La pile génépac (générateur électrique à pile à combustible)

Bac S 2010 Métropole (ancien programme) · Exercice 3 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1.1 Écrire les équations des réactions à chaque électrode quand la pile débite.

Données utiles couples $H^+(aq)/H_2(g)$ et $O_2(g)/H_2O(l)$

Les réactifs sont le dihydrogène et le dioxygène.

Électrode alimentée en dihydrogène : $H_2(g) = 2H^+(aq) + 2e^-$ (1)

Électrode alimentée en dioxygène :

$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- = 2H_2O(l)$ (2)

(1) $H_2 = 2H^+ + 2e^-$; (2) $O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$

PIÈGE
Chaque demi-équation s'écrit dans le sens où elle se produit : H_2 et O_2, les réactifs injectés, sont à gauche.

MÉTHODE
Pour équilibrer une demi-équation : l'élément principal, puis l'oxygène avec H_2O, l'hydrogène avec H^+, enfin les charges avec des électrons.

1.1.2 Préciser pour chaque réaction s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

Réaction (1) : H_2 cède des électrons, c'est une **oxydation**.

Réaction (2) : O_2 capte des électrons, c'est une **réduction**.

(1) : oxydation du dihydrogène ; (2) : réduction du dioxygène.

COMPRENDRE
L'électrode où a lieu l'oxydation est l'anode, celle où a lieu la réduction est la cathode. Dans une pile, l'anode est la borne négative.

1.1.3 Montrer que l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile est $2H_2(g) + O_2(g) = 2H_2O(l)$.

Il faut autant d'électrons cédés que d'électrons captés : on additionne $2 \times (1)$ et (2).

$$2H_2(g) + O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- = 4H^+(aq) + 4e^- + 2H_2O(l)$$

Les $4H^+$ et les 4 électrons se simplifient :

$2H_2(g) + O_2(g) = 2H_2O(l)$

PIÈGE
Aucun électron ne doit rester dans l'équation finale. Additionner (1) et (2) sans multiplier (1) par 2 laisse deux électrons à gauche.

1.2 Sur la figure 5 de l'annexe, indiquer le sens et la nature des porteurs de charge à l'extérieur de la pile, le sens conventionnel du courant, la polarité des électrodes et le sens de circulation des protons dans la membrane.

À l'électrode alimentée en H_2, l'oxydation libère des électrons : c'est la borne **négative**. À l'électrode alimentée en O_2, la réduction consomme des électrons : c'est la borne **positive**.

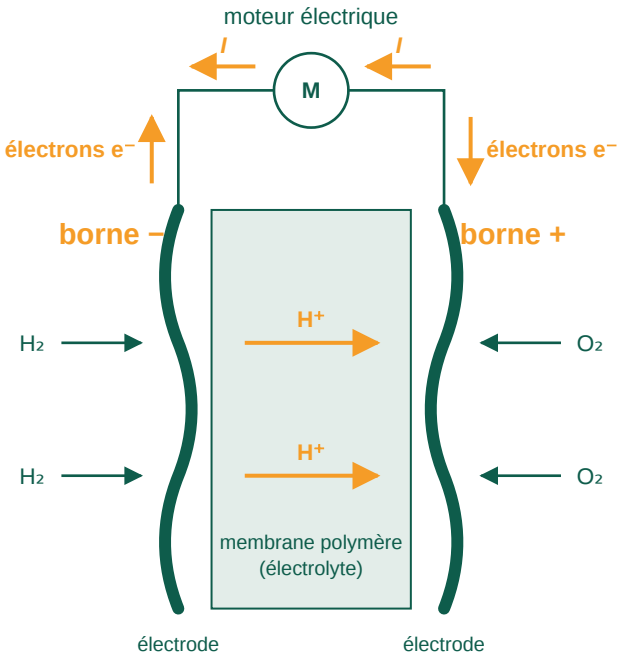
À l'extérieur de la pile, les porteurs de charge sont les **électrons** : ils vont de la borne $-$ vers la borne $+$ en traversant le moteur. Le courant I circule en sens inverse, de la borne $+$ vers la borne $-$.

