

**MEMORIA DE ACTIVIDADES:
CONVOCATORIA DE AYUDAS DE LA
UNIVERSIDAD DE SALAMANCA A PROYECTOS
DE INNOVACIÓN Y MEJORA DOCENTE.**

CURSO 2022-2023

PROYECTO ID2022/062

1. TÍTULO DEL PROYECTO:

CLASE INVERTIDA EN EL LABORATORIO DE OPERACIONES BÁSICAS DE
LABORATORIO (FLIP-OBL)

2. REFERENCIA:

ID2022/062

3. PROFESOR COORDINADOR:

David López Díaz

NIF: 70804200B

E-mail: dld@usal.es

4. RELACIÓN DE MIEMBROS DEL EQUIPO:

David López Díaz'

NIF: 70804200B

E-mail: dld@usal.es

M^a del Mar Canedo Alonso

NIF: 10065738H

E-mail: mcanedo@usal.es

1. INTRODUCCIÓN

El proyecto de innovación docente “clase invertida en el laboratorio de operaciones básicas de laboratorio (FLIP-OBL)” pretende la mejora de la docencia práctica de la asignatura Operaciones Básicas de Laboratorio del Grado en Química (Cod. 104003). Este aspecto ha sido importante para los miembros del equipo que han intervenido en diferentes proyectos de innovación docente dirigidos a la mejora de las prácticas de laboratorio, bien en proyectos dirigidos a la adquisición de material docente, o bien en otros en los que proponen la introducción de nuevas metodologías docentes como la docencia virtual y el modelo aprendizaje/servicio.

La metodología de aula invertida (flipped classroom en inglés) tiene su origen en 2007 cuando Jon Bergmann y Aaron Sams comenzaron a grabar sus presentaciones en vídeo como material adicional para sus estudiantes. Se ha demostrado que las calificaciones medias de los estudiantes se encuentran por encima que las obtenidas por la metodología tradicional. En el caso de prácticas de laboratorio, esta metodología ha sido menos empleada por lo que su aplicación puede ser de gran ayuda en la docencia práctica.

2. OBJETIVO

El objetivo de este Proyecto de Innovación Docente (PID) es la implementación de la metodología de aula invertida (FLIP) en la asignatura Operaciones Básicas de Laboratorio (OBL) del Grado en Química, asignatura de carácter experimental con contenidos de todas las áreas de la Facultad de Ciencias Químicas. Este PID se implementará en la práctica de ESTIMACIÓN DE LA CONSTANTE DE FARADAY correspondiente al área de Química Física y se pretende estudiar la influencia en la calificación final de los estudiantes.

3. ACTIVIDADES REALIZADAS

Los profesores participantes en este proyecto han diseñado 1 experiencias para realizar en el laboratorio por los alumnos de OBL pero puede ser utilizadas en cualquier otra asignatura del área de Química Física cuyos contenidos sean acordes con los conceptos teóricos en los que se fundamenta la experiencia.

Actividades realizadas:

1. Se realizó una memoria de prácticas (disponible en la plataforma Studium) en la que se explica el fundamento teórico y el desarrollo de la práctica para que se puedan obtener los resultados correspondientes. La memoria se ha acompañado de simulaciones que se encuentran en la web:

PHET Interactive Simulations (<https://phet.colorado.edu/>).

Este material se estudiará y trabajará antes de la sesión de prácticas (tiempo estimado de trabajo será de 1.5 – a 2 horas) y a su finalización el estudiante debe tener una idea clara de las actividades a realizar en el laboratorio (Anexo 1).

