**Escuela Superior Politécnica del Litoral**

**Instituto de Ciencias Químicas**

**Laboratorio de Química General II**

**Práctica #3**

***DETERMINACIÓN DEL FARADAY Y EQUIVALENTE GRAMO DEL COBRE***

Perteneciente a:

**Carla Solange Hidalgo Segovia**

Paralelo **3**

Profesora:

**Ing. Judith Elizabeth Flores Rivera**

**I Término**

**2013-2014**

**OBJETIVO**

* Comprobar por medio de la electrólisis del agua acidulada, la ley de Faraday.
* Determinar experimentalmente el peso del equivalente gramo del cobre.

**MATERIALES**

* Interruptor
* Pinzas
* Cables
* Electrodo de hierro
* Terminales tipo lagarto
* Placa de cobre
* Soporte universal
* Agarradera para tubo
* Tubo de ensayo
* Vaso de precipitación de 100ml
* Probeta graduada de 20ml
* Lápiz demográfico
* algodón

**EQUIPOS**

* Amperímetro
* Batería

**REACTIVOS**

* Acido sulfúrico (3M)

**PROCEDIMIENTO**

* En un tubo de ensayo coloque 15ml de agua medidos en una probeta graduada y señale en el tubo con un lápiz demográfico el volumen del agua.
* Deseche el agua y luego llene el tubo con la solución electrolítica de acido sulfúrico 3M.
* Tape el tubo con algodón humedecido y móntelo invertido en la solución que tiene el vaso.
* Retire el algodón con pinzas, cuide que no entren burbujas de aire en el tubo.
* Pese la placa anódica en una balanza analítica.
* Coloque en el vaso, la placa y el cátodo separándolo uno del otro.
* Conecte la placa de cobre con el polo positivo de la batería y en cátodo con el polo negativo de la misma, intercalando en serie un amperímetro y un interruptor.
* Cierre el interruptor y anote el tiempo y la lectura del amperímetro.
* Durante la electrólisis hay que cuidar de no mover los electrodos.
* Deje que la electrólisis proceda hasta que se hayan recogido exactamente 15ml de hidrógeno y anote otra vez lo que señala el amperímetro. Interrumpa la corriente y anote el tiempo.
* Determine luego la altura de la columna de agua en el tubo cuando tiene 15ml de gas, la temperatura de disolución y la presión barométrica.
* Enjuáguese el ánodo de cobre en un vaso de agua destilada, seque con el papel filtro y pese en la balanza analítica.

**TEORÍA**

Faraday es la cantidad de electricidad necesaria para separar un equivalente-base de una solución electrolítica, es la cantidad de carga eléctrica que hay en un mol de electrones. Surge de la multiplicación de número de Avogadro por la carga eléctrica del electrón:

**F=6,022×1023 moléculas-1 x 1.602×10−19 culombios= 96484,5561 C/mol equivale aprox. a 96 500 coulombs.**

Esta constante fue calculada en base a la cantidad de plata sólida depositada en una reacción electroquímica, en la cual se utilizó una determinada cantidad de corriente eléctrica en un cierto tiempo. El valor de esta constante también fue utilizado para calcular el número de moléculas en un mol, es decir el número de Avogadro.

Las leyes de Faraday de la electrólisis expresan relaciones cuantitativas basadas en las investigaciones electroquímicas publicadas por Michael Faraday en 1834, éste fue un [físico](http://es.wikipedia.org/wiki/F%C3%ADsico) y [químico](http://es.wikipedia.org/wiki/Qu%C3%ADmico) [británico](http://es.wikipedia.org/wiki/Reino_Unido) que estudió el [electromagnetismo](http://es.wikipedia.org/wiki/Electromagnetismo) y la [electroquímica](http://es.wikipedia.org/wiki/Electroqu%C3%ADmica).

Fue discípulo del químico [Humphry Davy](http://es.wikipedia.org/wiki/Humphry_Davy), y ha sido conocido principalmente por su descubrimiento de la [inducción electromagnética](http://es.wikipedia.org/wiki/Inducci%C3%B3n_electromagn%C3%A9tica), que ha permitido las leyes de la electrólisis, y es considerado como el verdadero fundador del [electromagnetismo](http://es.wikipedia.org/wiki/Electromagnetismo) y de la [electroquímica](http://es.wikipedia.org/wiki/Electroqu%C3%ADmica).

Trazó el [campo magnético](http://es.wikipedia.org/wiki/Campo_magn%C3%A9tico) alrededor de un conductor por el que circula una [corriente eléctrica](http://es.wikipedia.org/wiki/Corriente_el%C3%A9ctrica), y ese mismo año descubrió la [inducción electromagnética](http://es.wikipedia.org/wiki/Inducci%C3%B3n_electromagn%C3%A9tica), demostró la inducción de una corriente eléctrica por otra, e introdujo el concepto de líneas de fuerza, para representar los campos magnéticos. Durante este mismo periodo, investigó sobre la [electrólisis](http://es.wikipedia.org/wiki/Electr%C3%B3lisis) y descubrió las [dos leyes fundamentales que llevan su nombre](http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_Faraday_de_la_electr%C3%B3lisis).

## *Enunciado de las leyes*

Varias versiones del enunciado de las leyes se pueden encontrar en los libros de texto y la literatura científica. La más utilizada es la siguiente:

* **1 a ley de Faraday de la electrólisis:** La masa de una sustancia alterada en un electrodo durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad transferida a este electrodo. La cantidad de electricidad se refiere a la cantidad de carga eléctrica, que en general se mide en culombios.
* **2 a ley de Faraday de la electrólisis:** Para una determinada cantidad de electricidad (carga eléctrica), la masa de un material elemental alterado en un electrodo , es directamente proporcional al peso equivalente del elemento. El peso equivalente de una sustancia es su masa molar dividida por un entero que depende de la reacción que tiene lugar en el material.

