

Détermination de la constante de *Faraday*

Objectifs expérimentaux

- Génération d'hydrogène par électrolyse et mesure du volume d'hydrogène V .
- Mesure du travail électrique W nécessaire pour une tension U_0 fixe.
- Calcul de la constante de *Faraday* F .

Notions de base

Lors de l'électrolyse, les processus de conduction électrique sont liés à un dépôt de substance. La quantité précipitée est proportionnelle à la charge Q transportée qui a parcouru l'électrolyte. Cette charge peut se calculer à l'aide de la constante de *Faraday* F , une constante universelle liée à la charge élémentaire e par le Nombre d'Avogadro N_A :

$$F = N_A \cdot e \quad (I)$$

Cela signifie que la constante de *Faraday* F est la quantité de charge de 1 mole d'électrons

Si l'on introduit le nombre de moles n pour la quantité précipitée et que l'on considère la valence z des ions dégagés, on obtient pour la charge transportée la relation

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

Dans l'expérience, on produit une certaine quantité d'hydrogène par électrolyse de l'eau afin de déterminer la constante de *Faraday*. On recueille le gaz hydrogène formé lors de l'électrolyse pour une pression extérieure p et une température ambiante T puis on mesure son volume V . Le nombre de moles n_1 des molécules d'hydrogène produites se calcule à l'aide de l'équation des gaz parfaits:

$$n_1 = \frac{pV}{RT} \quad (III)$$

avec $R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ (constante de gaz universelle)

Chaque ion H^+ est neutralisé par un électron du flux électrolytique, c.-à-d. que pour la valence des ions d'hydrogène, on a $z = 1$. 1 mole d'ions H^+ absorbe donc pour la neutralisation 1 mole d'électrons et pour la production de 1 mole de H_2 on a donc besoin de 2 moles d'électrons. Le nombre de moles

$$n = 2 \cdot \frac{pV}{RT} \quad (IV)$$

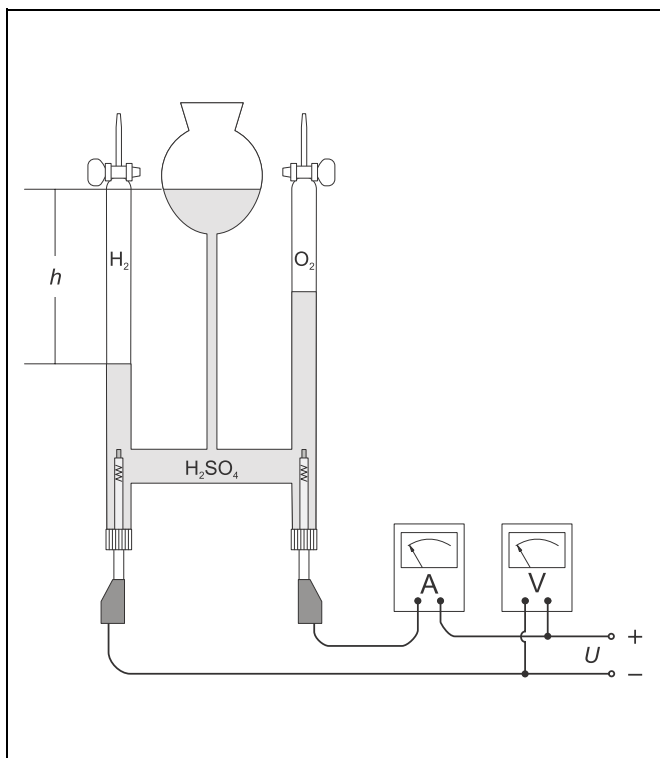
des électrons nécessaires fait donc partie du nombre de moles n_1 des molécules d'hydrogène générées.