2. En la fase de Explicación de la metodología tradicional, los estudiantes resuelven las cuestiones y dudas planteadas en la preparación de la práctica. Para tener una idea del trabajo autónomo realizado por los alumnos se realizará un cuestionario previo (Socrative o Studium) que permita al docente conocer el grado de asimilación de contenidos por parte de los estudiantes. (Anexo 2)
3. En la fase de realización de la práctica, el estudiante adquiere la responsabilidad de la obtención de los datos y el profesor pasa a tener un papel de guía del proceso de aprendizaje. Se facilita una hoja de cálculo Excel que facilite la toma de datos (Anexo 3).
4. Para ver el grado de mejora con respecto a la sesión inicial al finalizar la práctica se realizará un cuestionario final (Socrative) con preguntas idénticas a las del cuestionario inicial (Anexo 2).
5. Finalmente, los estudiantes deberán rellenar un informe de la práctica (se le adjuntará una plantilla) para que no tengan problemas a la hora de la redacción y les permita aprender los elementos básicos de un informe científico (Anexo 4).

4. JUSTIFICACIÓN ECONÓMICA

El Proyecto de Innovación docente ha recibido una valoración positiva pero no se ha solicitado financiación por lo que se han utilizado recursos disponibles en los laboratorios del Departamento de Química Física.

5. RESULTADOS

Durante el curso 2022-2023 se han desarrollado los guiones correspondientes a dos prácticas de laboratorio que se realizan en la asignatura de Operaciones Básicas de Laboratorio de 1^{er} Curso del Grado en Química.

Además, se han preparado los cuestionarios inicial y final así como el informe de seguimiento y la hoja de cálculo que permitan hacer un buen seguimiento de la práctica.

Estos documentos se encuentran recogidos en los siguientes Anexos.

ANEXOS:

ANEXO 1: ESTIMACIÓN DE LA CONSTANTE DE FARADAY

1.- FUNDAMENTO TEÓRICO

La *electroquímica* es la rama de la química que estudia la conversión entre la energía eléctrica y la energía química (*procesos electroquímicos*). Los procesos electroquímicos son aquellos en los que las reacciones químicas producen efectos eléctricos (genera energía eléctrica) y los fenómenos químicos causados por la acción de las corrientes o voltajes (requiere de la energía eléctrica para que pueda producirse).

Un proceso electroquímico se genera cuando ocurre una reacción de óxido- reducción (REDOX) que pueden ser espontánea o no espontánea. Cuando la reacción redox es espontánea, la energía liberada en ella se convierte en electricidad, si la reacción redox es no espontánea, será necesario suministrar corriente eléctrica para que la reacción ocurra.

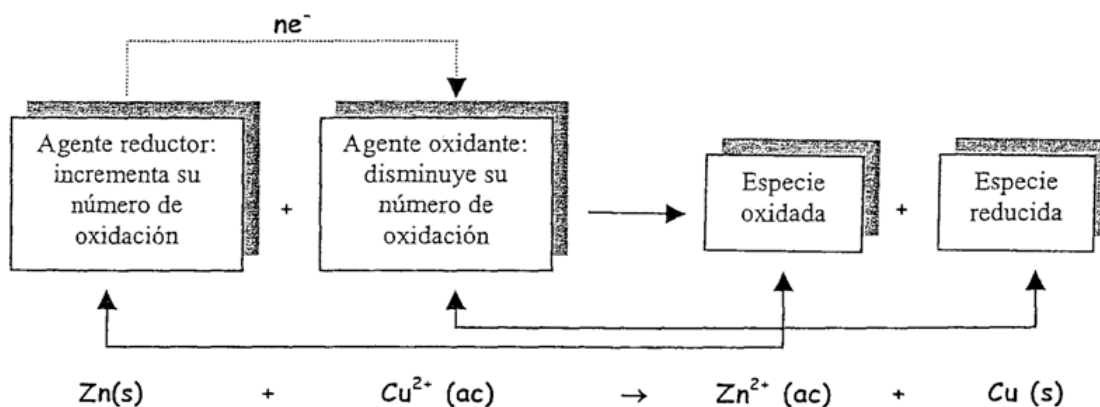
Por tanto, la electroquímica se divide en dos partes:

- **Procesos electroquímicos que generan energía eléctrica**, estos procesos se llevan a cabo en una celda o pila galvánica.
- **Procesos electroquímicos que requieren de energía eléctrica** para que sucedan, estos se llevan a cabo en una celda electrolítica y se conocen como electrólisis.

