

## DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DEL NÚMERO DE AVOGADRO POR MÉTODO ELECTROQUÍMICO

Objetivo/s	<p>Mediante la electrólisis del <b>agua</b> (catalizada en este caso por <b>ácido sulfúrico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>) y aprovechando la disminución del ánodo de cobre en el polo positivo, <b>vamos a medir su disminución cuando por el circuito pasa una corriente durante un tiempo</b> de I.t coulombios.</p> <p>Con esa masa llegaremos a obtener el número de Avogadro (N<sub>A</sub>)</p> <p>La Electrólisis del agua con estos elementos: <b>H<sub>2</sub>O (l) === H<sup>+</sup> (aq) + OH<sup>-</sup> (aq)</b></p> <p><b>Cátodo (-) reducción</b>    <b>2 H<sup>+</sup> (aq) + 2 e -----&gt; H<sub>2</sub> (g)</b>  <b>Ánodo (+) oxidación</b>    <b>Cu (s) – 2e -----&gt; Cu<sup>2+</sup> (aq).</b></p> <p style="text-align: center;">-----</p> <p>Reacción neta:    <b>2 H<sup>+</sup> (aq) + Cu (s) ----&gt; H<sub>2</sub> (g) + Cu<sup>2+</sup> (aq)</b></p> <p>El electrodo de cobre se va desgastando en el ánodo y en el cátodo se va produciendo un burbujeo de gas hidrógeno.</p> <p>NOTA.- Si no ponemos la disolución de ácido fuerte, la concentración de protones sería muy baja, dada la baja cantidad que se producen disociados del agua al tener esta una constante de disociación muy pequeña (producto iónico del agua igual 1,00 x 10<sup>-14</sup>)</p>						
Material	<p><b>2 Electrodos de cobre (mejor cobre para el positivo y de carbono el negativo), vaso de 250 ml, pinzas, cables, fuente de alimentación (I,V), cronómetro</b></p> <p style="text-align: center;"><b>Solución de ácido sulfúrico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,5 M</b></p>						
Procedimiento y montaje	<p><b>1)</b> Se colocan los dos electrodos en un vaso de 250 ml, con un sistema de pinzas y cables hasta una fuente de alimentación y creando un circuito eléctrico: un cable desde uno de los electrodos (polo positivo), que tenga una forma sencilla de separar la pinza y recoger el electrodo, que pesaremos antes y después de pasado un tiempo en que se "haya desgastado". El cierre del circuito con cableado, lo componen la fuente de alimentación y el otro electrodo que lo cierra.</p> <p><b>2)</b> Añadimos, ahora, al vaso una solución 0,5 M de <b>ácido sulfúrico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> en tal cantidad que quede sumergido muy bien los electrodos.</p> <p><b>3)</b> Un vez que lo hemos preparado, cerramos el circuito, a la vez que manipulemos la fuente de alimentación con un voltaje/amperaje (hacemos una prueba antes) y empezamos a medir el tiempo, dejando por ejemplo, 17 minutos.</p>						
ANÁLISIS DE DATOS	<p><u>TABLA DE DATOS BRUTOS</u></p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="width: 33%;">Masa ánodo antes m<sub>1</sub> ± _____ g</th> <th style="width: 33%;">Masa ánodo después m<sub>2</sub> ± _____ g</th> <th style="width: 33%;">Masa desprendida m = m<sub>1</sub> – m<sub>2</sub> ± _____ g</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td style="height: 30px;"></td> <td></td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	Masa ánodo antes m <sub>1</sub> ± _____ g	Masa ánodo después m <sub>2</sub> ± _____ g	Masa desprendida m = m <sub>1</sub> – m <sub>2</sub> ± _____ g			
Masa ánodo antes m <sub>1</sub> ± _____ g	Masa ánodo después m <sub>2</sub> ± _____ g	Masa desprendida m = m <sub>1</sub> – m <sub>2</sub> ± _____ g					

Voltaje ± _____ V	Intensidad ± _____ A

$M_M(\text{Cu}) = 63,546 \text{ g/mol}$ .

Carga de un electrón en el S.I.  $1 e^- = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

#### PROCESAMIENTO DE DATOS

$$t = 17 \text{ min} \times \frac{60 \text{ s}}{\text{min}} = 1020 \text{ s.}$$

$$Q = I \cdot t$$

$$Q = \underline{\hspace{2cm}} \cdot 1020 =$$

$$= \underline{\hspace{2cm}} \text{ C}$$

**La pérdida de masa del electrodo es proporcional a la número de iones (número de electrones que pasan por el conductor), o sea al número de culombios**

Aplicando la constante.  $1 e^- = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

$$Q \text{ (C)} \times \frac{1 \text{ solo } n^{\circ} e}{1,6 \times 10^{-19} \text{ C}} = N \text{ (n}^{\circ} e) = N/2 \text{ n}^{\circ} \text{ iones} \quad \text{Cu (s)} - 2e^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$$

En esta experiencia:

$$\frac{N/2 \text{ iones Cu}^{2+}}{m \text{ (g)}} = \frac{\text{iones Cu}^{2+}}{g} = \frac{\text{átomos Cu}}{g}$$

$$\frac{\text{átomos Cu}}{g \text{ de Cu}} \times \frac{63,546 \text{ g Cu}}{\text{mol Cu}} = \frac{\text{átomos}}{\text{mol}}$$

#### TABLA DE DATOS PROCESADOS

m (g)	I (A)	Q (C)	N n° electrones	n° iones

iones Cu <sup>2+</sup> /g	átomos Cu/g	Átomos/mol (N <sub>A</sub> )

#### CONCLUSIONES Y EVALUACIÓN

Calcular el porcentaje de desvío sobre el valor verdadero

$$\text{Porcentaje de incertidumbre} = \frac{|6,02 \times 10^{23} - \underline{\hspace{2cm}}|}{6,02 \times 10^{23}} = \underline{\hspace{2cm}} \%$$

#### EVALUACIÓN

Explicar el por qué de este desvío.