On mesure simultanément le travail électrique W mis en oeuvre pour l'électrolyse avec une tension U_0 constante. La quantité de charge recherchée est alors

$$Q = \frac{W}{U_0} \quad (V)$$

et pour la constante de *Faraday*, on déduit des équations (II), (IV) et (V)

$$F = \frac{1}{2} \cdot \frac{W \cdot R \cdot T}{U_0 \cdot p \cdot V} \quad (VI)$$



Matériel

1 appareil d'électrolyse de l'eau selon Hofmann	664 350
1 plateau, 6 × 5 UD	649 45
1 joulemètre et wattmètre	531 83
1 alimentation CC, 0 ... ± 15 V	521 45
1 voltmètre, CC, $U \leq 30$ V	p.ex. 531 100
1 thermomètre, -10 °C à + 40 °C	382 36
Acide sulfurique, dilué (env. 1 mol/l)	674 492
Câbles d'expérience	

Montage

N.B.: L'appareil d'électrolyse de l'eau peut rester rempli une fois l'expérience terminée, ceci permettant sa réutilisation immédiate pour une autre manipulation.

Le montage expérimental est représenté sur la fig. 1.

Appareil d'électrolyse de l'eau selon Hofmann:

- Monter l'appareil d'électrolyse de l'eau conformément au mode d'emploi (666 446) et l'installer dans le plateau.
- Amener le centre du récipient de niveau (a) jusqu'à la hauteur des robinets à gaz (b) puis ouvrir les deux robinets à gaz.
- Verser l'acide sulfurique dilué (env. 1 mol/l) dans le récipient de niveau jusqu'à ce que le liquide soit au niveau des robinets à gaz.
- Fermer les deux robinets à gaz.

Câblage électrique:

- Raccorder le pôle positif et le pôle négatif de l'alimentation CC à la paire de douilles (c) du joulemètre et wattmètre et brancher le voltmètre en parallèle (gamme de mesure: 30 V-).
- Brancher les électrodes de l'appareil d'électrolyse de l'eau à la paire de douilles (d) du joulemètre et wattmètre.

Réalisation**Préparation de l'appareil d'électrolyse de l'eau.**

Pour la saturation du liquide avec du gaz:

- Mettre l'alimentation CC en marche, régler la tension $U_0 = 30$ V (entre le pôle positif et le pôle négatif de l'alimentation) et enclencher l'électrolyse pendant env. 5 min.
- Couper la tension U_0 .
- Ouvrir prudemment les deux robinets à gaz et en soulevant le récipient de niveau, élever le niveau de l'acide jusqu'à ce qu'il soit juste en dessous des robinets à gaz.
- Fermer les deux robinets à gaz.

Joulemètre et wattmètre:

- Mettre en marche le joulemètre et wattmètre et le laisser s'échauffer pendant 15 min.
- Régler la constante de temps de 1 s, la gamme de mesure du courant 1 A et la gamme de mesure de la tension 30 V puis positionner le sélecteur de la fonction sur «Ws».

Pour la compensation de l'offset:

- Régler le commutateur de commande sur «Reset», puis sur «Run».
- Immobiliser l'affichage avec le bouton de réglage du zéro.
- Positionner le commutateur de commande sur «Reset».

Conseil de sécurité

A cause de la faible conduction de l'eau distillée, on utilise de l'acide sulfurique dilué avec une concentration de 1 mol/l pour l'électrolyse de l'eau. L'acide sulfurique dilué irrite les yeux et la peau.

- En cas de contact avec les yeux, immédiatement rincer soigneusement avec de l'eau claire puis consulter le médecin.

