

## UNIDAD 10: REACCIONES REDOX Y CELDAS ELECTROQUÍMICAS

Comisión No.: 174

Turno de laboratorio: L8

Integrantes: Leandro Carreira, Christopher Mendoza

### OBJETIVOS:

- Reconocer reacciones redox espontáneas
- Determinar la fuerza relativa de oxidantes y reductores.
- Construir una escala relativa de potenciales de electrodo y utilizarla para interpretar la tendencia de los metales a disolverse en solución ácida.
- Realizar experiencias de electrólisis y comprobar las leyes de Faraday.
- Utilizar un acumulador de plomo y analizar su funcionamiento

### RESULTADOS Y DISCUSIÓN

#### A: Espontaneidad de reacciones redox; oxidantes y reductores.

En las siguientes tablas se indicó si ocurrió algún cambio para cada mezcla de reactivos utilizada. Además se detallaron los aspectos respecto a la coloración de las soluciones y mezclas utilizadas.

	Cu°	Pb°	Zn°
Cu(II)	X	SI	SI
Pb(II)	NO	X	SI
Zn(II)	NO	NO	X

Tabla 1: Cambios cualitativos para cada cupla

Tubo	Aspecto inicial	Aspecto final	Interpretación
1	La solución era incolora La chapita de cobre tenía color pardo rojizo	la chapita de cobre tenía color plateado	no ocurrió nada
2	La solución era turquesa La chapita de zinc tenía color plateado	la chapita de zinc tenía negro	la chapita de zinc se oxida
3	La solución era incolora La granalla de plomo tenía color plateado	la granalla de plomo tenía color plateado	no ocurrió nada
4	La solución era incolora La chapita de zinc tenía color plateado	la chapita de zinc tenía plateado opaco	la chapita de zinc se oxidó

5	La solución era turquesa La granalla de plomo tenía color plateado	la granalla de plomo tenía color negro	la granalla de plomo se oxidó
6	La solución era incolora La chapita de cobre tenía color pardo rojizo	la chapita de cobre tenía color pardo rojizo	no ocurrió nada

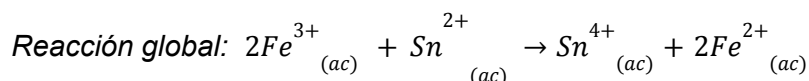
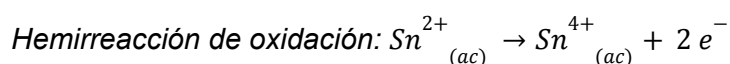
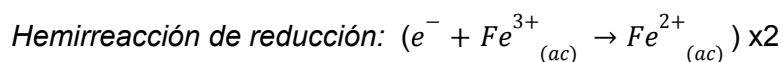
**Tabla 2: Aspectos iniciales y finales para cada cupla**

En los casos 2, 4 y 5 se observó que las chapitas sumergidas en las soluciones cambiaban a un color más oscuro, mientras que en el caso 1, 3 y 6 no se observó ninguna variación macroscópicamente. Aquel cambio de color observado se debió a la oxidación de las chapitas relacionadas a las siguientes reacciones:

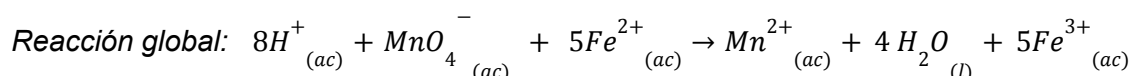
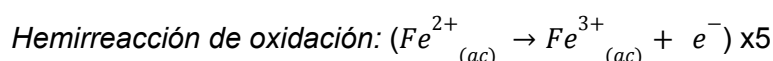
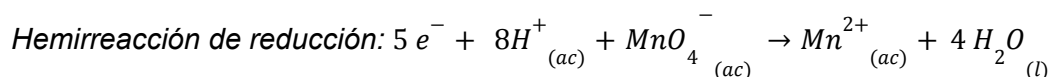
- *Reacción de caso 2:*  $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$
- *Reacción de caso 4:*  $Zn_{(s)} + Pb^{2+}_{(ac)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + Pb_{(s)}$
- *Reacción de caso 5:*  $Pb_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Pb^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$

Se observó que en los casos en donde la solución que tenía cobre se metía una chapita, terminaba oxidada en ambos casos. Podemos relacionar esta característica al poder oxidante de los iones metálicos siendo el Cu, el ion metálico con mayor poder oxidante de los utilizados en el experimento, seguido por el Pb y luego por el Zn ( $Zn < Pb < Cu$ ). Además se observó que los casos donde se utilizaron las chapas de zinc, todas las chapas de zinc se oxidaron logrando que los iones se redujeran. Esto lo podemos relacionar con el poder reductor de los metales siendo el Zn, el metal con mayor poder reductor del grupo, seguido por el Pb y luego por el Cu ( $Cu < Pb < Zn$ ).