Dans la membrane, les protons H^+ sont produits du côté H_2 et consommés du côté O_2.

Électrons : de l'électrode H_2 $(-)$ vers l'électrode O_2 $(+)$ par le circuit ; I en sens inverse ; H^+ : du côté H_2 vers le côté O_2 dans la membrane.

PIÈGE
Aucun électron ne traverse la membrane. Dans l'électrolyte, le courant est porté par les ions H^+, qui se déplacent dans le sens du courant à l'intérieur de la pile.

MÉTHODE
Partir des demi-équations : l'électrode qui libère des électrons est la borne $-$. Les électrons en partent, le courant y arrive, et les cations de l'électrolyte vont vers l'autre électrode.



1.2 · Figure 5 de l'annexe complétée (ajouts en orange)

1.3 Quel peut être l'intérêt d'utiliser des électrodes ondulées plutôt que des électrodes planes ?

Les réactions ont lieu à la surface des électrodes. Pour un même encombrement, une électrode ondulée offre une surface plus grande qu'une électrode plane.

La surface de contact entre les gaz et les électrodes est plus grande : davantage de réactifs réagissent à chaque instant, ce qui permet un courant plus intense.

COMPRENDRE
La surface de contact est un facteur cinétique des réactions qui se produisent à une interface : plus elle est grande, plus la transformation est rapide.

2.1.1 Calculer la quantité de matière $n_R(\mathrm{H_2})$ de dihydrogène contenue dans le réservoir plein, puis le volume V_0 de dihydrogène, pris dans les conditions normales de pression et de température, qu'il a fallu comprimer.

Données utiles $m(\mathrm{H_2}) = 3{,}0$ kg ; $M(\mathrm{H}) = 1{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$; $R = 8{,}314\ \mathrm{J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}}$; $P_0 = 1{,}01 \times 10^5$ Pa ; $T_0 = 273$ K

$$M(\mathrm{H_2}) = 2 \times 1{,}0 = 2{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$$

$$n_R(\mathrm{H_2}) = \frac{m(\mathrm{H_2})}{M(\mathrm{H_2})} = \frac{3{,}0 \times 10^3}{2{,}0} = 1{,}5 \times 10^3\ \mathrm{mol}$$

Loi des gaz parfaits dans les conditions normales : $P_0\,V_0 = n_R(\mathrm{H_2})\,R\,T_0$, donc

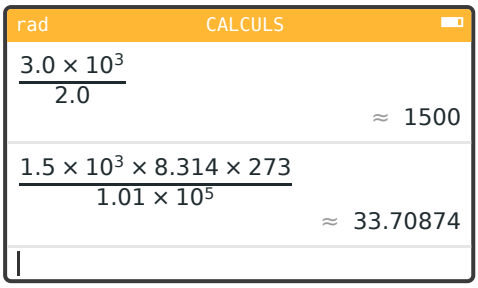
$$V_0 = \frac{n_R(\mathrm{H_2})\,R\,T_0}{P_0} = \frac{1{,}5 \times 10^3 \times 8{,}314 \times 273}{1{,}01 \times 10^5} = 34\ \mathrm{m^3}$$

$n_R(\mathrm{H_2}) = 1{,}5 \times 10^3$ mol ; $V_0 = 34\ \mathrm{m^3}$ (soit $3{,}4 \times 10^4$ L)

PIÈGE
La masse se convertit en grammes ($3{,}0 \times 10^3$ g) et la masse molaire est celle de la molécule $\mathrm{H_2}$. Avec P_0 en pascals, la loi des gaz parfaits donne V_0 en $\mathrm{m^3}$, pas en litres.

COMPRENDRE
La masse 3,0 kg n'a que deux chiffres significatifs : les résultats en ont deux. Ces $34\ \mathrm{m^3}$ tiennent dans un réservoir de 15,0 L, d'où la très forte pression de stockage.

À LA CALCULATRICE



2.1.2 Quelle est la relation entre la quantité de matière $n_C(\mathrm{H_2})$ disponible pour chaque cellule élémentaire et $n_R(\mathrm{H_2})$?

