

# Determinación de la constante de Avogadro mediante un experimento de electrólisis realizado con productos de bajo coste

Antonio Tomás-Serrano y Rafael Garcia-Molina

**Resumen:** Se presenta un procedimiento sencillo y barato, basado en la electrólisis del sulfato de cobre, para determinar el valor de la constante de Avogadro  $N_A$ . Mediante la pesada independiente de la masa metálica que forma el depósito, en función del tiempo que dura la electrólisis, se obtienen resultados numéricos para  $N_A$  en muy buen acuerdo con el valor aceptado internacionalmente. Este hecho es remarkable, dadas las características del dispositivo experimental empleado, basado en el uso de materiales cotidianos y de bajo coste. Dada la buena calidad del resultado, así como la sencillez y economía de medios, esta actividad representa un excelente complemento para la discusión del concepto de mol y la cantidad numérica que tiene asociada.

**Palabras clave:** Constante de Avogadro; Electrólisis; Experimentos de bajo coste.

**Abstract:** A simple and inexpensive procedure, based on the electrolysis of copper sulfate, is presented to determine the value of Avogadro's constant  $N_A$ . From the weight of the metallic mass deposited in this process (weighted independently of the anode), measured as a function of the duration of the electrolysis, numerical results for  $N_A$  are obtained in very good agreement with the internationally accepted value. This is a remarkable fact, given the characteristics of the experimental set up employed, which is based in the use of household and low cost materials. Given the quality of the result, as well as the simplicity and economy of devices, this activity represents an excellent complement to the discussion of the concept of mole and the associated numerical quantity.

**Keywords:** Avogadro's constant; Electrolysis; Low cost experiments.

## INTRODUCCIÓN

La constante de Avogadro,  $N_A$ , corresponde a la cantidad de entidades elementales (átomos, moléculas, electrones, etc.) contenidas en un mol de dichas entidades. Como el tamaño de estas partículas es muy pequeño, el número correspondiente a  $N_A$  resulta ser extraordinariamente grande. En las Refs. 1 y 2 puede encontrarse una breve discusión sobre su determinación y el uso del nombre Avogadro en su designación. El valor de la constante de Avogadro no se logró medir con precisión hasta principios del siglo xx; en la Ref. 3 puede encontrarse una exposición más detallada sobre los progresos reali-

zados en su determinación. Actualmente se acepta que  $N_A = 6.02214129 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .<sup>[4,5]</sup>

La determinación del valor numérico de  $N_A$  tiene una importancia crucial, ya que en él se basa la definición de la unidad para la cantidad de sustancia en el Sistema Internacional.<sup>[6]</sup> De hecho, recientemente se ha discutido la posibilidad de definir la unidad de masa en término de la constante de Planck  $h$ , para lo cual es necesario una determinación de  $N_A$  con una gran precisión, ya que  $h$  se puede obtener a partir de  $N_A$  (y viceversa), usando otras constantes fundamentales que se conocen con mayor precisión.<sup>[7,8]</sup>

De los diferentes métodos que hay para determinar el valor de  $N_A$ , posiblemente el más empleado sea el basado en la coulombimetría (que consiste en medir la cantidad de electricidad necesaria en una reacción de electrólisis para transformar una masa conocida). Puesto que la constante de Faraday es la carga eléctrica de un mol de unidades elementales de carga y su valor es conocido,  $N_A \cdot e = 96485.3365 \text{ C}$ , siendo  $e = 1.602176565 \times 10^{-19} \text{ C}$  la carga elemental,<sup>[5]</sup> es posible determinar el valor de  $N_A$  si se conoce la masa de la sustancia que se ha obtenido cuando ha circulado una carga determinada en una reacción de electrólisis.

En la actividad experimental que se presenta a continuación se utilizará este método, basado en la electrólisis, dada la sencillez y bajo coste del dispositivo experimental necesario, así como la calidad de los resultados obtenidos. En comparación con otros métodos similares,<sup>[9]</sup> en nuestro caso no se precisa disponer de una fuente de alimentación que suministre una intensidad de corriente constante ni es necesario pesar los electrodos antes y después del paso de la corriente, puesto que el depósito electrolítico se puede pesar fácilmente de forma independiente.