Al continuar con la siguiente parte, se observó que la solución de  $FeCl_3$  era de color amarillo que al agregar más de 50 gotas de  $SnCl_2$ . El color amarillo es debido a la presencia de complejos de hierro que al agregar  $SnCl_2$  reacciona con el  $FeCl_3$  reduciendo los iones férricos a iones ferrosos, los cuales son de color amarillo claro a incoloro.



En la última parte de esta sección se observó que la solución de  $\text{KMnO}_4$  en agua era de color violeta oscuro y al agregar la solución de  $\text{FeSO}_4$  de color amarillo claro, se empezó a decolorar dejando un precipitado oscuro. Además se observó que se separan en dos fases y tardaron en mezclarse por completo. Esto ocurre porque el  $\text{KMnO}_4$  actúa como agente oxidante y se reduce de su forma ( $\text{MnO}_4^-$ ) a iones  $\text{Mn}^{2+}$ . La solución de  $\text{FeSO}_4$  actúa como agente reductor, oxidándose de iones  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$ . El color violeta del  $\text{KMnO}_4$  desaparece al reducirse a  $\text{Mn}^{2+}$ .

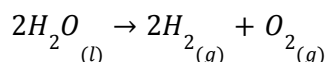


En base a estos resultados se puede establecer una escala de potenciales. Los metales con potenciales negativos como el zinc y el plomo tienen un mayor poder reductor, lo que implica una mayor tendencia a oxidarse. En cambio, los metales con potenciales más positivos como el cobre tienen menor poder reductor y una mayor tendencia a reducirse

## B: Electrólisis de agua acidulada - Leyes de Faraday.

### Esquema del dispositivo utilizado

#### Reacción química balanceada:



Electrodo	Hemirreacción	Polaridad
cátodo	$2 e^- + 2 H^+_{(ac)} \rightarrow H_{2(g)}$	negativa
ánodo	$2 H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 4 e^- + 4 H^+_{(ac)}$	positiva

Tabla 3: Hemirreacción de cátodo y ánodo

## Condiciones Experimentales

Temperatura inicial: 24.5 °C

Temperatura final: 24.5 °C

Presión: 0.994 atm

Corriente (mA)	201
Tiempo (s)	364
Cantidad de carga (experimental) (C)	73.164
Volumen inicial bureta 1 (mL)	25.0
Volumen final bureta 1 (mL)	14.9
Volumen de hidrógeno generado (mL)	10.1
Constante de Faraday (C/mol)	96485.33
N° de moles de hidrógeno generado (g.i.)	$4.11 \cdot 10^{-4}$
Cantidad de carga (C) requerida para generar ese n° moles	79.316 C
N° de moles de H <sub>2</sub> (g) esperados en base a la cantidad de carga que circuló	$3.79 \cdot 10^{-4}$
Diferencia relativa porcentual entre $n_{H_2}^{exper}$ y $n_{H_2}^{calc}$ (%)	8.10%
Volumen inicial bureta 2 (mL)	25.0
Volumen final bureta 2 (mL)	20.0
Volumen de oxígeno generado (mL)	5.0
N° de moles de oxígeno generado (g.i.)	$2.035 \cdot 10^{-4}$
Cantidad de carga requerida para generar ese n° moles (C)	78.531 C
N° de moles de oxígeno esperados en base a la cantidad de carga que circuló	$1.896 \cdot 10^{-4}$
Diferencia relativa porcentual entre $n_{H_2}^{exper}$ y $n_{H_2}^{calc}$ (%)	7.07
Relación estequiométrica experimental (H <sub>2</sub> : O <sub>2</sub> )	1.999:1

**Tabla 4: Condiciones experimentales de la electrólisis**

Los resultados obtenidos a partir de las leyes de Faraday y la ley de gases ideales proporcionan una evaluación integral de la electrólisis de agua acidulada. La cantidad de carga experimentalmente medida fue de 73.164 C, lo que condujo a la generación de 10.1 mL de hidrógeno y 5.0 mL de oxígeno. Al calcular los moles de cada gas producido, se obtuvieron  $4.11 \times 10^{-4}$  moles de hidrógeno y  $2.035 \times 10^{-4}$  moles de oxígeno. Comparando estos resultados con las expectativas teóricas basadas en la cantidad de carga suministrada, se observó una diferencia relativa porcentual del 8.10% para el hidrógeno y del 7.07% para el oxígeno. Estas variaciones podrían atribuirse a factores experimentales, como pérdidas durante la manipulación o pequeñas fluctuaciones en las condiciones de la celda. La relación estequiométrica experimental entre el hidrógeno y el oxígeno fue de aproximadamente 1.999:1, lo cual respalda la formación de agua según la ecuación balanceada de la electrólisis. A pesar de las pequeñas discrepancias, los resultados respaldan en gran medida la eficiencia del proceso de electrólisis, la cual permite la producción de gases a partir de la descomposición del agua acidulada.

