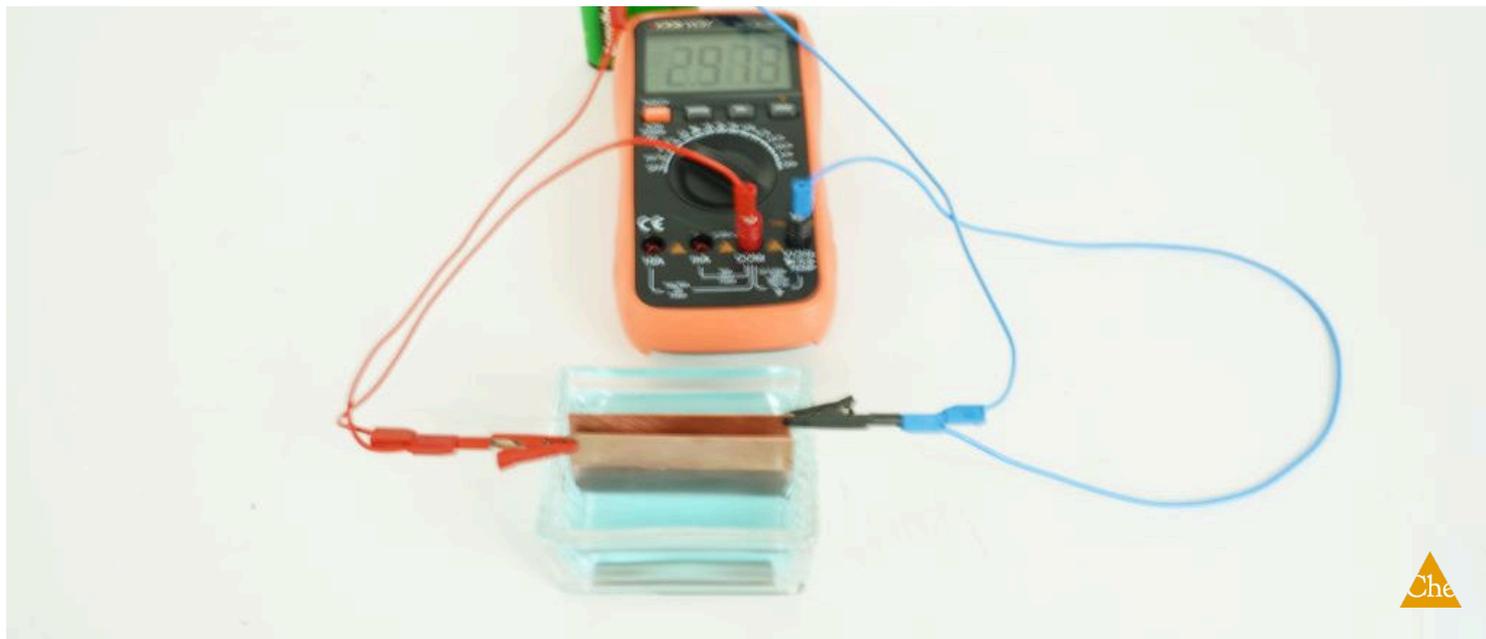


# 1. Ley de Faraday



La primera ley de Faraday describe la relación entre la cantidad de material depositado y la energía eléctrica suministrada y se investiga experimentalmente en este experimento.

Química

Fisicoquímica

Electroquímica

Electrólisis



Nivel de dificultad

fácil



Tamaño del grupo

1



Tiempo de preparación

10 minutos



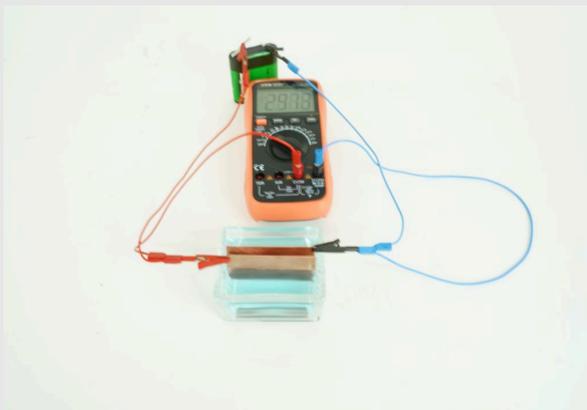
Tiempo de ejecución

10 minutos



## Información para el profesor

### Aplicación



Montaje del experimento

Las leyes de Faraday también se denominan leyes básicas de la electrólisis y describen el proceso de esta manera.

