



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 28 – MARZO DE 2010

“OBTENCIÓN EXPERIMENTAL DEL NÚMERO DE AVOGADRO EMPLEANDO EL MÉTODO DE ELECTRODEPOSICIÓN CON PRIMERO DE BACHILLERATO”

AUTOR JAVIER RUIZ HIDALGO
TEMÁTICA QUÍMICA GENERAL
ETAPA BACHILLERATO

Resumen

En el presente trabajo, pretendemos determinar de forma experimental en número de Avogadro, partiendo de la deposición de cobre en la electrolisis de una disolución acuosa de sulfato de cobre. Para ello pesamos la cantidad de cobre depositado sobre el cátodo, y conociendo la intensidad de corriente proporcionada por una fuente de alimentación así como el tiempo que se deja pasar la corriente, con todos estos datos podemos deducir el número de Avogadro.

Palabras clave

Número de Avogadro, sulfato de cobre, reacciones electroquímicas, electrodeposición, densidad superficial de corriente eléctrica, fuente de alimentación, electrodos, cátodo, electrolisis, granatario, intensidad de corriente eléctrica, culombio, amperio y estufa secadora.

1. INTRODUCCIÓN

En este apartado vemos una serie de conceptos que nos ayudan a entender el método que vamos a utilizar para calcular el número de Avogadro.

1.1. Número de avogadro



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 28 – MARZO DE 2010

El número de Avogadro es el número de partículas que hay en un mol de cualquier sustancia. Equivale a $6,023 \times 10^{23}$ partículas.

Este número nos relaciona la masa de una molécula expresada en unidades de masa moleculares, con el peso de un mol de esa misma sustancia expresado en gramos.

Este número quedó establecido por Amadeo Avogadro.

1.2. Electrolisis

La electrolisis consiste en la aplicación de corriente continua mediante dos electrodos, sobre el agua o sobre una disolución acuosa, o cualquier otro líquido, para realizar una descomposición del agua, de la sal que esté disuelta en ella, o del líquido en cuestión. En el ánodo (polo positivo, en una cubeta electroquímica) se depositan los aniones, mientras que en el cátodo (polo negativo, en una cubeta electroquímica) se depositan los cationes. Obsérvese que los polos en las pilas son: el ánodo el polo negativo y el cátodo el polo positivo, es decir en las pilas se consideran los polos al contrario que en las cubetas electrolíticas.

En la electrolisis que vamos a realizar en cátodo se aproximan los cationes de cobre que al ganar electrones se concierten en cobre metálico, que se deposita sobre dicho cátodo. Por otro lado sobre el ánodo se aproximan los iones sulfato, los cuales son transformados en ácido sulfúrico.

1.3. Reacciones electroquímicas

Por otra parte, Faraday estableció que en las reacciones electroquímicas para la electrodeposición de un equivalente de un metal, se necesitan 96500 culombios. Esos 96500 culombios equivalen por lo tanto a la carga de un mol de electrones, es decir:

$$6,023 \times 10^{23} \text{ electrones} \times 1,6 \times 10^{-19} \text{ C/electrón} \approx 96500 \text{ C}$$

En una cubeta de electrodeposición, trabajamos con una determinada intensidad de corriente eléctrica y se controla el tiempo que circula, de manera que podemos calcular la carga.

$$Q = I \times t$$

Siendo: Q la carga, I la intensidad de corriente eléctrica y t el tiempo

Lo normal es que en las fuentes de alimentación lo que podemos regular no es la intensidad de corriente eléctrica, sino la densidad superficial de corriente. De manera que tomando una densidad



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 28 – MARZO DE 2010

superficial de corriente constante y conociendo el área del electrodo (cátodo), podemos proceder a calcular la intensidad de corriente eléctrica.

$$I = \rho \times A$$

Siendo: I la intensidad de corriente eléctrica, A el área del cátodo y ρ la densidad superficial de corriente

1.4. Deducción del número de Avogadro por otro método

Otro procedimiento para la determinación del número de Avogadro de forma experimental, consiste en partir de una capa monoatómica de moléculas de ácido oleico.

Calculamos el volumen de una molécula de ácido oleico, el número de moles presentes en la capa monomolecular y con estos dos datos el número de Avogadro.

El problema de este método operativo reside en que es mucho menos preciso, para el material y reactivos que nosotros podemos utilizar en un laboratorio convencional, que el método electrolítico, por lo que el número de Avogadro obtenido por este procedimiento, se alejará más del número real de Avogadro que es $6,023 \times 10^{23}$.