A. Tomás-Serrano<sup>1</sup>



R. Garcia-Molina<sup>2</sup>

<sup>1</sup> I.E.S. Vega del Táder  
Avda. Gutiérrez Mellado, Molina de Segura, 30500 Murcia.  
C. e.: [atserrano@gmail.com](mailto:atserrano@gmail.com)

<sup>2</sup> Departamento de Física - Centro de Investigación en Óptica y Nanofísica,  
Universidad de Murcia, 30100 Murcia.  
C. e.: [rgm@um.es](mailto:rgm@um.es)

Recibido: 24/11/2016. Aceptado: 08/02/2017.

Esta actividad es adecuada para estudiantes de bachillerato y primeros cursos universitarios, dada la naturaleza de los conocimientos involucrados. Además, sirve para introducir y discutir el concepto de mol y la cantidad numérica asociada.<sup>[10,11]</sup>

## MATERIALES

Los materiales necesarios están presentes en cualquier laboratorio escolar o pueden adquirirse fácilmente (véase la Figura 1). A continuación se detallan estos materiales: una fuente de alimentación que suministre una diferencia de potencial comprendida entre 5 V y 24 V (se pueden usar dos pilas alcalinas –de larga duración– de 4,5 V conectadas en serie o, mejor todavía, un adaptador de c.a./c.c. como los que se emplean para cargar baterías o alimentar aparatos eléctricos, tales como una antena wifi, un ordenador portátil, etc.); un recipiente de material aislante de unos 10 cm de diámetro (puede servir un recipiente de uso alimentario); unos 100 cm<sup>3</sup> de disolución de sulfato de cobre (CuSO<sub>4</sub>); un cuentagotas; unos 40 cm de cable rígido de cobre (para los electrodos); un amperímetro (un polímetro ordinario); un cronómetro (se puede usar la función cronómetro de los teléfonos móviles), y una balanza que permita apreciar centésimas de gramo.

## FUNDAMENTO

La discusión que se presenta a continuación corresponde a la electrolización de una disolución de sulfato de cobre, CuSO<sub>4</sub>. El procedimiento es similar cuando se emplean otras sales, tales como ZnSO<sub>4</sub> o AgNO<sub>3</sub>.

El cátodo debe ser de un material conductor que no reaccione con los iones de la disolución (por ejemplo, una varilla de grafito), aunque lo más sencillo es utilizar un cable

rígido de cobre. El ánodo ha de ser forzosamente de cobre para que al oxidarse, por acción de la diferencia de potencial que se aplica a la celda electrolítica, libere iones cobre, Cu<sup>2+</sup>:



Estos iones viajan a través de la disolución de CuSO<sub>4</sub> y, finalmente, se reducen al llegar al cátodo:

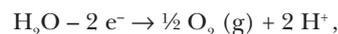


Por ello, el proceso global de esta celda (suma de las dos semi-reacciones) es:

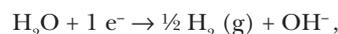


Como no ocurre cambio químico neto, sólo se necesitará una pequeña diferencia de potencial para que se inicie y se mantenga la corriente eléctrica. Obviamente, cuanto mayor sea el voltaje aplicado, mayor será la intensidad de corriente y más rápido será el proceso.

Además del cobre, también podría participar el agua en el transporte de la corriente eléctrica. Sin embargo, la fracción de corriente debida a la oxidación del agua (en el ánodo)



o su reducción (cátodo)



es insignificante en las condiciones en las que se lleva a cabo la electrólisis, tal y como se deduce al comparar los correspondientes valores de los potenciales normales de electrodo implicados ( $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = + 1,23 \text{ V}$ ,  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = + 0,34 \text{ V}$ ,  $E^\circ(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2) = - 0,83 \text{ V}$ ) y del hecho, fácilmente observable, de que no hay desprendimiento de gases (O<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>) en los electrodos, ni formación de un precipitado (azul) de hidróxido de cobre, Cu(OH)<sub>2</sub>, en las proximidades del cátodo,  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2(\text{s})$ .<sup>[12]</sup>

