



Objetivo

El objetivo de este experimento es estudiar si los líquidos conducen o no la electricidad. Para aquellos que sí lo hacen, se propone verificar si satisfacen o no la ley de Ohm. También se propone para estos líquidos estudiar como varía la resistencia con la temperatura. Una opción adicional es estudiar el fenómeno de la electrólisis y determinar a partir de estas mediciones el valor de la carga del electrón.

Introducción

Para que un medio material pueda conducir la corriente eléctrica debe contener cargas móviles capaces de conducir la electricidad. En los metales, las cargas móviles son los mismos electrones de las capas más externas de los átomos que lo forman (electrones de conducción). Al formarse el metal, el campo de cada átomo afecta a sus vecinos más próximos, lo que hace que los electrones más externos dejen de estar ligados a un solo átomo y tengan libertad para moverse a través de todo el sólido. En algunos líquidos, por ejemplo el agua, si se disuelven sales, ácidos o bases, éstas se disocian en iones positivos y negativos que pueden moverse a través del líquido, por lo que la conducción eléctrica se hace apreciable.



Actividad 1

El dispositivo experimental se muestra esquemáticamente en la Figura 1. La tensión que suministra la fuente de tensión alterna (¿qué significa esto?). Su valor puede variarse entre unos pocos Volts y 20 Volts.

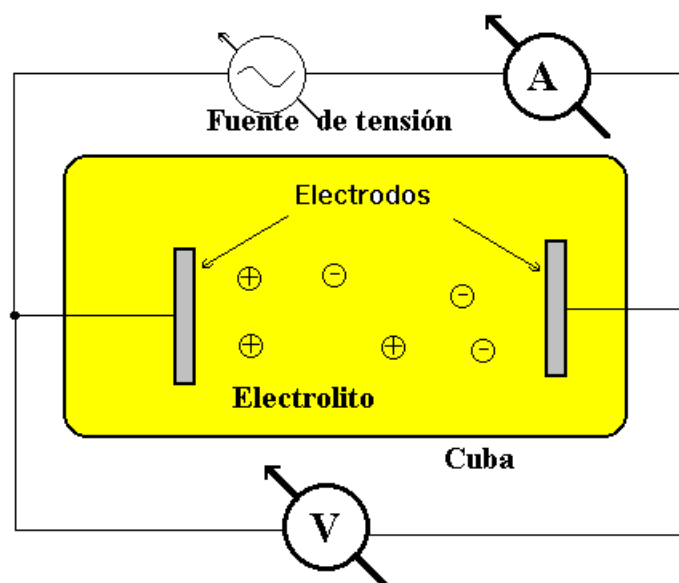


Figura 1. La cuba contiene el electrolito. La fuente de tensión es alterna y variable. Con V se indica el voltímetro y con A el amperímetro. Nota: Antes de conectar la fuente, pida que un docente revise su circuito y lo autorice a conectar la misma.

- Para verificar lo discutido en la introducción, pruebe de aplicar una tensión alterna (más adelante veremos porqué) a una solución salina de agua en una cuba como la que se muestra en la Figura 1. Comience con sólo agua destilada en la cuba, aplique una tensión de unos 10 Voltios de alterna y mida la corriente con un tester. Nota: Verifique que la conexión del téster sea la apropiada para medir corriente alterna (modo AC: AC = de *Alternating Current* = Corriente Alterna). Prepare una solución de 1 g de sal común en 1/2 litro de agua. Agregue a la cuba la solución en una gota a la vez y observe como varía la corriente. Grafique la corriente en función del número de gotas. Si puede también grafique la corriente vs. la concentración en fracción molar (u otra unidad de concentración que le parezca apropiada). ¿Cómo afecta el número de portadores de carga (iones)

la conductividad del medio electrolítico?. ¿Qué conclusión saca de este ensayo?.

- Usando una fuente de tensión alterna variable o un divisor resistivo de tensión (¿qué es un divisor resistivo de tensión?), un voltímetro y un amperímetro estudie cómo es la dependencia de la tensión V versus la corriente i en un líquido conductor. Grafique sus resultados. ¿Cómo es la dependencia observada?. Si esta relación es lineal, se dice que se satisface la ley de Ohm. En este caso el cociente V/i se define como la resistencia R del sistema (cuba con el electrolito).

- Usando el dispositivo de la Figura 2, en donde hemos incluido un termómetro para medir la temperatura (suponemos que ponemos a la cuba sobre un calefactor para calentar el líquido), estudiar la variación de la resistencia con la temperatura. Grafique R versus T , ¿qué concluye de los mismos?. Trate de dar cuenta de este fenómeno suponiendo un modelo microscópico de conducción, en que los iones se mueven en un medio viscoso (líquido), recuerde además que en general en los líquidos la viscosidad disminuye al aumentar la temperatura. Verifique como varía la viscosidad del agua con la temperatura, consultando alguna tabla que tenga las propiedades del agua. Superponga en su gráfico anterior la variación de la viscosidad con la temperatura. ¿Qué concluye?.