Reacciones Óxido-Reducción (REDOX)

Las reacciones de oxidación-reducción ocurren por la transferencia de electrones desde un agente reductor a un agente oxidante. En una reacción REDOX una especie se oxida (cede electrones) y la otra especie se reduce (gana electrones).

- **Proceso de oxidación**, un átomo o un ion cede uno o más electrones.
- **Proceso de reducción**, un átomo o un ion capta uno o más electrones. Ambos procesos son complementarios y ocurren simultáneamente, los electrones cedidos por la especie que se oxida son empleados por la especie que se reduce, que debe ganar electrones. En la semirreacción de reducción se consumen los electrones y en la semirreacción de oxidación se producirán electrones.



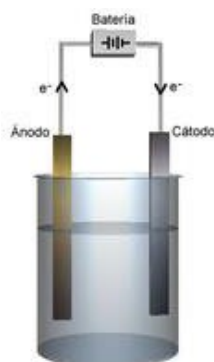
1.1.- ELECTROLISIS

Es el proceso que utiliza energía eléctrica para producir una reacción redox que no es espontánea y se lleva a cabo en una celda electrolítica.

En la celda electrolítica la batería u otra fuente de corriente eléctrica, empuja los electrones hacia el cátodo, por lo que éste tiene signo **negativo** (-). Los electrones provienen del **ánodo**, por lo que éste es **positivo** (+).

i) Funcionamiento de una celda electrolítica:

Se aplica una corriente eléctrica continua mediante un par de electrodos conectados a una fuente de alimentación eléctrica y sumergidos en una disolución de electrolito. El ánodo conectado al polo + y el cátodo al polo -.



Cada electrodo atrae a los iones de carga opuesta: los iones negativos (aniones) se desplazan hacia el ánodo (electrodo +) y los iones positivos (cationes) se desplazan hacia el cátodo (electrodo -). En los electrodos se produce una transferencia de electrones, reacción redox, por la aportación de la fuente de energía. Los iones negativos (aniones) ceden electrones al ánodo (+) y los iones positivos (cationes) captan electrones del cátodo (-).

Resumiendo:

Cuando en una disolución de un electrolito se sumergen un par de electrodos metálicos y entre ellos se establece una diferencia de potencial conectándolos a una batería o a una fuente de corriente continua:

- Los electrones llevan la corriente a través de los cables y electrodos metálicos.
- Los iones conducen la corriente a través de la disolución.

- En la interfase electrodo-disolución tiene lugar una reacción redox electroquímica de transferencia de electrones permitiendo que las cargas fluyan completando el circuito.

Estas transformaciones químicas, **electrolisis**, son procesos de oxidación, en el ánodo, y reducción, en el cátodo, que tienen lugar con intercambio de electrones por lo que simultáneamente se produce un flujo de carga eléctrica por el circuito.

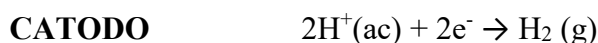
ii) Relación cuantitativa entre cantidad de electricidad y cantidad de sustancia transformada.

Los estudios cuantitativos referentes a la relación entre la cantidad de electricidad que pasa a través de una disolución y la cantidad de sustancia transformada en los electrodos fueron realizados por Faraday (1834). Los resultados de estos trabajos se conocen como Leyes de Faraday y que permiten llegar a las siguientes conclusiones:

- a) Para transformar un mol de sustancia se necesitan tantos moles de electrones, **n_e** , como expresa la reacción de oxidación/reducción que se está llevando a cabo (estequiometría de la reacción).