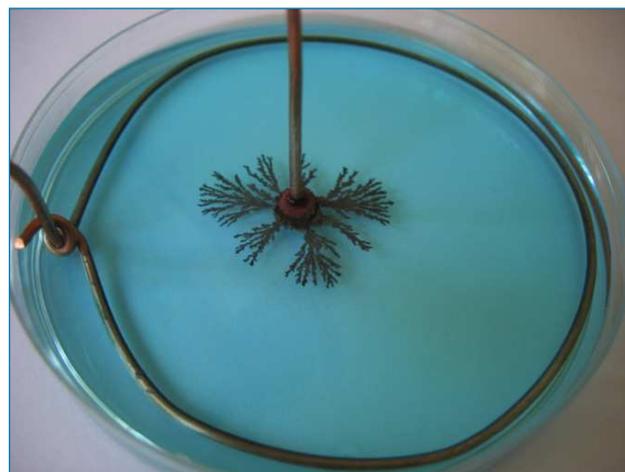
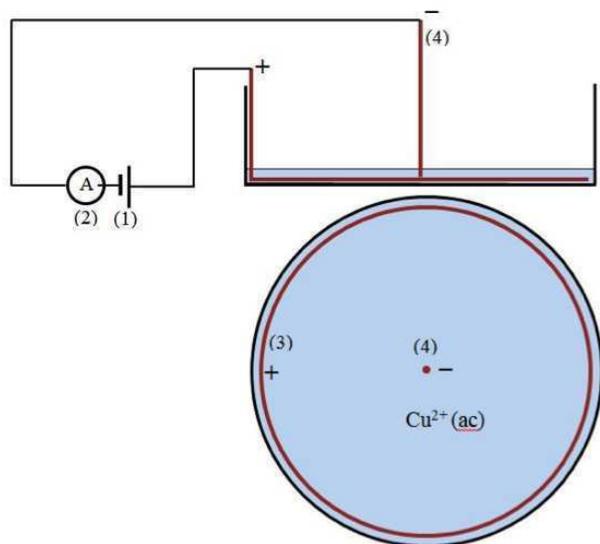
De acuerdo con lo anterior, para que en el cátodo se produzca un depósito de un mol de cobre, cuya masa molar  $M$  es 63,55 g/mol, debe circular una carga igual a  $2 \cdot N_A \cdot e$ . Como en el experimento real circula una carga  $Q$  diferente (generalmente menor, dadas las características de los materiales utilizados), la masa  $m$  de cobre depositada en el cátodo estará relacionada con su masa molar  $M$  mediante:

$$\frac{m}{M} = \frac{Q}{2 \cdot N_A \cdot e}. \quad (1)$$

Si se mide la carga  $Q$  transferida en este experimento y la masa  $m$  del depósito metálico que se forma, se puede determinar el valor de  $N_A$ , puesto que conocemos el valor de la carga elemental  $e$ .



**Figura 1.** Materiales necesarios para llevar a cabo este experimento. En la parte superior derecha se muestran los dos electrodos de cobre: el ánodo circular y el cátodo central (insertado en un pequeño trozo de corcho para facilitar su sujeción mediante una pinza). Debajo de ellos se encuentra el recipiente que hará de celda electrolítica (con un diámetro ligeramente superior al del ánodo) y la disolución de CuSO<sub>4</sub>. A la izquierda aparece la fuente de alimentación y los aparatos de medida (cronómetro, balanza y amperímetro)



**Figura 2.** Izqda.: Alzado y planta de la celda electrolítica con los diferentes elementos que integran el circuito eléctrico. (1) Fuente de alimentación, (2) amperímetro, (3) ánodo circular de cobre rígido, (4) cátodo de cobre. Dcha.: Celda electrolítica (por conveniencia, se ha utilizado una placa Petri, pero se puede emplear un recipiente de uso alimentario) en la que se aprecia la formación de un depósito de cobre en torno al cátodo central.

El valor de la carga  $Q$  transportada por los iones cobre, se obtiene registrando el valor de la intensidad de corriente  $I$  que circula por la celda electrolítica a medida que transcurre el tiempo  $t$ . Como la resistencia eléctrica de la disolución disminuye al crecer el depósito metálico en torno al cátodo (y reducirse la distancia entre los electrodos), la intensidad de corriente aumenta al avanzar el proceso. Por este motivo se tomarán medidas de la intensidad, a intervalos de unos cinco minutos, con la finalidad de obtener un conjunto de valores  $(I, t)$  que permitan establecer una función  $I(t)$  que muestre la variación de la intensidad en función del tiempo. El valor de la carga  $Q$  que ha circulado cuando ha transcurrido un tiempo  $t = T$  será igual a la integral de la función  $I(t)$ :

