

“GALVANOPLASTIA”

La galvanoplastia, también llamada electrodeposición o chapado, es un proceso electroquímico, donde los iones positivos metálicos (cationes metálicos), presentes en una disolución acuosa, migran hacia un electrodo negativo (cátodo) y se depositan sobre el mismo, formando una capa cuyo grosor dependerá del tiempo que dure el proceso. En este proceso, cuando los cationes llegan al cátodo, son reducidos debido a que ganan electrones, convirtiéndose en átomos metálicos neutros, los cuales quedan adheridos al cátodo, se dice que precipitan sobre la superficie del cátodo y forman un recubrimiento metálico. La reacción de reducción, se puede representar de la forma siguiente:



Como se observa, la cantidad de cargas positivas que posee el ion, corresponde a la cantidad de electrones que se adicionan para neutralizar dichas cargas positivas y obtener el átomo neutro. Si la reacción anterior se lee en términos de moles, se tendría que: 1 [mol] de iones M^{X+} reacciona con X [mol] de electrones para producir 1 [mol] de átomos de M. Aquí lo interesante es hablar de moles de electrones y la pregunta que surge es ¿Qué carga eléctrica se tienen en una mol de electrones? Esta pregunta es fácil de responder, ya que 1 [mol] de electrones contienen 6.022×10^{23} [electrones], solo se tiene que multiplicar esta cantidad por la carga de un electrón, como se muestra a continuación:

$$6.022 \times 10^{23} (1.6022 \times 10^{-19} [C]) = 96\,484.484 [C]$$

Esta cantidad de carga contenida en 1 [mol] de electrones, es un valor característico; y por ello, se le asigna un nombre particular, se le llama Faraday y se denota con la letra F; así, tenemos que:

$$1 [\text{mol}] e^{-} \implies 96\,484.484 [C] = 1 [\text{Faraday}] = 1 [F]$$

Es importante conocer lo anterior, ya que de esta forma se puede obtener los factores de conversión siguientes:

$$\left(\frac{1 [\text{mol}] e^{-}}{96\,484.484 [C]} \right) \text{ Para convertir de } [\text{mol}] e^{-} \text{ a } [C] \text{ o viceversa.}$$

$$\left(\frac{1 \text{ [mol] e}^-}{1 \text{ [F]}} \right) \text{ Para convertir de [mol] e}^- \text{ a [F] o viceversa.}$$

$$\left(\frac{1 \text{ [F]}}{96\,484.484 \text{ [C]}} \right) \text{ Para convertir de [F] a [C] o viceversa.}$$

Adicionalmente a estos factores, se puede obtener otro factor de la reacción de reducción, que permita relacionar los moles de producto obtenido con los moles de electrones; por ejemplo, en el caso de la reacción de reducción anterior, se puede observar que para obtener 1 [mol] de M, se requieren X [mol] de electrones; de ello, se obtiene el factor siguiente:

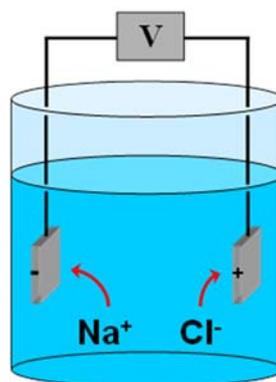
$$\left(\frac{X \text{ [mol] e}^-}{1 \text{ [mol] M}} \right) \text{ Para convertir de [mol] e}^- \text{ a [mol] M o viceversa.}$$

Cabe mencionar que de los factores de conversión anteriores, los más importantes son los siguientes:

$$\left(\frac{1 \text{ [mol] e}^-}{96\,484.484 \text{ [C]}} \right)$$

$$\left(\frac{X \text{ [mol] e}^-}{1 \text{ [mol] M}} \right)$$

Estos factores se emplean en cálculos que permiten determinar las cantidades de producto obtenido en una reacción de reducción que se lleva a cabo en una celda galvánica. Una celda galvánica consta básicamente de una disolución que contiene los cationes metálicos, un par de electrodos y una fuente de poder; por ejemplo, si se funde NaCl, los iones Na^+ y Cl^- se separan y adquieren libre movimiento, en tal caso, la celda galvánica sería la siguiente:



En esta celda, se tiene que hacer circular una corriente eléctrica por el sistema, tal que permita establecer una diferencia de potencial entre los electrodos. Dependiendo de la Corriente que circula en el sistema y el tiempo que dura el proceso, se puede determinar la cantidad de carga involucrada, mediante la expresión siguiente:

$$Q \text{ [C]} = I \text{ [A]} \cdot t \text{ [s]}$$

Ya conociendo la cantidad de carga en [C] que está involucrada, se puede convertir a moles de electrones y a moles de producto con los factores correspondientes.

En la celda galvánica anterior, la reacción de reducción para la obtención del Na metálico, sería la siguiente:



De esta forma, si se hace circular una corriente de 7 [A] durante 1 [h], el esquema de cálculo que se requiere para determinar los moles de Na producidos sería el siguiente:

$$7 \text{ [A]} \cdot 3600 \text{ [s]} \left(\frac{1 \text{ [mol] e}^-}{96484.484 \text{ [C]}} \right) \left(\frac{1 \text{ [mol] Na}}{1 \text{ [mol] e}^-} \right) = 0.2611 \text{ [mol] Na}$$

REVISORES:

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

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**.