### C: Generación de energía eléctrica. Acumulador de plomo.

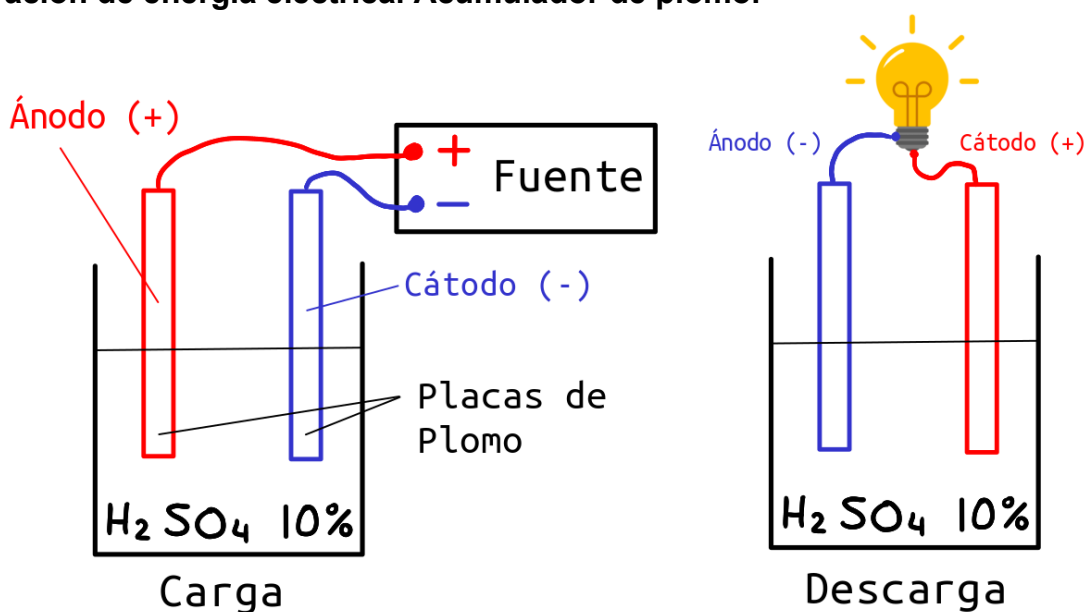
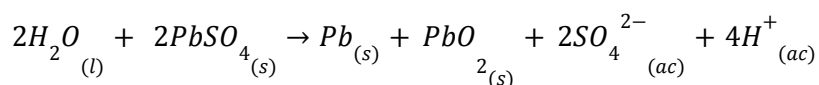


Figura 1: Esquema del acumulador de plomo en sus fases de Carga y Descarga (uso de la Pila).

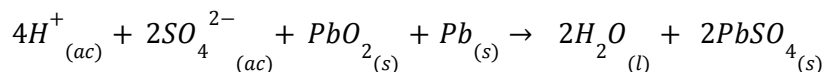
### Reacción química balanceada correspondiente a la carga:



Electrodo	Hemirreacción	Polaridad
cátodo	$2e^- + PbSO_{4(s)} \rightarrow Pb_{(s)} + SO_4^{2-}{}_{(ac)}$	negativa
ánodo	$2H_2O_{(l)} + PbSO_{4(s)} \rightarrow PbO_{2(s)} + SO_4^{2-}{}_{(ac)} + 4H^+{}_{(ac)} + 2e^-$	positiva

Tabla 5: Hemirreacciones de cátodo y ánodo correspondientes a la carga

### Reacción química balanceada correspondiente a la descarga:



Electrodo	Hemirreacción	Polaridad
cátodo	$PbO_{2(s)} + 4H^+{}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Pb^{2+}{}_{(ac)} + 2H_2O_{(l)}$	positiva
ánodo	$Pb_{(s)} \rightarrow Pb^{2+}{}_{(ac)} + 2e^-$	negativa

Tabla 6: Hemirreacciones de cátodo y ánodo correspondientes a la descarga

El ánodo y el cátodo del equipo utilizado desprendieron ambos una serie de burbujas, ya que en el dispositivo armado funcionaba tanto una electrólisis en el ánodo como la acumulación de plomo en el cátodo. La energía acumulada luego de dejar estar por un rato estas reacciones redox, después pudo ser utilizada para encender una pequeña lámpara de LED.