La oxidación de 1 mol de Cu da lugar a 2 moles de e^-



Para producir 1 mol de H_2 se necesitan 2 moles de e^-

De manera general, para transformar un mol de sustancia se necesitan **n_e** moles de electrones. La **cantidad fundamental de electricidad** es 1 mol de electrones, teniendo en cuenta que **e** es la carga de un electrón ($1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$), entonces la carga de un mol de electrones será **$N_A \times e$** (N_A = constante de Avogadro), este valor es lo que se conoce como **Constante de Faraday (F)**.

$$F = N_A \times e \text{ (C/mol)}$$

Para transformar un mol de sustancia se necesitan n_e moles de electrones, puesto que la carga de un mol de electrones es F , entonces la cantidad de electricidad necesaria para transformar un mol de sustancia, Q_{mol} , será:

$$Q_{\text{mol}} = n_e N_A e = n_e F$$

siendo N_A la constante de Avogadro, e la carga elemental y F la constante de Faraday.

b) La masa de sustancia transformada, m , se puede determinar a partir de la cantidad de electricidad total que ha pasado por el circuito, Q , relacionando el número de moles transformados n con Q .

- M (masa molar) es la cantidad de sustancia transformada por Q_{mol} (cantidad de electricidad necesaria para transformar un mol de sustancia).
- Si Q es la carga total de intensidad I que pasa por un circuito en un tiempo t , entonces:

$$Q = I \times t$$

Unidades: $I =$ Amperios (A), $t =$ segundos (s) y $Q = A \times s =$ Culombios (C)

- m es la masa de sustancia transformada por la cantidad de electricidad Q en el tiempo t .
- n es el número de moles transformados por la cantidad de electricidad Q , siendo $n = m/M$.

A partir de las leyes de Faraday pueden relacionar las cantidades m , M , Q y Q_{mol} , obteniéndose la relación:

$$n = m / M = Q / Q_{\text{mol}} = I t / n_e F$$

donde M representa la masa molar de la sustancia transformada y t el tiempo que está circulando una corriente de intensidad constante I .

Esta ecuación es aplicable al proceso que ocurre en el ánodo y al que ocurre en el cátodo y a partir del número de moles transformados en cada electrodo (n), la intensidad de la corriente I y el tiempo transcurrido t , se puede determinar el valor de la Constante de Faraday F .

$$F = \frac{I t}{n n_e}$$

2.- OBJETIVOS

- * Determinar el valor de la constante de Faraday midiendo la cantidad de electricidad necesaria para obtener una determinada cantidad de H_2 por reducción electrolítica de H^+ .
- * Determinar el valor de la constante de Faraday a partir de la cantidad de Cu oxidada en el ánodo.
- * Determinar experimentalmente la masa atómica del cobre a partir del valor de la constante de Faraday.
 - *Determinar la constante de los gases ideales a partir del valor de la constante de Faraday.
- * Comprobar la estequiometría de la reacción redox que se produce en la electrolisis a partir de la masa de cobre que se ha oxidado.

3.- MATERIAL Y REACTIVOS

Bureta invertida con una goma en su extremo, vaso de precipitados, vidrio de reloj, probeta, balanza analítica.

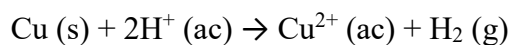
H_2SO_4 1.0 M

Lámina de Cu .

4.- DESARROLLO EXPERIMENTAL

En un proceso de electrolisis una fuente de energía eléctrica externa provoca una reacción redox no espontánea, en esta experiencia la reacción redox que se va a provocar será la siguiente:





MONTAJE DE LA CELDA ELECTROLÍTICA

- En un vaso de precipitados se ponen 200 cm³ de H₂SO₄ 1.0 M y se coloca en él una bureta invertida con una goma en su extremo.
- Se aspira a través de la goma mediante una pera de laboratorio hasta que el ácido llegue a la marca de 50 cm³, entonces se cierra la llave y se comprueba que se mantiene el nivel del líquido dentro de la bureta.
- Se pesa, en una balanza analítica, una lámina de cobre (**m_o**) que actuará como ánodo y se conecta al circuito,
- El cátodo (hilo de Cu) se introduce en el interior de la bureta invertida e irá conectado en serie a un miliamperímetro.