En este experimento, los alumnos aprenden el principio de la 1ª Ley de Faraday, que establece que la cantidad de material depositado en un electrodo es proporcional a la carga eléctrica enviada a través del electrolito, mediante una electrólisis.

(Fuente: Michael Faraday: Investigaciones experimentales sobre la electricidad. Séptima serie. En: Philosophical Transactions of the Royal Society of London. Cinta 124, enero de 1834, S. 77-122)

## Información adicional para el profesor (1/2)

**PHYWE**  
excellence in science

### Conocimiento previo

Los alumnos deberían estar ya familiarizados con el principio de la electrólisis. También deberían estar ya familiarizados con el transporte de cargas, la intensidad de la corriente y la conductividad. Además, deben tener ya conocimientos teóricos básicos de las leyes de Faraday.



### Principio

La primera ley de Faraday, publicada por Michael Faraday en 1834, establece que la cantidad de material depositado en un electrodo es proporcional a la carga eléctrica enviada a través del electrolito. (Fuente: Michael Faraday: Investigaciones experimentales sobre la electricidad. Séptima serie. En: Philosophical Transactions of the Royal Society of London. Cinta 124, enero de 1834, S. 77-122)

## Información adicional para el profesor (2/2)

**PHYWE**  
excellence in science

### Objetivo

Los alumnos aprenden la primera ley de Faraday de forma experimental y demuestran que es correcta. Se dan cuenta de que la cantidad de material separado durante la electrólisis es proporcional al producto de la corriente y el tiempo.



### Tareas

Los alumnos realizan la electrólisis y demuestran la primera ley de Faraday pesando los electrodos. En este experimento, la solución de sulfato de cobre se electroliza durante tres períodos de tiempo diferentes (5, 10 y 15 minutos) y se pesa la cantidad de cobre depositada en el electrodo.

## Instrucciones de seguridad

**PHYWE**  
excellence in science

- Utilizar gafas y guantes de protección.
- Para las frases H y P, consultar las fichas de datos de seguridad correspondientes.
- Las instrucciones generales para la experimentación segura en las clases de ciencias se aplican a este experimento.

## Principio

**PHYWE**  
excellence in science

- Durante la electrólisis, se pueden ver las burbujas que se forman en el electrodo positivo (ánodo), mientras que el cobre se forma en el electrodo negativo (cátodo).
- El oxígeno elemental se forma a partir del agua en el ánodo y el cobre elemental a partir de los iones de cobre en el cátodo.
- Si se desconecta la fuente de tensión (batería) durante la electrólisis, el cobre depositado, finamente distribuido, se desprende fácilmente del electrodo. Por lo tanto, el electrodo debe pesarse cuidadosamente después de la electrólisis.
- La electrólisis se lleva a cabo durante tres duraciones de reacción diferentes (5, 10 y 15 minutos). Para ahorrar tiempo, se recomienda utilizar electrodos de cobre nuevos cada vez (la limpieza de los electrodos lleva algún tiempo).



## Información para el estudiante

### Motivación



Lata de aluminio para bebidas

Las leyes de Faraday fueron descubiertas y descritas por Michael Faraday en 1834. Constituyen la base de la electrólisis que conocemos hoy en día.

La electrólisis se utiliza principalmente para la extracción de metales, pero también para su purificación. Especialmente los metales como el aluminio o el cobre pueden ser extraídos electroquímicamente.