$$Q = \int_0^T I(t) dt . \quad (2)$$

## DISPOSITIVO EXPERIMENTAL

Aunque puede utilizarse un amplio abanico de voltajes y de concentraciones, debe tenerse en cuenta que, al aumentar los valores de estas magnitudes, también aumenta la intensidad de corriente. Por este motivo, además de calentarse excesivamente la disolución, se corre el riesgo de sobrecargar el aparato de medida y la fuente de alimentación. Por otra parte, deben evitarse las condiciones de trabajo en las que la intensidad de corriente sea demasiado baja, ya que esto implicaría un ritmo de crecimiento muy lento de la masa del depósito metálico.

Una forma de conseguir que la intensidad de corriente tenga un valor adecuado para nuestros fines consiste en colocar un ánodo circular, de unos 5 cm de radio, en la periferia del recipiente y situar el cátodo en el centro de la celda, tal y como se muestra en la parte izquierda de la Figura 2, en la que aparece un esquema del dispositivo experimental; en la parte derecha se observa cómo crece el depósito de cobre alrededor del cátodo, con una estructura ramificada cuyo estudio detallado pone de manifiesto un comportamiento fractal.<sup>[13]</sup>

Bastará con preparar unos 100 cm<sup>3</sup> de la disolución de sulfato de cobre, ya que sólo se empleará la cantidad imprescindible que garantice el paso de la corriente entre el ánodo y el cátodo (será suficiente disolver de 5 a 10 g de CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O en 100 cm<sup>3</sup> de agua). Téngase en cuenta que el valor de esta concentración no es crítico, puesto que todo el cobre que se deposita en el cátodo procede del liberado por el ánodo (por ello la concentración de la disolución de sulfato de cobre permanece constante). Conviene notar que si el sulfato de cobre estuviese contaminado con otra sal, se obtendría un error mayor en el valor de  $N_A$  que resulta al final de este trabajo. No obstante, si se desea experimentar con diferentes concentraciones, se puede preparar una disolución más concentrada (por ejemplo, 0,6 mol/L) y obtener, mediante dilución, el resto de disoluciones de concentración menor.

En la Tabla 1 se muestra la variación de la intensidad, frente al tiempo, correspondiente a uno de los experimentos que hemos realizado.

**Tabla 1.** Valores de la intensidad de corriente cuando se electroliza una disolución de CuSO<sub>4</sub>, en un recipiente de 12 cm de diámetro, con una diferencia de potencial de 12 V, una concentración de 0,2 mol/L y un volumen de 50 cm<sup>3</sup>

$t$ (min)	0	5	10	15	20	25	30	35	40	45	50	55	60
$I$ (A)	0,14	0,20	0,23	0,25	0,27	0,30	0,33	0,36	0,39	0,43	0,46	0,49	0,54

### ALGUNAS CONSIDERACIONES A TENER EN CUENTA

Una vez realizado el montaje indicado en la Figura 2, se conectará la fuente de alimentación y comenzará a medirse la intensidad de corriente para pequeños intervalos de tiempo. Aunque en el ejemplo mostrado en la tabla 1 los intervalos son de cinco minutos, en la práctica estos intervalos pueden tener otro valor (o ser diferentes entre sí), siempre que sean suficientemente pequeños para que la intensidad de corriente no experimente un gran cambio entre ellos.

El tiempo debe comenzar a medirse en cuanto se conecte la alimentación, puesto que en ese momento empezará a depositarse cobre metálico en el cátodo.

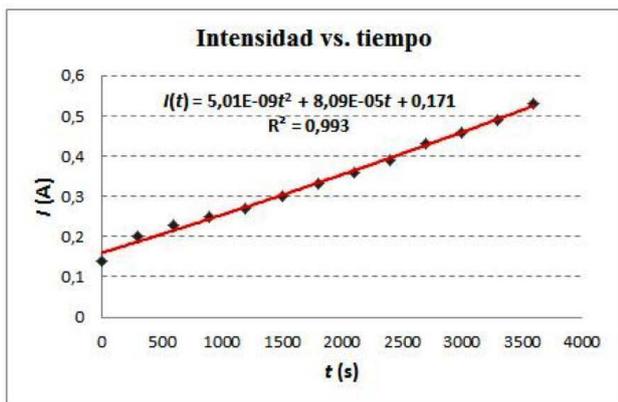
Dado que la intensidad de corriente irá aumentando a medida que avance la electrólisis, es aconsejable realizar algún ensayo previo para seleccionar el rango de medida adecuado en el polímetro. Antes de llevar a cabo el experimento final, se filtrará la disolución para retirar el cobre que se haya depositado en estos ensayos previos (se puede utilizar papel de filtro ordinario).