6. EXPERIMENTO

- Una vez realizado este montaje se conecta el circuito a una fuente de alimentación a la vez que se anota la intensidad de la corriente (**I_o**) y se pone en marcha el cronómetro.
- A medida que avanza la electrolisis el nivel del líquido en el interior de la bureta se desplaza hacia abajo por el desprendimiento de H₂.
- Anotar para cada 5 cm³ de hidrógeno desprendidos el tiempo transcurrido y la intensidad que marca el miliamperímetro.
- Se deja avanzar la electrolisis hasta que se recojan exactamente 50.0 cm³ de H₂ a la presión atmosférica, para lo cual se hacen coincidir los niveles del líquido en el exterior y en el interior de la bureta con la marca correspondiente al “cero”.
- Una vez terminada la experiencia se enjuaga con mucho cuidado el ánodo de cobre (lámina de cobre) y se pesa después de haberlo secado con papel (**m_f**).
- Medir la presión atmosférica (**P_{atm}**) y la temperatura del laboratorio (**T**).

- Leer en las tablas la presión de vapor de agua a T ($P_v, H_2O (T)$).

DATOS EXPERIMENTALES

Los datos experimentales se recogerán en las siguientes tablas 1 y 2.

Tabla 1

V_{H_2}/cm^3	t/min	t/s	I/mA	I/A
0				
5				
10				
15				
20				
25				
30				
35				
40				
45				
50				

Tabla 2

T/°C	$P_{atm}/mm\ Hg$	P_{atm}/atm	$P_{v,H_2O}/atm$	$P_{v,H_2O}/mm\ Hg$
$I_{inicial}/A$	t/s	m_{oCu}/g	m_{fCu}/g	$m_{oxidadaCu}/g$

5.- CÁLCULOS Y RESULTADOS

Exponga con claridad todo el desarrollo experimental y dibuje esquemáticamente la celda electrolítica utilizada indicando sus distintos componentes y el sentido de la corriente de electrones por el circuito externo y a través de la disolución.

I. Cálculo de la constante de Faraday

Calcular la media aritmética de las intensidades de corriente obtenidas, I_{media} y calcular la cantidad de electricidad utilizando este valor: $Q = I_{media} t$.

De acuerdo con las Leyes de Faraday el número de moles transformados (oxidados o reducidos) en los electrodos será:

$$n = \frac{I_{media} t}{F n_e}$$

Conociendo la cantidad de sustancia transformada (n) la la intensidad de la corriente (I_{media}) que ha circulado durante el tiempo t , se puede obtener la constante de Faraday a partir de la ecuación:

$$F = \frac{I_{media} t}{n n_e}$$

En el caso de esta reacción redox $n_e = 2$, por tanto :

$$F = \frac{I_{media} t}{2 n}$$

- a) Cálculo de la constante de Faraday a partir de los moles de Cu oxidados en el ánodo (n_{Cu}).

$$F = \frac{I_{media} t}{2 n_{Cu}}$$

$$n_{Cu} = \frac{m_{oxidada(Cu)}}{M}$$

- b) Cálculo de la constante de Faraday a partir de los moles de H₂ formados en el cátodo (n_{H₂}) por reducción de H⁺.

$$F = \frac{I_{media} t}{2 n_{H_2}}$$

Considerando aplicable la ecuación de los gases ideales se calcula n_{H₂}.

$$n_{H_2} = \frac{V_{H_2} P_{H_2}}{RT}$$

Presión parcial de H₂: la presión de un punto dentro de la bureta que se encuentre en la superficie de la disolución cuando el hidrogeno ha desplazado hasta el 0 a la misma, es igual a la presión atmosférica, puesto que está a la misma altura. La presión atmosférica (del laboratorio) será igual a la suma de la presión parcial de hidrógeno más la presión de vapor del agua líquida a la temperatura de trabajo, P_{v, H₂O}, (tablas).

$$P_{atm} = P_{H_2} + P_{v,H_2O}$$

$$P_{H_2} = P_{atm} - P_{v,H_2O}$$

- c) Determine el **error relativo** de la constante de Faraday obtenido en los casos *a* y *b*, teniendo en cuenta que el valor aproximado de F=96500C/mol.
- d) Compare los valores obtenidos para la constante de Faraday mediante los diferentes procedimientos y el valor tabulado de la misma.
- e) Comente las posibles causas de error.

