

## EXERCICES

- Production d'hydrogène par électrolyse et mesure du volume d'hydrogène  $V$ .
- Mesure du travail électrique requis  $W$  à tension fixe  $U_0$ .
- Calcul de la constante  $F$  de Faraday.

## OBJECTIF

Détermination de la constante de Faraday

## RESUME

Pour déterminer la constante de Faraday, une certaine quantité d'hydrogène et d'oxygène est produite par électrolyse de l'eau. Ce faisant, on mesure la charge transportée.

## DISPOSITIFS NECESSAIRES

Nombre	Appareil	Référence
1	Voltamètre de Hofmann	1002899
1	Mesureur de puissance et d'énergie avec interface (230 V, 50/60 Hz)	1003132 ou
	Mesureur de puissance et d'énergie avec interface (115 V, 50/60 Hz)	1003131
1	Alimentation CC 0 – 20 V, 0 – 5 A (230 V, 50/60 Hz)	1003312 ou
	Alimentation CC 0 – 20 V, 0 – 5 A (115 V, 50/60 Hz)	1003311
1	Jeu de 15 cordons à reprise arrière, 75 cm, 1 mm <sup>2</sup>	1002840
<b>Environnement nécessaire :</b>		
Acide sulfurique, 1 mol/l		

# 1

## GENERALITES

On désigne par **électrolyse** la décomposition d'une substance chimique sous l'effet du courant électrique. Le phénomène de conductibilité électrique est donc lié au dépôt d'une substance, la charge transportée  $Q$  et la quantité de matière déposée  $n$  étant proportionnelles l'une par rapport à l'autre. La constante de proportionnalité est désignée comme **constante de Faraday  $F$**  et constitue une constante naturelle universelle.

Plus exactement, en ce qui concerne la proportionnalité entre la charge  $Q$  et le nombre de moles  $n$  de la quantité de matière déposée, il convient de tenir également compte de la valence  $z$  des ions déposés. On a l'équation

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

La constante de Faraday peut donc être calculée, pour une valence connue, en mesurant la charge  $Q$  et le nombre de moles  $n$  d'une réaction électrolytique.

Dans le cadre de l'expérience, une quantité donnée d'hydrogène et d'oxygène est produite par électrolyse de l'eau. Pour déterminer la charge transportée  $Q$ , on mesure le travail électrique

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

nécessaire pour l'électrolyse, à tension constante  $U_0$ .

Le nombre de moles  $n_H$  des ions d'hydrogène déposés est calculé à partir du volume d'hydrogène recueilli  $V_{H_2}$  à la température ambiante  $T$  et à la pression externe  $p$ . Ce faisant, il faut toutefois tenir compte du fait que l'hydrogène est recueilli sous forme moléculaire et que, pour chaque molécule d'hydrogène captée, deux ions d'hydrogène sont déposés. De l'équation caractéristique du gaz parfait, on peut donc déduire :

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

$$R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} : \text{Constante universelle des gaz}$$

## EVALUATION

Pour la valence des ions d'hydrogène, on a  $z_H = 1$ . A partir des équations (1), (2) et (3), on obtient ainsi l'équation conditionnelle

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

A titre de comparaison, il est également possible de déterminer le volume  $V_{O_2}$  de l'oxygène recueilli. Il correspond seulement à la moitié du volume d'hydrogène, étant donné que deux ions d'hydrogène et un ion d'oxygène sont déposés par molécule d'eau. La valence des ions d'oxygène est néanmoins de  $z_O = 2$ .

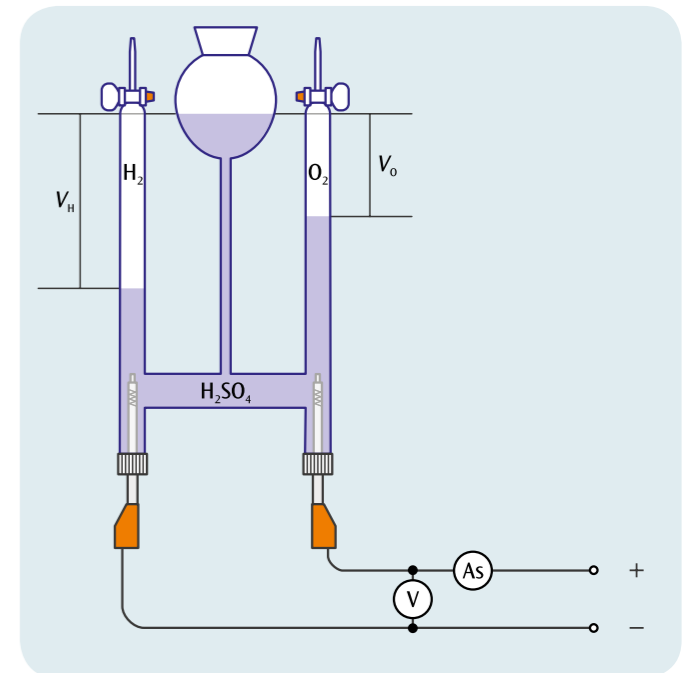


Fig. 1 Représentation schématique