## *Forma matemática*

La ley de Faraday en la forma moderna:



Donde:

*m=* es la masa de la sustancia producida en el electrodo (en gramos),

*Q* =es la carga eléctrica total que pasó por la solución (en culombios),

*q* =es la carga del electrón = 1.602 x 10-19 culombios por electrón,

*n* =es el número de valencia de la sustancia como ion en la solución (electrones por ion),

*F* = *qN*A = 96485 C·mol-1 es la Constante de Faraday,

*M* =es la masa molar de la sustancia (en gramos por mol), y

*NA* =es el Número de Avogadro = 6.022 x 1023 iones por mol.

*I* =es la corriente eléctrica (en Amperios)

*t* =es el tiempo transcurrido (en segundos)

**ESQUEMA GRÁFICO**

**TABLA DE DATOS**

|  |  |
| --- | --- |
| **Momento de iniciarse la electrólisis** | 0 s |
| **Momento de terminarse la electrólisis** | 781.8 s |
| **Intensidad de la corriente al principio** | 145x10^-3 A |
| **Intensidad de la corriente al final** | 145x10^-3 A |
| **Volumen de hidrógeno obtenido** | 15 ml = 0.015L |
| **Altura de la columna de agua** | 0 m |
| **Presión barométrica** | 760 mmHg = 1 atm |
| **Temperatura** | 28ºC = 301ºk |
| **Masa inicial del ánodo de cobre** | 12.5127 gr |
| **Masa final del ánodo de cobre** | 12.4714 gr |

**CALCULOS**

*Cu → Cu2+ + 2e-*

*2H+ + 2e- → H2*

*Ptotal= PH2 + PH2O + Pcolumna*

*PH2= Ptotal – PH2O – Pcolumna = 1atm – 0.037atm – 0atm =0.963 atm*

*PV=nRT → Del Hidrógeno*

$$n=\frac{PV}{RT}=\frac{0.963 atm×0.015L}{0.082\frac{atm⋅L}{mol⋅K}×301°K}=5.85×10^{-4}mol de H2$$

$$5.85×10^{-4}mol de H2 ×\frac{2gr H}{1mol H2}×\frac{1Nºeq.}{1gr H}=1.17×10^{-3}Nºeq.$$

$$F=\frac{I×T}{\frac{m}{eq.grH}}=\frac{Q}{Nºeq.}=\frac{\left(145×10^{-3}\right)A×781.8 S }{1.17×10^{-3}mol}=96889.7 C/mol$$

$$eq.grCu=\frac{F∙m}{Q}=\frac{96889.7 C/mol×0.0413gr}{\left(145×10^{-3}\right)A×781.8 S}=35.299 eq.grCu$$

$$\%Error F=\left|\frac{96500-96889.7}{96500}\right|×100=0.42\%$$

$$ \%Error Eq.gCu=\left|\frac{31.77-35.299}{31.77}\right|×100=11.08\%$$

**TABLA DE RESULTADOS**

|  |  |
| --- | --- |
| **Presión de la columna de agua en el tubo** | 0 atm |
| **Presión del vapor de agua** | 28.3mmHg = 0.037 atm |
| **Presión parcial del hidrógeno** | 0.963 atm |
| **Moles formados de H2**  | 5.85x10^-4 mol |
| **Moles reducidos de H+** | 1.17x10^-3 mol |
| **Intensidad media de la corriente**  | 145x10^-3 A |
| **Tiempo de duración de la electrólisis** | 781.8 s |
| **Carga que ha pasado durante la electrólisis** | 113.361 C |
| **Valor de Faraday(C/mol de H+)** | 96889.74 C/mol |
| **Masa perdida por el ánodo de cobre** | 0.0413 gr |
| **Equivalente-gramo del cobre** | 35.299 |

**CONCLUSIONES**

* Se pudo comprobar que la cantidad de Faraday es una constante que ocurre en toda electrólisis.
* La cantidad de electricidad transferida al electrodo de Cu (Q) y el peso equivalente del Cu fueron directamente proporcionales a la masa perdida del electrodo de Cu.
* La ubicación de separación entre el ánodo y cátodo en un mismo recipiente es fundamental ya que no se podría realizar la electrólisis.
* Mediante este experimento y los cálculos también se concluye que el número equivalente(Nºeq) es el mismo tanto en el cobre como en el hidrógeno, así el equivalente gramo del Cu se lo puede obtener mediante el cálculo $Nºeq=\frac{masa perdida del anodo del Cu}{Eq.gr del Cu}$ obteniendo el Nºeq desde los cálculos del hidrógeno.
* Si mediante el procedimiento, en el tubo se formaron burbujas de aire no se realizará adecuadamente el objetivo ya que interfiere en los resultados, porque al final del experimento, en el tubo se tendrá hidrógeno y aire.

**RECOMENDACIONES**

* Realice debidamente el enjuague del ánodo de cobre en el agua destilada ya que esto permite que los iones del acido sulfúrico se junten al agua y así el ánodo quede solamente de cobre.
* Tratar de tener bastante precisión en la toma del tiempo e interrupción de tiempo cuando el H2 haya llegado a los 15ml, ya que eso podría influir en los cálculos.
* Los cálculos deben darse con respecto a la temperatura y presión en el que se esté realizando el experimento.

**BIBLIOGRAFÍA**

* Manual de prácticas de Química General II
* http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/constante-de-faraday
* http://es.wikipedia.org/wiki/Faraday
* http://es.wikipedia.org/wiki/Constante\_de\_Faraday
* http://es.wikipedia.org/wiki/Ley\_de\_Faraday\_de\_la\_electr%C3%B3lisis

**ANEXOS**

  



 