## CONCLUSIONES:

En el desarrollo de este trabajo, alcanzamos los objetivos propuestos de manera exitosa: La exploración de reacciones redox espontáneas, la construcción de una escala de potenciales de electrodo y la aplicación de las leyes de Faraday durante la electrólisis del agua acidulada nos proporcionaron una comprensión profunda de los principios electroquímicos.

La generación de energía eléctrica mediante el acumulador de plomo y la verificación de su capacidad lumínica demostraron la aplicabilidad práctica de estos conceptos. Los resultados experimentales obtenidos, como la cantidad de productos generados en la electrólisis y el rendimiento del acumulador de plomo, no solo respaldaron la teoría aprendida sino que también nos brindaron una perspectiva valiosa sobre los desafíos y posibilidades en la implementación de sistemas electroquímicos.

## BIBLIOGRAFÍA

- Guía de trabajos prácticos Química Inorgánica I: Unidad 10: Reacciones redox y celdas electroquímicas
- Constante de Faraday: [https://es.wikipedia.org/wiki/Constante\\_de\\_Faraday](https://es.wikipedia.org/wiki/Constante_de_Faraday)

## APÉNDICE

### Cálculos

#### Cantidad de Carga

$$C = i \cdot t$$

$$C = 0.201 \text{ A} \cdot 364 \text{ s} = 73.164 \text{ C}$$

#### Cálculos sobre H<sub>2</sub>

##### Nº de moles de hidrógeno generado (g.i.)

$$n = P \cdot V / (R \cdot T)$$

$$n = 0.994 \text{ atm} \cdot 10.1 \text{ mL} / (0.08206 \text{ atm L} / (\text{mol K}) \cdot 297.65 \text{ K})$$

$$n = 4.11 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}_2$$

#### Cantidad de carga (C) requerida para generar ese nº moles

$$q = i \cdot t = z \cdot F \cdot n$$

Con z los electrones intercambiados por cada mol de H<sub>2</sub>

$$q = 2 \cdot 96485.33 \text{ C/mol} \cdot 4.11 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$q = 79.316 \text{ C}$$

**Nº de moles de H<sub>2</sub>(g) esperados en base a la cantidad de carga que circuló**

$$q = i \cdot t = z \cdot F \cdot n$$

Con n los moles de Hidrógeno y z los electrones intercambiados por cada mol de H<sub>2</sub>

$$73.164 \text{ C} = 2 \cdot 96485.33 \text{ C/mol} \cdot n$$

$$n = 3.79 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}_2$$

**Diferencia relativa porcentual entre  $n_{\text{H}_2\text{exper}}$  y  $n_{\text{H}_2\text{calc}}$  (%)**

$$\text{DRP} = |n_e - n_c| / \text{media}(n_e, n_c) \cdot 100$$

$$\text{DRP} = (4.11 - 3.79) / ((4.11 + 3.79) / 2) \cdot 100$$

$$\text{DRP} = 8.10\%$$

**Cálculos sobre O<sub>2</sub>**

**Nº de moles de oxígeno generado (g.i.)**

$$n = P \cdot V / (R \cdot T)$$

$$n = 0.994 \text{ atm} \cdot 5.0 \text{ mL} / (0.08206 \text{ atm L} / (\text{mol K}) \cdot 297.65 \text{ K})$$

$$n = 2.035 \cdot 10^{-4} \text{ mol de O}_2$$

**Cantidad de carga (C) requerida para generar ese nº moles**

$$q = i \cdot t = z \cdot F \cdot n$$

Con z los electrones intercambiados por cada mol de O<sub>2</sub>

$$q = 4 \cdot 96485.33 \text{ C/mol} \cdot 2.035 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$q = 78.531 \text{ C}$$

**Nº de moles de O<sub>2</sub>(g) esperados en base a la cantidad de carga que circuló**

$$q = i \cdot t = z \cdot F \cdot n$$

Con n los moles de Oxígeno y z los electrones intercambiados por cada mol de O<sub>2</sub>

$$73.164 \text{ C} = 4 \cdot 96485.33 \text{ C/mol} \cdot n$$

$$n = 1.896 \cdot 10^{-4} \text{ mol de O}_2$$

**Diferencia relativa porcentual entre  $n_{\text{O}_2\text{exper}}$  y  $n_{\text{O}_2\text{calc}}$  (%)**

$$\text{DRP} = |n_e - n_c| / \text{media}(n_e, n_c) \cdot 100$$

$$\text{DRP} = (2.035 - 1.896) / ((2.035 + 1.896) / 2) \cdot 100$$

$$\text{DRP} = 7.07 \%$$

**Relación estequiométrica experimental**

$$\text{RelExp} = n_{\text{H}_2\text{exp}} / n_{\text{O}_2\text{exp}}$$

$$\text{RelExp} = 3.79 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 1.896 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{RelExp} = 1.999$$