

“CÓMO RESOLVER ALGUNOS EJERCICIOS DE ELECTROQUÍMICA (Parte 2)”

Para llevar a cabo una reacción de óxido-reducción no espontánea, es necesario suministrar energía eléctrica; por ejemplo, la reacción siguiente es una reacción no espontánea ya que su fuerza electromotriz resulta negativa:



Es decir, para llevar a cabo dicha reacción se debe aplicar una corriente eléctrica cuyo potencial sea como mínimo +1.23 [V] (en la realidad, se debe aplicar un sobrepotencial debido a la escasa ionización de las moléculas de agua). Las reacciones no espontáneas que requieren de electricidad, se llevan a cabo en celdas electrolíticas y la cantidad de producto que se obtiene de ellas es directamente proporcional a la cantidad de electricidad empleada en el proceso. Una forma de resolver ejercicios relacionados con este tipo de celdas, es considerando los puntos siguientes:

1.	<i>En una celda electrolítica, se requiere de electricidad para llevar a cabo una reacción de óxido-reducción no espontánea.</i>
2.	<i>Una celda electrolítica está constituida por una fuente de poder, dos electrodos (ánodo y cátodo) y un electrólito.</i>
3.	<i>En una celda electrolítica, la oxidación se lleva a cabo en el ánodo y la reducción en el cátodo.</i>
4.	<i>En una celda electrolítica, la cantidad de producto obtenida es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica empleada.</i>
5.	<i>La cantidad de carga empleada en un proceso electrolítico se obtiene multiplicando la intensidad de la corriente eléctrica que circula a través del circuito (I [A]), por el tiempo que dura el proceso (t [s]).</i>
6.	<i>La cantidad de carga eléctrica contenida en una mol de electrones es de 96 484.484 [C], a esta cantidad de carga se le denomina Faraday.</i> $1 \text{ [mol]} e^- = 96 \text{ 484.484 [C]} = 1 \text{ [Faraday]} = 1 \text{ [F]}$
7.	<i>La relación molar entre los reactivos y productos está dada por los coeficientes estequiométricos de la reacción iónica balanceada.</i>

Además de los puntos anteriores, se puede emplear el esquema de cálculo siguiente:

$$\underbrace{I \text{ [A]} \cdot t \text{ [s]}}_{Q \text{ [A}\cdot\text{s]}} \left(\frac{1 \text{ [mol]} e^-}{96\,484.484 \text{ [A}\cdot\text{s]}} \right) \left(\frac{X \text{ [mol]} M}{Y \text{ [mol]} e^-} \right) \left(\frac{Z \text{ [g]} M}{1 \text{ [mol]} M} \right) = \text{ [g]} M$$

Constante de Faraday
Relación molar
Masa molar

Donde,

I = Intensidad de la corriente que circula por la celda electrofítica.

t = Tiempo que dura el proceso.

M = Compuesto de interés.

X = Coeficiente del compuesto M en la reacción iónica balanceada.

Y = Coeficiente de los electrones en la reacción iónica balanceada.

Z = Masa en gramos de una mol del compuesto M.

A continuación, se explica la resolución de algunos ejercicios relacionados con celdas electrofíticas.

Ejercicio 1

Si se electrofiza una disolución de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ durante 7 [h] con 14.4 [A], ¿cuál será el volumen (en [mL]) de hierro metálico que se obtiene?

Resolución:

- Para resolver este ejercicio, primero se determina el cambio de número de oxidación del compuesto de interés; en este caso, el hierro en el $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ presenta un número de oxidación de **+3** y en el hierro metálico presenta un número de oxidación de **0**; por lo tanto, se establece la reacción iónica para el hierro, como se muestra a continuación:



- Con los datos que se dan en el enunciado y con base en el esquema de cálculo, se determinan los gramos de hierro producidos, como se muestra a continuación:

$$14.4 \text{ [A]} \cdot 25\,200 \text{ [s]} \left(\frac{1 \text{ [mol]} e^-}{96\,484.484 \text{ [A}\cdot\text{s]}} \right) \left(\frac{1 \text{ [mol]} \text{ Fe}}{3 \text{ [mol]} e^-} \right) \left(\frac{55.847 \text{ [g]} \text{ Fe}}{1 \text{ [mol]} \text{ Fe}} \right) = 70 \text{ [g]} \text{ Fe}$$

- Conociendo los gramos de hierro, se pueden obtener los mililitros si se emplea la densidad del hierro que se encuentra en la literatura, como se muestra a continuación:

$$70 \text{ [g]} \text{ Fe} \left(\frac{1 \text{ [mL]} \text{ Fe}}{7.86 \text{ [g]} \text{ Fe}} \right) = 8.9058 \text{ [mL]} \text{ Fe}$$