II. **Cálculo de la constante de los gases ideales**, considerando como valor aproximado de F=96500C/mol

$$It = 2Fn_{H_2} = \frac{2FP_{H_2}V_{H_2}}{RT} \quad R = \frac{2FP_{H_2}V_{H_2}}{It}$$

III. **Cálculo de la masa atómica del cobre**, $M = F \cdot 2 \cdot m_{\text{oxidada Cu}} / It$

IV. Considerando la masa inicial, m_o , y final, m_f , del ánodo de Cu y sabiendo que la masa atómica del Cu es 63,54, **compruebe la estequiometría de la reacción redox** de electrolisis.

6. BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, P.W. *Fisicoquímica*, Panamericana, Madrid (2008).
- Levine, I.R. *Fisicoquímica (Vol. I)*, McGraw-Hill, México (2004).
- Levine, I.R. *Fisicoquímica (Vol. II)*, McGraw-Hill, México (2004).

ANEXO 2: CUESTIONARIO INICIAL Y FINAL

1. ¿Qué es la electrolisis? a) Un método de purificación de agua. b) Una técnica de generación de electricidad. c) Un proceso químico que utiliza corriente eléctrica para descomponer compuestos.
2. ¿Cuál es el dispositivo utilizado en la electrolisis? a) Batería. b) Electrodo. c) Reactor químico.
3. ¿Qué ocurre en el ánodo durante la electrolisis? a) Se produce una reacción de reducción. b) Se liberan iones negativos. c) Se produce una reacción de oxidación.
4. ¿Cuál es el producto principal de la electrolisis del agua? a) Oxígeno e hidrógeno. b) Dióxido de carbono. c) Cloro y sodio.
5. ¿Qué tipo de corriente se utiliza en la electrolisis? a) Corriente alterna (CA). b) Corriente continua (CC). c) Corriente estática.
6. ¿Qué sustancia se utiliza comúnmente como electrolito en la electrolisis? a) Agua destilada. b) Ácido clorhídrico. c) Sal común (cloruro de sodio).
7. ¿Cuál es la función del cátodo en la electrolisis? a) Liberar electrones. b) Atraer iones positivos. c) Generar calor.
8. ¿Qué ocurre cuando se realiza la electrolisis de una solución de cloruro de sodio (NaCl)? a) Se produce oxígeno y sodio. b) Se libera cloro gaseoso en el ánodo. c) No ocurre ninguna reacción.
9. ¿Qué tipo de reacciones redox ocurren durante la electrolisis? a) Reacciones de síntesis. b) Reacciones de sustitución. c) Reacciones de oxidación-reducción.
10. ¿Cuál es una aplicación común de la electrolisis en la industria? a) Generación de electricidad. b) Producción de alimentos. c) Electrodeposición de metales.

ANEXO 3:



ANEXO 4:

CUADERNO DE LABORATORIO: ESTIMACIÓN DE LA CONSTANTE DE FARADAY

1.- FUNDAMENTO TEÓRICO

Relación cuantitativa entre cantidad de electricidad y cantidad de sustancia transformada.

2.- OBJETIVOS

3.- MATERIAL Y REACTIVOS

4.- DESARROLLO EXPERIMENTAL

DATOS EXPERIMENTALES

Tabla 1

V_{H_2}/cm^3	t/min	t/s	I/mA	I/A
0				
5				
10				
15				
20				
25				
30				
35				
40				
45				
50				

Tabla 2

T/°C	Patm/mm Hg	Patm/atm	Pv,H ₂ O/atm	Pv,H ₂ O/mm Hg
linicial/A	t/s	moCu/g	mfCu/g	moxidadaCu/g

5.- RESULTADOS

Cálculo de la constante de Faraday

Cálculo de la constante de los gases ideales, considerando como valor aproximado de $F=96500\text{C/mol}$

Cálculo de la masa atómica del cobre, considerando la masa inicial, m_o , y final, m_f , del ánodo de Cu y sabiendo que la masa atómica del Cu es 63,54, **compruebe la estequiometría de la reacción redox** de electrolisis.

6.- CONCLUSIONES