Como medida de seguridad, se desconectará la alimentación y se dará por terminada la electrólisis cuando la intensidad de corriente alcance un valor próximo a 1 A, o el depósito de cobre esté a un centímetro de distancia del ánodo. Para evitar un cortocircuito, es importante que el depósito metálico no entre en contacto con el ánodo.

### MEDIDA DE LA CARGA TRANSFERIDA

Para obtener la función  $I(t)$  que mejor se ajusta a la serie de datos experimentales se puede utilizar una hoja de cálculo (u otro programa análogo). La Figura 3 muestra los resultados correspondientes a los valores recogidos en la Tabla 1.

La función  $I(t)$  se ha obtenido al realizar un ajuste mediante un polinomio de segundo grado; con polinomios de



**Figura 3.** Representación gráfica de la intensidad de corriente frente al tiempo, para un experimento en el que el voltaje de alimentación es  $V = 12\text{ V}$  y la concentración de la disolución de sulfato de cobre vale  $c = 0,2\text{ mol/L}$ . Obsérvese que el polinomio de segundo grado  $I(t) = 5,01 \times 10^{-9} t^2 + 8,09 \times 10^{-5} t + 0,171$  se ajusta bastante bien ( $R^2 = 0,993$ ) al conjunto de puntos experimentales

grado superior se consigue mejorar (aunque no sensiblemente) el resultado.

En cualquier caso, el cálculo de la integral que aparece en la Ecuación (2) es muy sencillo, dado que se trata de una función polinómica. Nótese que en una primera aproximación podríamos ajustar los puntos a una línea recta y el resultado sería similar al obtenido con el polinomio de segundo grado. Por otra parte, no es imprescindible el uso de un programa informático para la obtención de la carga transferida. En efecto, se puede hacer la representación de la intensidad frente al tiempo, en un papel milimetrado, y estimar el área bajo la curva como suma de áreas de rectángulos, de acuerdo con el procedimiento convencional para calcular el valor aproximado de una integral definida.

### VALOR OBTENIDO PARA $N_A$

Transcurrido un tiempo  $T$  comprendido entre 45 y 80 minutos (dependiendo, sobre todo, del voltaje y de la concentración de la disolución) se dará por finalizada la electrólisis, se retirará el ánodo y, con una jeringa o un cuentagotas, se procederá a la extracción de la disolución de sulfato de cobre y de los posibles residuos que se hayan generado en el ánodo, procurando no aspirar partículas de cobre del depósito obtenido. A continuación, se puede añadir un pequeño volumen de agua destilada para efectuar una segunda extracción de restos de sulfato de cobre. La masa de cobre que se puede perder en estas operaciones de eliminación de la disolución es muy pequeña y no afecta sensiblemente al resultado final.

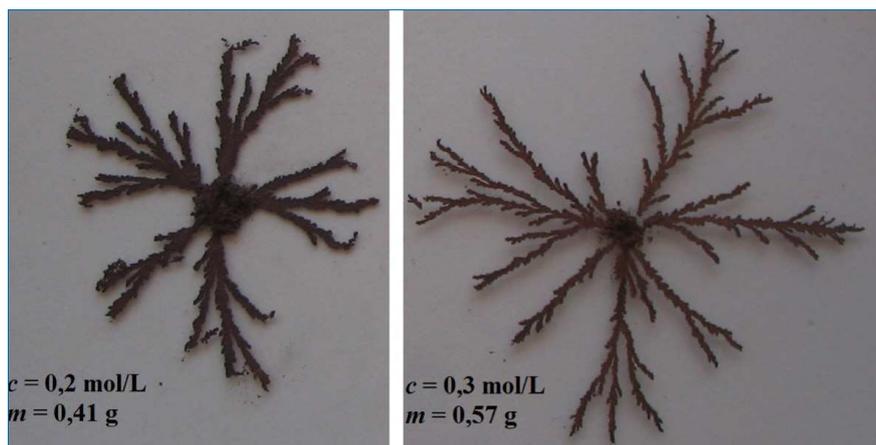
Una vez extraídos los electrodos y la disolución, el depósito electrolítico presentará un aspecto similar al mostrado en la Figura 4.