La primera ley de Farady establece que la cantidad de carga suministrada es proporcional a la cantidad de material descargado (en los electrodos). En este experimento se examina este importante principio básico de la electroquímica.

## Tareas

**PHYWE**  
excellence in science

1. Preparar un aparato de electrólisis como se muestra en la ilustración del montaje experimental e iniciar la electrólisis.
2. Medir los electrodos de cobre utilizados antes y después (¡balanza de precisión!) y anotar las observaciones.
3. Realizar las electrolisis con tres duraciones de reacción diferentes (5, 10 y 15 minutos).
4. Demostrar que (a corriente constante):  $m \sim I t$  (la masa es proporcional al producto de la corriente por el tiempo).

## Material

Posición	Material	Artículo No.	Cantidad
1	Gafas de protección, vidrio transparente	39316-00	1
2	Multímetro digital, 750V AC/DC, 10A AC/DC, 40MΩ, 100mF, 30 MHz, -20...1000°C, rango automático	07123-12	1
3	Cable de conexión rojo, 5 A, l=250 mm	07355-01	1
4	Cable de conexión azul, 5 A, l=250 mm	07355-04	1
5	Cable de conexión rojo, 5 A, l=500 mm	07356-01	1
6	Cable de conexión azul, 5 A, l=500 mm	07356-04	1
7	PILA 4,5 V	07496-01	1
8	CUBA RANURADA, SIN TAPA	34568-01	1
9	ELECTRODO DE COBRE 76X40 MM	45212-00	2
10	CLAVIJA DE REDUCCION 4/2,1 PAR	11620-27	1
11	Pinzas de cocodrilo con aislamiento, 2 mm , 2 piezas	07275-00	2
12	Sulfato de cobre (II) pentahidratado, cristalino, 250 g	30126-25	1

## Preparación (1/2)

**PHYWE**  
excellence in science

- Limpiar los dos electrodos de cobre. Si es necesario, utilizar lana de acero o papel de esmeril y frotarlas para limpiarlas.
- Si es necesario, preparar una solución de sulfato de cobre (imagen superior derecha). La solución de sulfato de cobre sirve como electrolito en la electrólisis.
  - Añadir unos 0,8 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \times 5 \text{H}_2\text{O}$ ) a 100 ml de agua desmineralizada.
  - Remover hasta que el polvo se haya disuelto.
  - El agua debería haber adquirido un color ligeramente azulado (imagen inferior derecha).
- Pesar los dos electrodos antes de colocarlos en la canaleta.



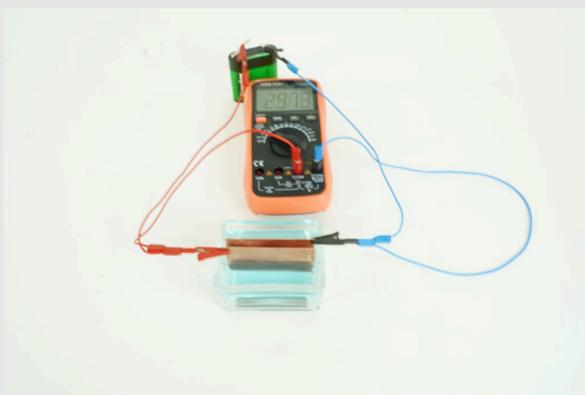
Solución de sulfato de cobre



Agua azulada

## Preparación (2/2)

**PHYWE**  
excellence in science



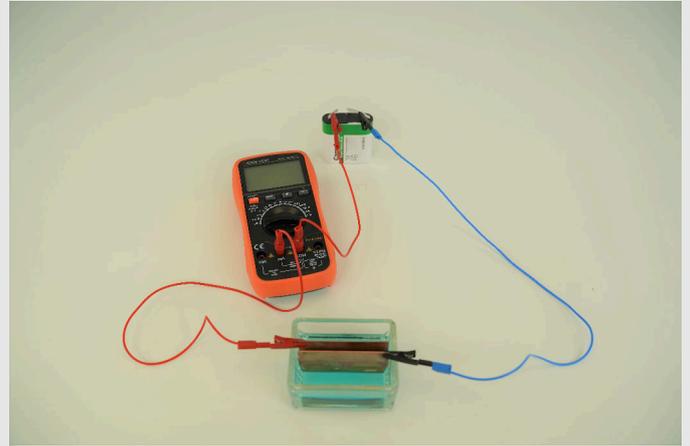
Montaje experimental con multímetro conectado en paralelo para medir la tensión.