2. MATERIAL NECESARIO

Para la realización del presente trabajo experimental, vamos a necesitar el siguiente material de laboratorio:

- Bote de agua destilada
- Vaso de precipitados de 1 litro
- Vaso de precipitados de 500 mililitros
- Granatario de precisión
- Matraz aforado de 1l
- Fuente de alimentación
- Cables
- Pinzas de conexión
- Cronómetro
- Estufa secadora
- Dos electrodos de cobre de 20 cm²



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 28 – MARZO DE 2010

3. REACTIVOS

Para la realización del presente trabajo experimental, vamos a necesitar los siguientes productos químicos:

- Agua destilada
- Ácido clorhídrico
- Sulfato de cobre

4. METODOLOGÍA Y CÁLCULOS

En el presente trabajo experimental, vamos a realizar algunas medidas, y con ellas habrá que hacer una serie de cálculos, por eso hay que hacer hincapié en que hay que tener mucho cuidado con estos cálculos, para evitar en lo posible que los errores se puedan ir acumulando, y que al final el número obtenido se aleje bastante del número de Avogadro.

Seguidamente vamos a detallar los pasos del método experimental a seguir, y junto a cada paso voy a incluir los valores de las correspondientes medidas, así como los cálculos realizados, para que se entienda mejor todo el proceso.

Los pasos que debemos seguir los podemos esquematizar de la forma siguiente:

- Limpiamos los electrodos de cobre con el ácido clorhídrico, en un vaso de precipitados de 1 litro.
- Seguidamente procedemos al enjuague de los electrodos con agua oxigenada con el objetivo de arrastrar el ácido clorhídrico.
- Llevamos los electrodos ya lavados a una estufa secadora, donde dichos electrodos se secan completamente.
- Pesamos con el gramario el electrodo que va a ser el cátodo y anotamos su masa. Este proceso se debe hacer con la máxima precisión posible.
- Preparamos una disolución 0,1 M de sulfato de cobre, para ello tomamos 15,95 gramos de sulfato de cobre, los echamos en un matraz aforado de 1 litro, echamos un poco de agua destilada y precedemos a disolver el sulfato de cobre por agitación. Cuando el sulfato de cobre está totalmente disuelto procedemos a enrasar con agua hasta la marca del matraz.
- Hacemos el montaje de una cubeta de electro deposición. Para ello tomamos una fuente de alimentación que conectamos mediante cables y pinzas con los dos electrodos de cobre.
- Colocamos unos 400 mililitros de la disolución acuosa de sulfato de cobre en un vaso de precipitados de 500 mililitros.
- Sumergimos los electrodos (conectados a la fuente de alimentación) en la disolución 0,1 M de sulfato de cobre del vaso de precipitados anterior. Debemos tener la precaución de que los electrodos deben estar lo más cerca posible sin tocarse.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 28 – MARZO DE 2010

- Conectamos la fuente de alimentación y a la vez ponemos en marcha el cronómetro. En la fuente de alimentación fijaremos la densidad superficial de corriente en el valor de 20 mA/cm².
- Con los datos anteriores estamos en condiciones para poder calcular la intensidad de corriente eléctrica que ha circulado por nuestro dispositivo.

$$I = \rho \times A$$

$$I = 20 \text{ mA/cm}^2 \times 20 \text{ cm}^2 = 400 \text{ mA} = 0,4 \text{ A}$$

- Mantenemos la fuente de alimentación encendida durante una hora, el tiempo lo mediremos con el cronómetro.
- Con los datos anteriores estamos en condiciones para poder calcular la carga eléctrica que se ha movido por nuestro dispositivo en ese tiempo.

$$Q = I \times t$$

$$Q = 0.4 \text{ C/s} \times 1 \text{ h} \times 60 \text{ s/min} \times 60 \text{ min/h} = 1440 \text{ C}$$

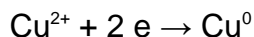
- Con los datos anteriores, y sabiendo que la carga de un electrón es $1,6 \times 10^{-19}$ C/electrón, podemos calcular el número de electrones que han circulado en el proceso.

$$n^{\circ} e = Q/e$$

Siendo: $n^{\circ} e$ el número de lectrones, Q la carga total que ha circulado en el proceso y e la carga de un electrón

$$n^{\circ} e = 1440 \text{ C} / (1,6 \times 10^{-19} \text{ C/electrón}) = 9 \times 10^{21} \text{ electrones}$$

- En este proceso en el cátodo se realiza la siguiente reacción electroquímica.





ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 28 – MARZO DE 2010

- Procedemos a secar con sumo cuidado el cátodo con el cobre depositado en una estufa secadora. Por diferencia con el peso inicial del cátodo, podemos calcular la cantidad de cobre que se ha depositado. En nuestro caso el aumento de masa que ha experimentado el cátodo ha sido de 0,45 gramos.
- Podemos calcular el número de átomos de cobre depositados en el cátodo. Para lo que podemos emplear la siguiente expresión: Número de átomos de cobre = Número de electrones / 2

$$n^{\circ} \text{ at Cu} = n^{\circ} e / 2$$

$$n^{\circ} \text{ at Cu} = 9 \times 10^{21} / 2 = 4.5 \times 10^{21} \text{ átomos Cu}$$

- Una vez que conocemos la masa depositada de cobre sobre el cátodo, podemos calcular el número de moles que habrá de átomos de cobre. Para ello empleamos la siguiente expresión: moles de cobre = gramos de cobre / peso atómico del cobre.

$$n^{\circ} \text{ moles Cu} = \text{masa Cu} / \text{Pat Cu}$$

$$n^{\circ} \text{ moles Cu} = 0.45 \text{ g} / (63.5 \text{ g/mol}) = 7.09 \times 10^{-3} \text{ moles Cu}$$

- Conocido el número de moles de cobre depositados en el cátodo, y el número de átomos de cobre, podemos calcular el número de Avogadro.

$$n^{\circ} \text{ moles de Cu} = n^{\circ} \text{ átomos Cu} / \text{Na}$$

Siendo Na el número de Avogadro

$$\text{Na} = 4.5 \times 10^{21} \text{ átomos Cu} / 7.09 \times 10^{-3} \text{ moles Cu} = 6.35 \times 10^{23}$$

5. CONCLUSIONES

El error cometido podemos considerarlo como aceptable, ya que las medidas realizadas llevan una imprecisión grande, con todo este método se podría afinar bastante si utilizáramos medidas mucho más precisas.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 28 – MARZO DE 2010

Si hubiéramos realizado la determinación a partir de la capa de aceite, el resultado sería mucho peor, y por tanto el error sería bastante más grande.

Resultado obtenido por el método electrolítico: 6.35×10^{23}

Resultado obtenido por el método de la capa de aceite: $6,6 \times 10^{19}$

Valor real del número de Avogadro $6,023 \times 10^{23}$

BIBLIOGRAFÍA

- Jáuregui Lorda de Arguilla, Susana A. (2000). Química básica: reacciones de oxidación-reducción; corrosión; electroquímica. Buenos aires: Errepar.
- Posada, Dionisio (1980). Introducción a la electroquímica. Washington, D.C. : Secretaría General de la Organización de Estados Americanos.
- Domínguez, Manuel María (2000). Cuestiones y problemas de electroquímica. Madrid: Editorial Hélice.
- Morcillo, Jesús (1976). Química General. Madrid: Editorial U.N.E.D.
- Bates, SChaefer (1977). Técnicas de Investigación en Química Orgánica Experimental. Madrid: Alambra.
- Brewster, Vanderwerf y Mcewen (1974). Curso de Química Orgánica Experimental. Madrid: Alambra.
- Campbell and McCarthy (1994). Organic Chemistry Experiments, microscale and semi-microscale. Boston: Brooks/Cole.
- Fessenden R. J. and Fessenden J. S. (1993). Organic Laboratory Techniques. Boston: Brooks/Cole.
- Romero, Mo (2002). Enlace Químico y Estructura Molecular. Barcelona: Editorial Calamo Producciones.
- Lozano, J.J: (1983). Fundamentos de Química General. Barcelona: Editorial Alambra.
- Morcillo, Jesús (1976). Química General. Madrid: Editorial U.N.E.D.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 28 – MARZO DE 2010

- Adams, Jonson and Wilcox (1979). Laboratory Experiments in Organic Chemistry. 7^a ed.. Chicago: MacMillan.
- Gutiérrez Ríos, Enrique (1998). Química Inorgánica. Madrid: Reverte
- Lotear, Beyer (2000). Química Inorgánica. Barcelona: Editorial Ariel

Autoría

- Nombre y Apellidos: Javier Ruiz Hidalgo
- Centro, localidad, provincia: IES Américo Castro, Huetor-Tajar, Granada
- E-mail: javierruizh@hotmail.com