Se puede observar que el cobre se ha ido depositando, en torno al cátodo central, siguiendo un patrón de crecimiento muy especial, con una estructura ramificada que no ocupa la totalidad del espacio disponible, y que tiene un cierto grado de autosimilitud (las partes son similares al todo), por lo que este tipo de depósitos electrolíticos se pueden considerar como objetos fractales.<sup>[13]</sup>

Una vez que el depósito esté seco y libre de restos de disolución, se medirá su masa con una balanza, para lo cual se habrá determinado previamente la masa de la celda electrolítica (sin los electrodos). De acuerdo con la Ecuación (1), el valor de la constante de Avogadro se obtiene mediante la expresión:

$$N_A = \frac{Q \cdot M}{2 \cdot e \cdot m} \quad (3)$$

Para el depósito de la parte izquierda de la Figura 4 (que corresponde a la gráfica mostrada en la Figura 3) se obtiene  $m = 0,41\text{ g}$  y  $Q = 1218\text{ C}$ . Con estos resultados, la Ecuación (3) da un valor de  $5,9 \times 10^{23}$  partículas/mol para  $N_A$ , que sólo difiere en un 2 % del valor aceptado, que es  $6,022 \times 10^{23}\text{ mol}^{-1}$ .<sup>[4,5]</sup>



**Figura 4.** La masa y el aspecto final del depósito metálico dependen de las condiciones de trabajo. Los dos depósitos que se muestran en esta figura se han obtenido tras una hora de electrólisis y usando el mismo voltaje (12 V), pero con diferente concentración de sulfato de cobre; el de la izquierda corresponde a una concentración  $c = 0,2$  mol/L, mientras que el de la derecha se ha obtenido para  $c = 0,3$  mol/L. En general, cuanto menor sea la concentración de la disolución, mayor será la tendencia del depósito a disgregarse (como se aprecia en la figura de la izquierda)

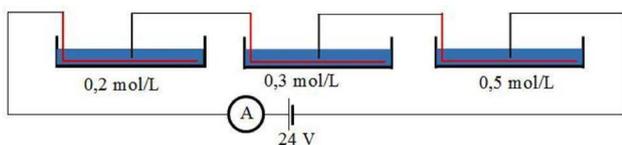
### PROPUESTAS COMPLEMENTARIAS DE TRABAJO

A continuación se sugieren algunas variantes que pueden enriquecer esta propuesta experimental. En primer lugar, este trabajo se puede llevar a cabo con depósitos electrolíticos de otros elementos, tales como cinc o plata. Al igual que en el caso del cobre, los electrodos deben ser del mismo metal que la sal empleada (p. ej. cinc y sulfato de cinc o plata y nitrato de plata, respectivamente). No se deben utilizar elementos que, al estar finamente divididos, se oxidan fácilmente (hierro, estaño o plomo).

Otro experimento complementario consistiría en observar cómo afectan las condiciones de trabajo a la estructura del depósito electrolítico. En este caso, se realizaría un montaje de dos o tres celdas dispuestas en serie, de modo que en cada una de ellas la disolución de sulfato de cobre tuviese diferente concentración, tal y como se representa esquemáticamente en la Figura 5.

En estas condiciones de trabajo, las tres celdas son atravesadas por la misma intensidad de corriente, por lo que los depósitos electrolíticos que se forman deben tener la misma masa. Ahora bien, como las condiciones de voltaje y de concentración son distintas en las tres celdas, los depósitos presentan formas diferentes, como puede apreciarse en la Figura 6.

