



DETERMINACIÓ
APROXIMADA DEL
NOMBRE



DETERMINACIÓ APROXIMADA DEL NOMBRE

C.C. QUIMICA

Apellidos _____ Nombre _____

Fecha _____ Ciclo _____ Curso _____

Tema nº 3. Repaso de los estados de agregación de la materia.

Práctica nº 6: Determinación aproximada del número de Avogadro.

- Objetivos:
 - Determinar el nº de Avogadro a partir de la electrolisis del agua, aplicando:
 - a) Las leyes de Faraday.
 - b) La ecuación de los gases ideales.

- Material:
 - Tubo de ensayo (o probeta).
 - Soporte vertical con pinzas de bureta.
 - Electrodo de platino.
 - Fuente de alimentación de intensidad constante.
 - Vaso de precipitado de 250 cc.
 - Termómetro.
 - Barómetro.
 - Amperímetro.
 - Probeta.
 - Ácido sulfúrico al 96 %.
 - Rotulador graso.

- Introducción y montaje del dispositivo experimental:

Esta experiencia consistirá en realizar la electrolisis del H₂O durante un tiempo, t; utilizando una fuente de intensidad constante, I. El volumen de gas generado en un electrodo, ya sea de hidrógeno o bien de oxígeno, se recogerá en un tubo de ensayo.

En la fig. 1 se da el esquema del dispositivo experimental que has de montar:

 - Echa unos 200 cc de agua destilada en el vaso de precipitado e introduce los electrodos de Pt.
 - Marca un volumen conocido en el tubo de ensayo. Para ello, utiliza la probeta y el rotulador graso.



- Corta un trocico de papel de filtro para poder tapar la boca del tubo de ensayo.
- Llena el tubo de ensayo, hasta rebosar, de agua destilada y tápale la boca con el trozo de papel de filtro. Invierte el tubo, con mucho cuidado para que no entre en él ninguna burbuja de aire, e introduce su boca en el agua del vaso. Retira el papel de filtro con unas pinzas.
- Echa unos 30 cc de H_2SO_4 en el vaso.
- Suspende el tubo de ensayo del soporte vertical de forma que la marca realizada quede al nivel de la superficie del líquido del vaso. Coloca bajo la boca del tubo un electrodo de platino para recoger el gas que se origine en él.

Ya está el dispositivo experimental preparado para conectar la fuente y comenzar la experiencia, pero antes es conveniente realizar una discusión teórica.

- Discusión teórica:

Los iones que hay en la disolución son fundamentalmente los procedentes de la ionización del ácido sulfúrico.



La reacción que tiene lugar en el electrodo ánodo, por efecto de la corriente, es:



Los 4 electrones que se han desprendido en el ánodo, van a parar al cátodo impulsados por el generador; en este electrodo la reacción será:



- Conclusión: Por cada grupo de 4 e^- , según las reacciones anteriores, se generan una molécula de oxígeno y dos de hidrógeno que pasan a estado gaseoso en sus respectivos electrodos.

El trióxido de azufre que se genera en el ánodo reacciona de nuevo con el agua para dar ácido sulfúrico ionizado, manteniéndose de esta forma éste intacto. Escribe la reacción:



1. Determinando el nº de electrones que circulan durante la electrolisis, también queda determinado el nº de moléculas desprendidas en los electrodos de uno u otro gas.

El nº de electrones se determina a partir de la carga total que pasa por el circuito, esta es:

$$Q = I \cdot t \cdot C \text{ (culombios)}$$

I, es la intensidad de la fuente en amperios.

t, es el tiempo de funcionamiento.

y de la carga de un electrón:

$$q_e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C.}$$

$$n^\circ \text{ electrones} = Q/q_e$$

Conocido el nº de electrones se sabe el nº de moléculas de oxígeno y de hidrógeno que se han desprendido.

2. Mediante la ecuación de los gases ideales:

$$P V = n R T$$

Puede determinarse el nº de moles de gas, oxígeno o hidrógeno, midiendo sus variables de estado: P, en atmósferas; V ocupado en litros y Tª en °K. La presión, P, será la atmosférica cuando el gas recogido en el tubo de ensayo ha desplazado al líquido hasta coincidir con el nivel del líquido del vaso; en este instante se ha de parar la electrolisis.

3. Conocido el nº de moles y el nº de moléculas recogidas en el tubo de ensayo, el nº de partículas por mol es:

$$n^\circ \text{ de partículas por mol} = \frac{n^\circ \text{ moléculas}}{n^\circ \text{ moles}}$$

- Realización de la experiencia:

Anotar:

a) La presión, P, en el laboratorio _____

b) La tª ambiente: _____

c) Conecta el cronómetro y la fuente a la vez y mide:

1. El tiempo que tarda en llenarse el tubo de ensayo de gas (hidrógeno u oxígeno) hasta que el nivel de líquido en su interior iguale al del vaso. Para la electrolisis.

Tiempo, t = _____

2. La intensidad, I, de la fuente es: I = _____



3. En el tubo de ensayo se ha recogido un volumen, $V =$
_____ de gas _____

- Calcular:

1. nº de electrones que han circulado:
2. nº de moléculas de _____ recogidas en el tubo de ensayo:
3. nº de moles de gas recogidos:
4. nº de partículas por mol:

- Cuestionario:

1. ¿Por qué la presión, P , del gas recogido en el tubo de ensayo es igual a la atmosférica, cuando el nivel de líquido en el interior del tubo iguala al nivel de líquido del vaso?. Razona la respuesta.
2. ¿Coincide el valor de partículas por mol obtenido con el que dan los libros? ¿Qué tipo de errores crees que pueden haber afectado al resultado?