- En primer lugar, mezclar el electrolito. Añadir unos 85 ml de solución de sulfato de cobre y 15 ml de ácido sulfúrico diluido a la cubeta acanalada.
- Ahora preparar el aparato de electrólisis como se muestra en la ilustración de la derecha. El multímetro está conectado en paralelo en el circuito.
- Los electrodos y también las pinzas de cocodrilo de los electrodos no deben tocarse entre sí, sino que deben estar cerca.
- Ahora conectar la batería al circuito de corriente y leer la tensión en el multímetro. Para que la electrólisis tenga éxito se necesitan al menos 2 voltios.

## Ejecución (1/2)

**PHYWE**  
excellence in science

- Ahora, montar el circuito como se muestra a la derecha. El multímetro se conecta ahora en serie para medir la corriente.
- Asegurarse de anotar qué electrodo, es decir, qué lámina de cobre, está conectado al borne positivo y cuál al negativo de la batería. Si salen vapores, no deben ser inhalados.
- Encender el multímetro y ponerlo en amperios. Ahora conectar la batería.
- Dejar que la electrólisis funcione durante 5 minutos y anotar el valor que muestra el multímetro.



Montaje experimental con multímetro conectado en serie para medir la intensidad de la corriente.

## Ejecución (2/2)

**PHYWE**  
excellence in science

- Detener la electrólisis: Desconectar la batería y esperar a que el agua se enfríe.
- Lavar los dos electrodos, secarlos y pesarlos. Calcular los cambios de peso.
- Ahora limpiar los electrodos de cobre, pesarlos de nuevo y realizar la electrólisis con un tiempo de reacción de 10 o 15 minutos.
- Ahora introducir el cambio de peso y el período de tiempo respectivo en un diagrama.



Si se observa bien, se puede ver cómo se forma gas entre los electrodos.



# Resultados

## Tarea 1

¿Qué dice la primera ley de Faraday?

- La segunda ley de Faraday establece que la masa de un elemento depositada por una determinada cantidad de carga es proporcional a la masa atómica del elemento depositado e inversamente proporcional a su valencia.
- Ninguna de las respuestas describe la primera ley de Farady.
- La primera ley de Faraday establece que la cantidad de sustancia depositada en un electrodo es proporcional a la carga eléctrica enviada a través del electrolito.

Verificar

## Tarea 2

¿Qué se puede determinar tras comparar los pesos de los dos electrodos de cobre antes y después de la electrólisis?

- La lámina de cobre, que sirve de ánodo, se ha hecho más pesada en exactamente la misma masa que el metal, que sirve de cátodo, se ha hecho más ligero.
- La lámina de cobre, que sirve de cátodo, se ha vuelto más pesada en exactamente la misma masa que el metal, que sirve de ánodo, se ha vuelto más ligero.
- El peso de los electrodos no ha cambiado.

✓ Verificar

## Tarea 3

Marcar las respuestas correctas.

- El líquido en el que se colocan los electrodos se llama electrolito.
- El electrodo conectado al polo positivo de la pila se llama cátodo, el conectado al polo negativo se llama ánodo.
- El electrodo conectado al polo positivo de la pila se llama ánodo, el conectado al polo negativo se llama cátodo.
- Los electrones se mueven del ánodo al cátodo.

✓ Verificar

Diapositiva	Puntuación/Total
Diapositiva 16: 1. Ley de Faraday	0/1
Diapositiva 17: Cambio de peso	0/1
Diapositiva 18: El electrodo	0/3

Total  0/5

 Soluciones

 Repetir