Además de comprobar que estos depósitos tienen la misma masa (salvo errores inherentes al procedimiento

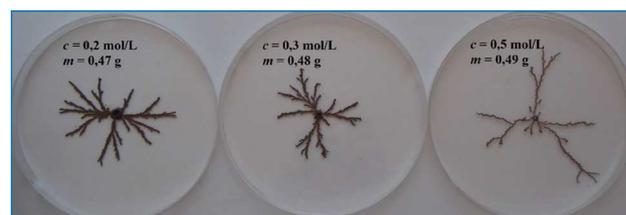


**Figura 5.** Esquema del montaje de tres celdas, conectadas en serie, con diferentes concentraciones de sulfato de cobre

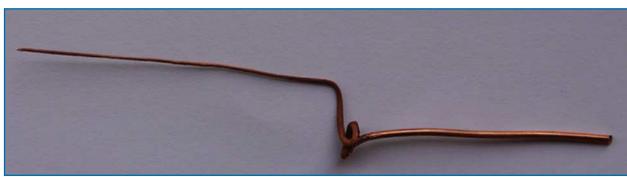
experimental), también se pueden utilizar para determinar el valor de la constante de Avogadro, tomando el valor medio de la masa de los tres depósitos.

Si el profesor lo considera oportuno, se puede emplear este dispositivo experimental para estudiar cómo varía la diferencia de potencial en cada una de las celdas, a medida que avanza el proceso electrolítico.

Otro estudio complementario que se puede realizar es la comprobación experimental de que la concentración de la disolución de sulfato de cobre permanece constante durante el proceso. La forma más sencilla consiste en determinar la densidad de la disolución antes y después de llevar a cabo la electrólisis, para lo cual sólo se necesitará una bureta y una balanza que aprecie centésimas de gramo; en realidad, la concentración y la densidad de la disolución aumentan ligeramente debido a la evaporación del agua, sobre todo, cuando la intensidad de corriente es alta y se calienta la disolución por efecto Joule. Tanto si se realiza esta comprobación, como si no se hace, será interesante que los estudiantes observen cómo se reduce el grosor de un ánodo de cobre que haya participado en varios procesos de electrólisis, tal como puede apreciarse en la parte izquierda de la Figura 7.



**Figura 6.** Depósitos electrolíticos de cobre obtenidos en tres celdas en serie alimentadas con una diferencia de potencial total de 24 V. El de la izquierda se obtuvo para una concentración de sulfato de cobre  $c = 0,2$  mol/L, el central para  $c = 0,3$  mol/L y el de la derecha para  $c = 0,5$  M. Aunque tienen (prácticamente) la misma masa, presentan formas distintas



**Figura 7.** Fragmento de un cable de cobre que se ha usado varias veces como ánodo. Obsérvese la diferencia entre el grosor de la parte del electrodo que ha quedado dentro (izquierda) y fuera (derecha) de la celda electrolítica

Finalmente, para mostrar que el transporte de masa lo realizan iones cargados que se desplazan (casi) radialmente entre los dos electrodos, se puede colocar un imán bajo la placa Petri, con su campo magnético orientado perpendicularmente a la trayectoria de los iones. La forma en que crece ahora el depósito metálico indica que los iones se desvían a causa de la fuerza magnética que actúa sobre una carga en movimiento. En la Figura 8 aparece un ejemplo del depósito obtenido en las condiciones que se acaban de describir.



**Figura 8.** Depósito electrolítico obtenido situando un imán de neodimio bajo la placa petri, con su campo magnético orientado perpendicularmente a la superficie de la placa petri (debajo de la cual se halla). Puede comprobarse cómo en el crecimiento del depósito electrolítico subyace una desviación en el sentido horario

#### NORMAS DE SEGURIDAD Y REUTILIZACIÓN DE LOS MATERIALES UTILIZADOS

Aunque no se requieren cuidados especiales para manipular el sulfato de cobre, se debe manejar con guantes y evitar inhalar su polvo, ya que puede producir irritación en la piel y mucosas.

Las disoluciones empleadas en este trabajo se pueden reutilizar tantas veces como se desee, puesto que no experimentan ningún cambio químico durante la electrolisis y la pequeña evaporación, debida al calentamiento produci-

do por el paso de la corriente, no afecta al resultado final. Además, estas disoluciones y el cobre obtenido pueden emplearse para estudiar otras reacciones de oxidación-reducción.<sup>[14]</sup> En ningún caso deben verterse al desagüe porque pueden ocasionar daños al medio ambiente. En su lugar, se puede recuperar el sulfato de cobre sólido mediante cristalización a partir de la disolución.

#### CONCLUSIONES

El experimento que se propone en este trabajo puede realizarse con alumnos del último año de bachillerato o primeros cursos universitarios. Requiere materiales que, generalmente, se encuentran en cualquier laboratorio. Es sencilla, rápida y proporciona un buen resultado (habitualmente, se obtienen valores con menos del 5 % de error respecto del valor aceptado para  $N_A$ ).

