable de cobre en el vaso de precipitado.
2. Cubre con unas gotas de la disolución de  $\text{AgNO}_3$  al 1 %.
3. Añade un clavo de hierro.
4. Observa durante unos minutos. La formación de plata se nota poco a poco.



¡No te olvides  
de echar fotos!



# Ciencia detrás de la joyería



Un proceso electroquímico muy importante en joyería es el galvanizado o electrodeposición (comúnmente conocido como chapado), el cual permite el recubrimiento de la superficie de un metal con un depósito de otro material, bien para protegerlo de la corrosión o para darle otro aspecto externo.

## Experimento 2. Vanadio, el metal multicolor



En esta práctica, vamos a explorar cómo el vanadio cambia de color según su estado de oxidación cuando está disuelto en agua. Este metal forma complejos con el agua y, dependiendo de su estructura molecular, adquiere colores distintos.

Se va a emplear cinc para reducir una solución amarilla de vanadato (V) de amonio hasta que se convierta en un complejo de vanadio (II) de color malva. A lo largo del experimento, se podrá observar cómo cambia el color de la disolución al pasar por distintos estados de oxidación:

- Vanadio (V) ( $\text{VO}_3^-$ ) — Amarillo
- Vanadio (IV) ( $\text{VO}^{2+}$ ) — Azul
- Vanadio (III) ( $\text{V}^{3+}$ ) — Verde
- Vanadio (II) ( $\text{V}^{2+}$ ) — Malva

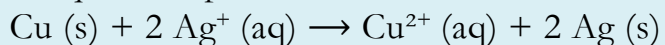
Este proceso nos permitirá ver claramente cómo los cambios en la estructura molecular afectan el color de los complejos que se forman. Las reacciones redox que se producen durante este proceso son las siguientes:



## Experimento 3. ¡Química que florece!



El Árbol de Diana es un experimento visual y muy sencillo en el que se observa una reacción química entre cobre y plata. Al poner un cable de cobre en contacto con una disolución de nitrato de plata, se forma una estructura plateada que crece como si fueran ramas metálicas. Esta reacción es un proceso de oxidación-reducción: el cobre del cable se oxida (pierde electrones) y se disuelve, mientras que los iones de plata ( $\text{Ag}^+$ ) en la disolución se reducen (ganan electrones) y se transforman en plata metálica, que se deposita sobre el cobre.



Al principio verás un depósito oscuro (óxidos de cobre), pero luego comienzan a formarse ramificaciones plateadas, como si creciera un árbol brillante.



## Materiales y Reactivos

- Metavanadato de amonio,  $\text{NH}_4\text{VO}_3$
- Cinc en polvo, Zn
- Permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$
- Vaso de precipitado

## Procedimiento



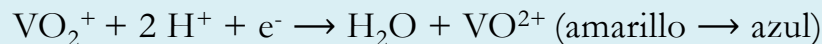
1. Coloca 500 ml de la disolución de metavanadato de amonio en un vaso de precipitado y añade unos 15 g de Zn en polvo. Se producirá efervescencia con liberación de hidrógeno debido a la reacción con el ácido.
2. Inmediatamente, la disolución comenzará a ponerse verde (mezcla de colores de los iones V(V) y V(IV)) y, después de unos segundos, se volverá azul claro debido al ion  $\text{VO}^{2+}(\text{aq})$ , con el vanadio en estado de oxidación +4.
3. A lo largo de los siguientes 15 minutos, el color cambiará a verde ( $\text{V}^{3+} \text{aq}$ , estado de oxidación +3) y luego a malva ( $\text{V}^{2+} \text{aq}$ , estado de oxidación +2).
4. Cuando la disolución haya alcanzado el color malva, se puede filtrar un poco de disolución y añadir gota a gota una disolución acidificada de permanganato de potasio. Esto oxidará los iones V(III) y V(IV) de vuelta a V(V).

¿Sabrías identificar el estado de oxidación del Vanadio observando su color?

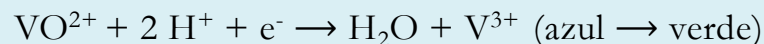
Quiz



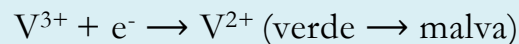
- De V(V) a V(IV):



- De V(IV) a V(III):



- De V(III) a V(II):



Estas reacciones muestran cómo el estado de oxidación del vanadio disminuye progresivamente por acción del cinc. Al añadir permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ), se consigue la reacción inversa, oxidando los iones  $\text{V}^{2+}$  y  $\text{V}^{3+}$  de vuelta a V(V), de color amarillo. Este experimento demuestra de manera práctica cómo el vanadio pasa por distintos estados de oxidación y sus colores característicos, haciendo evidente cómo la estructura molecular influye en el color de los complejos formados.



## Objetivo

- Observar y diferenciar los estados de oxidación del vanadio según su color característico.