



## TAREFAS

- Criação de hidrogênio através de eletrólise e mensuração do volume de hidrogênio  $V$ .
- Mensuração da exata tensão  $U_0$  e do trabalho elétrico  $W$  necessário.
- Cálculo da constante de Faraday  $F$ .

## OBJETIVO

Confirmação da constante de Faraday

## RESUMO

A confirmação da constante de Faraday se dará através da eletrólise da água, com a criação de uma quantidade exata de hidrogênio e oxigênio e a mensuração carga até aqui transportada.

## APARELHOS NECESSÁRIOS

Número	Instrumentos	Artigo Nº
1	Voltômetro de Hofmann	U14332
1	Aparelho de medição de potência e energia com interface (230 V, 50/60 Hz)	U21020-230 ou
	Aparelho de medição de potência e energia com interface (115 V, 50/60 Hz)	U21020-115
1	Fonte de alimentação DC 0 – 20 V, 0 – 5 A (230 V, 50/60 Hz)	U33020-230
	Fonte de alimentação DC 0 – 20 V, 0 – 5 A (115 V, 50/60 Hz)	U33020-115
1	Conjunto de cabos para experiências, 75 cm, 1 mm <sup>2</sup>	U13800

### Adicionalmente necessário:

Ácido sulfúrico, 1 mol/l

1

## FUNDAMENTOS GERAIS

Eletrólise é denominada como a quebra de uma ligação química sob o impacto de uma corrente elétrica. A corrente elétrica é também associada à separação de substâncias, em que a carga transportada  $Q$  e a quantidade de substância separada  $n$  são proporcionais entre si. A constante de proporcionalidade é chamada de constante de Faraday e é uma constante natural universal.

Igualmente se considera, na proporcionalidade entre a carga  $Q$  e a taxa de mols  $n$  da substância separada, a valência  $z$  dos íons separados. Segundo a fórmula

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

A constante de Faraday também pode confirmar, se a valência for conhecida, a medida da carga  $Q$  e da taxa de mols  $n$  de um processo eletrolítico.

No experimento, haverá a criação de uma quantidade exata de hidrogênio e oxigênio através da eletrólise da água. Para confirmação da carga transportada  $Q$  o trabalho elétrico  $W$  será

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

medido, que será mantido a uma tensão  $U_0$  para a eletrólise.

A taxa de mols  $n_H$  dos íons de hidrogênio separados é confirmada pela temperatura da sala  $T$  e pela pressão externa  $p$  junto com o volume de hidrogênio  $V_{H_2}$ . Porém, deve-se considerar aqui que o hidrogênio foi coletado na forma molecular e, para cada molécula coletada de hidrogênio, dois íons de hidrogênio foram separados.

A partir da fórmula do estado dos gases ideais chega-se a:

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

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

## ANÁLISE

Como valência para os íons de hidrogênio tem-se  $z_H = 1$ .

A partir das fórmulas (1), (2) e (3) obtém-se a fórmula para confirmação.

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

Para efeito de comparação, o volume  $V_{O_2}$  do oxigênio coletado também pode ser determinado. É tão somente a metade do volume do hidrogênio, já que a cada molécula de água quebrada, são liberados dois íons de hidrogênio e um de oxigênio. Sendo assim, a valência dos íons de oxigênio é  $z_O = 2$ .

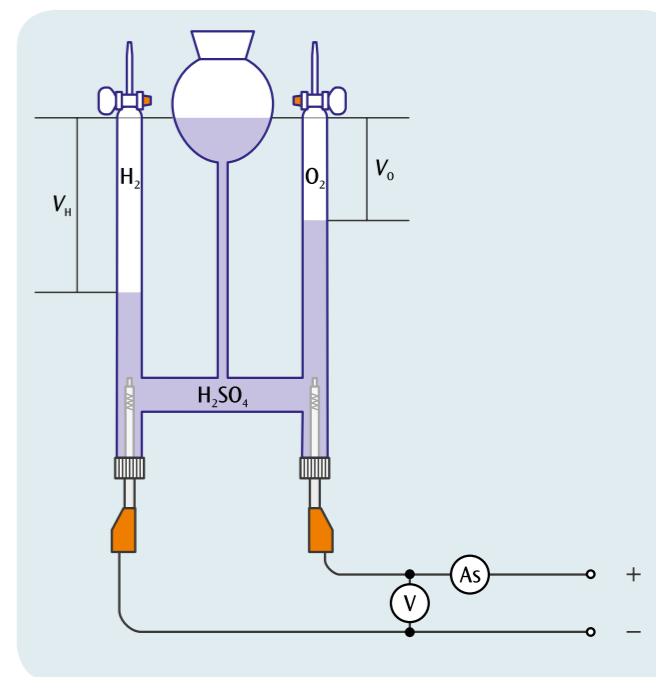


Fig. 1: Exposição esquemática