Como actividad introductoria, el profesor podría llevar a cabo el clásico experimento de la estimación del valor de la constante de Avogadro mediante la medida del área de una capa monomolecular de aceite sobre agua.<sup>[15,16]</sup>

Dependiendo del nivel del alumnado, puede que sea necesario dedicar algún tiempo a revisar el manejo del polímetro y de la hoja de cálculo. No obstante, no es imprescindible usar el cálculo integral para hallar el valor de la carga transportada por los iones. Bastará con ajustar los puntos obtenidos a una línea recta y hallar el área del correspondiente trapecio (la diferencia en el valor de  $Q$  usando este método y el cálculo de la integral es menor del 2 %).

Como ampliación, se puede llevar a cabo una pequeña investigación acerca de la influencia de las condiciones de trabajo sobre la estructura de los depósitos electrolíticos obtenidos, así como introducir algunos conceptos básicos de la geometría fractal que sean útiles para describir estas estructuras.

#### BIBLIOGRAFÍA

- [1] W. B. Jensen, How and when did Avogadro's name become associated with Avogadro's number? *J. Chem. Educ.* **2007**, *84* (2) 223-223.
- [2] W. B. Jensen, Why has the value of Avogadro's constant changed over time?, *J. Chem. Educ.* **2010**, *87* (12) 1302-1302.
- [3] P. Becker, History and progress in the accurate determination of the Avogadro constant, *Rep. Prog. Phys.* **2001**, *64*, 1945-2008.
- [4] CODATA International Recommended 2014 values of the Fundamental Physical Constants <<http://physics.nist.gov/cuu/Constants/index.html>>
- [5] W. M. Haynes (ed.), *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 97th ed., CRC Press LLC - Taylor and Francis, Boca Raton, **2015**. <<http://hbcponline.com/>>
- [6] Bureau International des Poids et Mesures, *The International System of Units (SI)*, 8th ed. <[http://www.bipm.org/utls/common/pdf/si\\_brochure\\_8\\_en.pdf](http://www.bipm.org/utls/common/pdf/si_brochure_8_en.pdf)>

- [7] L. Yang, Z. Mester, R. E. Sturgeon, J. Meija, Determination of the atomic weight of  $^{28}\text{Si}$ -enriched silicon for a revised estimate of the Avogadro constant, *Anal. Chem.* **2012**, *84*, 2321-232.
- [8] S. G. Karshenboim, P. J. Mohr, D. B. Newell, Advances in determination of fundamental constants, *J. Phys. Chem. Ref. Data* **2015**, *44*, 031101.
- [9] C. A. Seiglie, Determination of Avogadro's number by improved electroplating, *J. Chem. Educ.* **2003**, *80* (6) 668-669.
- [10] S. Novick, J. Menis, A study of student perceptions of the mole concept, *J. Chem. Educ.* **1976**, *53*, 720-722.
- [11] J. J. Andrade Gamboa, H. L. Corso, F. C. Gennari, Se busca una magnitud para la unidad mol, *Rev. Eureka Ens. Divul. Cienc.* **2006**, *3* (2), 229-236.
- [12] T. L. Brown, H. E. Lemay, B. E. Bursten. *Química, la ciencia central*. Prentice Hall, México, **1997**.
- [13] V. Talanquer, G. Irazoque, Fractals: to know, to do, to simulate, *Phys. Teacher* **1993**, *31* (2) 72-78.
- [14] A. Tomás, J. Hurtado, A. Martínez, J. Torregrosa, M. A. Cases, J. García, J. A. Cayuelas, *Física y Química enlatadas*. Aguaclara, Alicante, **2007**.
- [15] Nuffield Foundation, *Química*, Reverté, Barcelona, **1970**.
- [16] Nuffield Foundation, *Estimating the size of a molecule using an oil film* <<http://practicalphysics.org/estimating-size-molecule-using-oil-film.html>>



Universidad de  
Castilla-La Mancha



**X** INTERNATIONAL SCHOOL  
ON ORGANOMETALLIC CHEMISTRY  
**MARCIAL MORENO MAÑAS**  
5-7 JULY, 2017  
CIUDAD REAL (SPAIN)