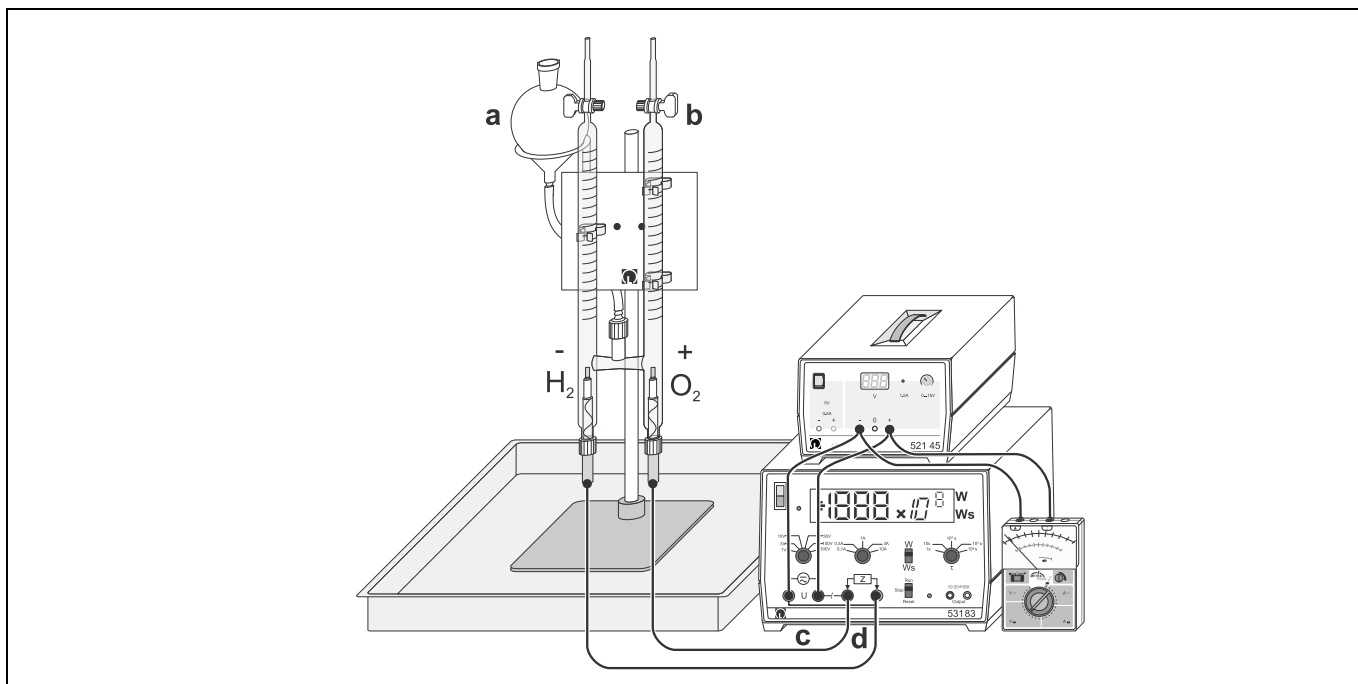


Fig. 1 Montage expérimental pour la détermination de la constante de *Faraday* avec l'appareil d'électrolyse de l'eau selon *Hofmann*.

Mesure:

- Enclencher la tension $U_0 = 30 \text{ V}$.
- Observer la formation de gaz à la branche du H_2 (pôle négatif) de l'appareil d'électrolyse de l'eau et faire descendre le récipient de niveau de manière à ce que le niveau des liquides reste à la même hauteur dans le récipient de niveau et dans la branche de H_2 .

Dès que le niveau du liquide a atteint la marque des 5 ml:

- Positionner le commutateur de commande du joulemètre et wattmètre sur «Run».

Dès que le niveau du liquide atteint la marque des 25 ml:

- Couper U_0 et relever le travail électrique W sur le joulemètre et wattmètre.
- Mesurer la température ambiante ϑ et la noter avec la pression atmosphérique p .

Exemple de mesure

$$V_1 = 5 \text{ cm}^3, V_2 = 25 \text{ cm}^3, \vartheta = 22 \text{ }^\circ\text{C}, p = 1010 \text{ hPa}$$

$$U_0 = 30,0 \text{ V}, W = 4,65 \cdot 10^3 \text{ Ws}$$

Exploitation et résultat

$$V = V_2 - V_1 = 20 \text{ cm}^3, T = \vartheta + 273 \text{ K} = 295 \text{ K}$$

L'introduction des valeurs dans l'équation (VI) donne:

$$F = 94000 \frac{\text{As}}{\text{mol}}$$

$$\text{Valeur littéraire: } F = 96485 \frac{\text{As}}{\text{mol}}$$

Information supplémentaire

Des erreurs systématiques surviennent notamment par dissolution de l'oxygène dans l'électrolyte, adhérence de bulles de gaz sur les parois en verre, élévation de la température de l'électrolyte et du gaz suite au passage du courant.

L'oxygène atomique précipité lors de l'électrolyse réagit en partie par formation d'acide persulfurique. La quantité d'oxygène absorbée est donc plus petite que la quantité d'oxygène rejetée. La quantité d'hydrogène est donc prise en compte pour l'exploitation.