Ejercicio 2

Para obtener 7.14 [g] de cromo metálico, se electrolizó una disolución que contiene la sal Cr_mBr_n , si el proceso duró 350 [min] con 1.893 [A], determine los valores de m y n

Resolución:

- Para resolver este ejercicio, primero se determina el cambio de número de oxidación del compuesto de interés; en este caso, el cromo en el Cr_mBr_n presenta un número de oxidación de **+n** y en el cromo metálico presenta un número de oxidación de **0**; por lo tanto, se establece la reacción iónica para el hierro, como se muestra a continuación:



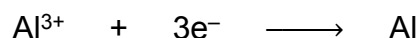
- Con los datos que se dan en el enunciado y con base en el esquema de cálculo, se establece la expresión siguiente:

$$1.893 \text{ [A]} \cdot 21\,000 \text{ [s]} \left(\frac{1 \text{ [mol]} e^-}{96\,484.484 \text{ [A}\cdot\text{s]}} \right) \left(\frac{1 \text{ [mol]} \text{ Cr}}{n \text{ [mol]} e^-} \right) \left(\frac{51.996 \text{ [g]} \text{ Cr}}{1 \text{ [mol]} \text{ Cr}} \right) = 7.14 \text{ [g]} \text{ Cr}$$

- De la expresión anterior, se obtiene que **n = 3**; por lo tanto, si en la fórmula de la sal, **n** es el subíndice del Br, se tendrían 3 átomos de bromo, pero si el bromo tiene como números de oxidación -1, +1 y +5, el único valor posible para **m** sería 1; ya que de esta forma, los números de oxidación para el cromo y el bromo serían +3 y -1, respectivamente.

Ejercicio 3

Para obtener aluminio de forma industrial, se electroliza el óxido de aluminio (Al_2O_3) disuelto en criolita fundida. Después de 7 [h] a 420 [A], se obtiene un lingote rectangular de aluminio cuya base es de 7 [cm] por 14 [cm], considere que el proceso tuvo una eficiencia del 93.88 [%] y determine la altura del lingote.



Resolución:

- Para resolver este ejercicio, primero se determina el cambio de número de oxidación del compuesto de interés; en este caso, el aluminio en el Al_2O_3 presenta un número de oxidación de **+3** y en el aluminio metálico presenta un número de oxidación de **0**; por lo tanto, se establece la reacción iónica para el aluminio, como se muestra a continuación:



- Con los datos que se dan en el enunciado y con base en el esquema de cálculo, se determinan los gramos de aluminio producidos para un 100 % de eficiencia (rendimiento), como se muestra a continuación:

$$420 \text{ [A]} \cdot 25\,200 \text{ [s]} \left(\frac{1 \text{ [mol] e}^-}{96\,484.484 \text{ [A}\cdot\text{s]}} \right) \left(\frac{1 \text{ [mol] Al}}{3 \text{ [mol] e}^-} \right) \left(\frac{26.9815 \text{ [g] Al}}{1 \text{ [mol] Al}} \right) = 986.4324 \text{ [g] Al}$$

- Tomando en cuenta que la reacción tuvo un 93.88 % de eficiencia y que la densidad del aluminio se encuentra en la literatura, se puede determinar el volumen de aluminio obtenido, como se muestra a continuación:

$$986.4324 \text{ [g] Al} \left(\frac{93.88}{100} \right) \left(\frac{1 \text{ [cm}^3\text{] Al}}{2.7 \text{ [g] Al}} \right) = 324.9861 \text{ [cm}^3\text{] Al}$$

- Conociendo el volumen de aluminio, se puede obtener la altura del lingote ya que se conocen las dimensiones de su base, como se muestra a continuación:

$$\text{Volumen} = \text{Base} \times \text{Altura}$$

$$\text{Base} = 7 \text{ [cm]} \times 14 \text{ [cm]} = 98 \text{ [cm}^2\text{]}$$

$$\text{Altura} = \frac{\text{Volumen}}{\text{Base}}$$

$$\text{Altura} = \frac{324.9861 \text{ [cm}^3\text{]}}{98 \text{ [cm}^2\text{]}}$$

$$\text{Altura} = 3.5 \text{ [cm]}$$

REVISORES:

M. A. Violeta Luz María Bravo Hernández; Q. Esther Flores Cruz; Q. Antonia del Carmen Pérez León; M. A. Ayesha Sagrario Román García.

BIBLIOGRAFÍA:

- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, **2004**.
- Chang, Raymond *Química*, 7ª edición; McGraw-Hill: México, **2002**.
- Kotz, John C.; Treichel, Paul M. *Química y Reactividad Química*, 5ª edición; Thomson: México, **2003**.