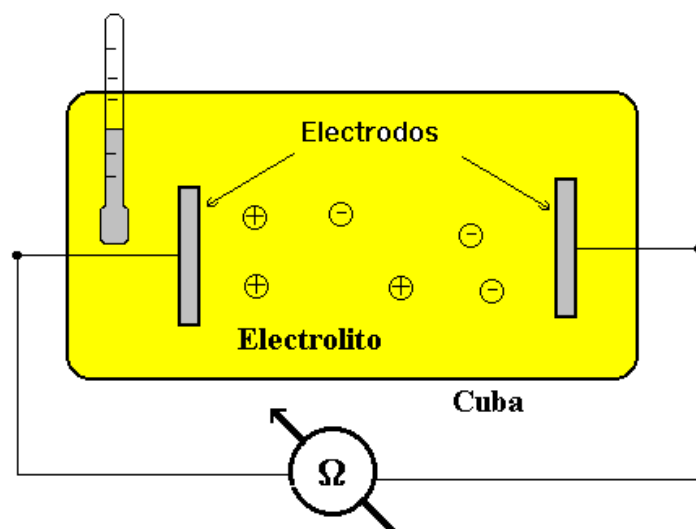


Figura 2. La cuba contiene el electrolito. El termómetro mide la temperatura de la solución. El téster en modo óhmetro se usa para medir la variación de la resistencia con la temperatura.

- **Electrólisis:** Usando el dispositivo de la Figura 1, pero esta vez aplique una tensión continua de unos 5 a 10 Volts (cambie también la configuración de los medidores al modo DC (DC = de *Direct Current* = Corriente Continua). Pese cuidadosamente los electrodos, en particular el CÁTODO (electrodo negativo) antes de empezar el experimento. Coloque en la cuba una solución de sulfato de cobre de concentración conocida que le proveerá su docente. Haga pasar una corriente del orden de 0.5 A por una media hora. Observe qué pasa en cada uno de los electrodos mientras circula la corriente. Mantenga la corriente lo más constante posible y mida cuidadosamente el tiempo por el que circula la corriente. Esto le permitirá conocer cuanta carga Q pasó por el circuito. Pida a otro de los grupos que hacen este experimento que usen una corriente 30% mayor que la que Uds. usaron. Al final de este ensayo, cuidadosamente retire el cátodo, deje que se seque solo o, a lo sumo, asíéntelo cuidadosamente sobre un papel de filtro para que se escurra del agua y de nuevo péselo cuidadosamente. ¿Qué pasó con su masa, aumentó o disminuyó?. ¿Cuánto vale Δm ? Con los datos que tomaron y los de otros grupos graficar Δm vs. Q .

- **Carga del electrón:** Usando los resultados del punto anterior, podemos suponer que la carga que paso es igual a la carga de los iones de cobre que llegan al cátodo multiplicada por su número N que pasaron. Esto es:

$$Q = N \cdot v \cdot e \quad (1)$$

donde v es la carga de cada ión de cobre (igual a su valencia, dos en el caso del sulfato de cobre, ¿porqué?) y e es la carga del electrón. Por otro lado, este número de iones transportado N está también relacionado con la masa depositada Δm . Esto es:

$$\Delta m = N \cdot m_{ion} = N \cdot \frac{Mol}{N^0} \quad (2)$$

donde m_{ion} es la masa de cada ion Cu, igual al cociente de la masa de un mol de Cu y el número de Avogadro N^0 . Despejando N de (1) y (2) tenemos:

$$\Delta m = \frac{Q}{v \cdot e} \cdot \frac{Mol_{Cu}}{N^0} \quad (3)$$

De donde la carga del electrón se puede calcular de sus mediciones, suponiendo conocido el número de Avogadro.

$$e = \frac{Q}{v \cdot \Delta m} \cdot \frac{Mol_{Cu}}{N^0} \quad (4)$$

- Calcule el valor de e a partir de sus mediciones, estime sus errores en el calculo de e y compare sus resultados con los valores de tabla para e . ¿Qué puede concluir de este método de medición de e ?
- ¿De qué otro modo se puede determinar el número de Avogadro N^0 ?. Consulte la bibliografía de química y la base de datos del American Journal of Physics.

Aplicaciones

Discuta alguna de las posibles aplicaciones e implicancias de este experimento. Por ejemplo: a) como se realiza la galvanoplástica (cromado, niquelado, baño de oro, etc.) de superficie metálicas. b) ¿Se podría usar este método para calibrar en forma absoluta un amperímetro?. c) ¿Cuánta corriente y cuánto tiempo se debería hacer pasar la corriente para lograr un error del orden del 1%?. d) ¿Qué siente si lleva a la lengua los dos electrodos de un óhmetro?. ¿Cómo explicaría los que sucede?



Bibliografía

1. *Física, Vol.II, Campos y Ondas*, M. Alonso y E. J. Finn, Fondo Educativo Interamericano, Ed. Inglesa, Addison-Wesley, Reading Mass. (1967).
2. *Berkeley physics course, Vol. 2*, Electricidad y Magnetismo, E. M. Purcell, Editorial Reverté, Barcelona (1969).
3. *Trabajos prácticos de física*, J. E. Fernández y E. Galloni, Editorial Nigar, Buenos Aires (1968).
4. *Manual de física elemental*, N. Koshkin y M. G. Shirkevich, MIR, Moscú (1975).