



En un proceso electrolítico, la conducción eléctrica implica liberación de material. La cantidad de material liberado es proporcional a la carga transportada  $Q$  que fluye a través del electrolito y viene relacionada por la constante de Faraday  $F$  mediante la ecuación  $Q = F.n.z$ , en donde  $n$  es el número de moles de material generado y  $z$  su número de valencia. En nuestro experimento usamos un voltámetro de Hofmann para generar una cantidad específica de hidrógeno ( $z = 1$ ) y oxígeno a partir de una corriente eléctrica. El número de moles de átomos de hidrógeno generados a temperatura  $T$  y presión  $p$  se determina a partir del volumen de gas hidrógeno generado. Como el hidrógeno se genera en forma molecular, se han de tener en cuenta dos iones H por cada molécula, con lo que la ecuación de estado de los gases ideales queda:  $n = 2 \frac{pV}{RT}$ , donde  $R$  es la constante universal de los gases.

Conociendo el aporte de trabajo eléctrico  $W$  (que mediremos con un voltímetro, amperímetro y un cronómetro) que se aplica en la electrolisis a una tensión constante  $U_0$ , la cantidad de carga buscada se calcula como  $Q = \frac{W}{U_0}$ .

Con estos datos la constante de Faraday se calcula como  $F = \frac{W}{U_0} \frac{RT}{2pV}$ .

### EXPERIMENTOS:

- ✓ Verificación de la doble producción de hidrógeno que de oxígeno por electrolisis.
- ✓ Cálculo de la constante de Faraday a partir del trabajo eléctrico empleado en generar los gases.

### COMPONENTES:

- ◆ Voltámetro de Hofmann
- ◆ Electrodo de Pt (2x)
- ◆ Electrodo de C (2x)
- ◆ Base con varilla
- ◆ Pinzas de fijación
- ◆ Fuente de alimentación variable
- ◆ Juego de cables
- ◆ Cronómetro
- ◆ Agua destilada
- ◆ Ácido sulfúrico 96%
- ◆ Cubeta de plástico

