



## TAREAS

- Producción de hidrógeno por electrólisis y medición del volumen correspondiente  $V$ .
- Medición del trabajo eléctrico necesitado  $W$  con una tensión constante fija  $U_0$ .
- Cálculo de la constante de Faraday  $F$ .

## OBJETIVO

Determinación de la constante de Faraday

## RESUMEN

Para la determinación de la constante de Faraday se produce una determinada cantidad de Hidrógeno y Oxígeno y se mide el transporte de cargas durante el proceso.

## EQUIPO REQUERIDO

Número	Aparato	Artículo N°
1	Voltímetro de Hofmann	1002899
1	Aparato de medida de potencia y energía con interface (230 V, 50/60 Hz)	1003132 o
	Aparato de medida de potencia y energía con interface (115 V, 50/60 Hz)	1003131
1	Fuente de alimentación CC, 0 – 20 V, 0 – 5 A (230 V, 50/60 Hz)	1003312 o
	Fuente de alimentación CC, 0 – 20 V, 0 – 5 A (115 V, 50/60 Hz)	1003311
1	Juego de 15 cables de experimentación, 75 cm, 1 mm <sup>2</sup>	1002840

## Requerido adicionalmente:

Ácido sulfúrico, 1 mol/l

1

## FUNDAMENTOS GENERALES

Con el nombre de **Electrólisis** se denomina la **disociación de un enlace químico bajo la acción de la corriente eléctrica**. Es decir que el **proceso de conducción eléctrica está ligado a una separación de material, en el cual la carga transportada  $Q$  y la cantidad de sustancia separada  $n$  son proporcionales entre sí**. La constante de proporcionalidad se conoce como la **constante de Faraday  $F$**  y es una constante natural universal.

Más exactamente, en la proporcionalidad entre la carga  $Q$  y el número molar  $n$  de la sustancia separada es necesario considerar también la valencia  $z$  de los iones separados. Se tiene que:

$$(1) \quad Q = F \cdot n \cdot z$$

Es decir, que la constante de Faraday se puede determinar, conociendo la valencia  $z$ , midiendo la carga  $Q$  y el número molar  $n$  de un proceso electro-lítico.

En el experimento, por la electrólisis del agua se producen determinadas cantidades de hidrógeno y oxígeno. Para la determinación de la carga  $Q$  transportada en este proceso se mide el trabajo eléctrico realizado

$$(2) \quad W = Q \cdot U_0$$

con la tensión constante  $U_0$  que se aplicó para la electrólisis.

El número molar  $n_H$  de los iones separados se determina a partir del volumen de hidrógeno recogido  $V_{H_2}$  a temperatura ambiente  $T$  con la presión externa  $p$ . En este caso sin embargo es necesario considerar que el hidrógeno se recoge en forma molecular y que por cada molécula recogida se han separado dos iones de hidrógeno. Partiendo de la ecuación de estado para los gases ideales se concluye que:

$$(3) \quad n_H = 2 \cdot \frac{p \cdot V_{H_2}}{R \cdot T}$$

$$R = 8,314 \frac{J}{mol \cdot K} : \text{Constante universal de los gases}$$

## EVALUACIÓN

Para la valencia de los iones de hidrógeno se tiene que  $z_H = 1$ . De las ecuaciones (1), (2) y (3) se obtiene por lo tanto la ecuación de determinación

$$F = \frac{W}{U_0} \cdot \frac{R \cdot T}{2 \cdot p \cdot V_{H_2} \cdot n_H} = \frac{W}{U_0} \cdot \frac{R \cdot T}{2 \cdot p \cdot V_{H_2}}$$

Para comparar también se puede determinar el volumen  $V_{O_2}$  del oxígeno recogido. Este es la mitad del volumen del hidrógeno, porque por cada molécula de agua que se disocia se separan dos iones de hidrógeno y uno de oxígeno. Además la valencia de los iones de oxígeno es de  $z_O = 2$ .

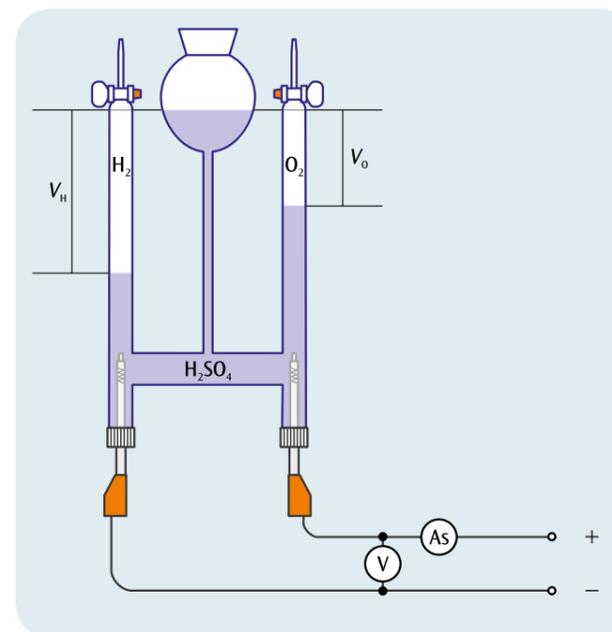


Fig. 1: Representación esquemática