Le dihydrogène du réservoir se répartit également entre les 170 cellules identiques.

$$n_C(\mathrm{H_2}) = \frac{n_R(\mathrm{H_2})}{170}$$

COMPRENDRE
Les cellules sont en série : le même courant les traverse toutes, donc chacune consomme la même quantité de dihydrogène pendant la même durée.

2.2.1 Donner l'expression de la quantité d'électricité Q échangée par une cellule élémentaire pendant une durée Δt.

Le courant a une intensité I constante :

$$Q = I\,\Delta t$$

COMPRENDRE
Q s'exprime en coulombs, avec I en ampères et Δt en secondes : $1\ \mathrm{C} = 1\ \mathrm{A}\cdot\mathrm{s}$.

2.2.2 Donner l'expression de Q en fonction de la quantité de matière d'électrons échangés $n(\mathrm{e^-})$, de N_A et de e.

Le nombre d'électrons échangés est $N = n(\mathrm{e^-})\,N_A$ et chacun porte, en valeur absolue, la charge e.

$$Q = n(\mathrm{e^-})\,N_A\,e$$

COMPRENDRE
Le produit $N_A\,e$ est la charge d'une mole d'électrons, soit $9{,}6\times10^4\ \mathrm{C\cdot mol^{-1}}$ avec les données : c'est la constante de Faraday.

2.2.3 Donner, en la justifiant, la relation entre la quantité de matière d'électrons échangés $n(\mathrm{e^-})$ et la quantité de matière $n_C(\mathrm{H_2})$.

D'après la demi-équation (1), $\mathrm{H_2} = 2\,\mathrm{H^+} + 2\,\mathrm{e^-}$: une mole de dihydrogène consommée libère deux moles d'électrons.

$$n(\mathrm{e^-}) = 2\,n_C(\mathrm{H_2})$$

PIÈGE
Le coefficient 2 vient de la demi-équation de l'électrode à dihydrogène, pas du « $2\,\mathrm{H_2}$ » de l'équation de fonctionnement, qui met en jeu 4 électrons pour 2 molécules.

2.3.1 Montrer que $\Delta t = \dfrac{2\,n_C(\mathrm{H_2})\,N_A\,e}{I}$.

On égale les deux expressions de Q (2.2.1 et 2.2.2) : $I\,\Delta t = n(\mathrm{e^-})\,N_A\,e$.

Avec $n(\mathrm{e^-}) = 2\,n_C(\mathrm{H_2})$ (2.2.3) : $I\,\Delta t = 2\,n_C(\mathrm{H_2})\,N_A\,e$.

$$\Delta t = \frac{2\,n_C(\mathrm{H_2})\,N_A\,e}{I}$$

MÉTHODE
Pour toute pile : écrire Q de deux façons ($I\,\Delta t$ et $n(\mathrm{e^-})\,N_A\,e$), puis relier $n(\mathrm{e^-})$ au réactif grâce à la demi-équation.

2.3.2 Calculer la durée théorique Δt de fonctionnement de la pile.

Données utiles $n_R(\mathrm{H_2}) = 1{,}5 \times 10^3$ mol (2.1.1) ; $n_C(\mathrm{H_2}) = \dfrac{n_R(\mathrm{H_2})}{170}$ (2.1.2) ; $N_A = 6{,}0 \times 10^{23}\ \mathrm{mol^{-1}}$; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ; $I = 120$ A

Avec $n_C(\mathrm{H_2}) = \dfrac{n_R(\mathrm{H_2})}{170}$: $\Delta t = \dfrac{2\, n_R(\mathrm{H_2})\, N_A\, e}{170\, I}$

$$\Delta t = \frac{2 \times 1{,}5 \times 10^3 \times 6{,}0 \times 10^{23} \times 1{,}6 \times 10^{-19}}{170 \times 120} = 1{,}4 \times 10^4 \text{ s}$$

En heures : $\Delta t = \dfrac{1{,}4 \times 10^4}{3600} = 3{,}9$ h.

$\boxed{\Delta t = 1{,}4 \times 10^4 \text{ s} \approx 3{,}9 \text{ h}}$

PIÈGE

Utiliser $n_R(\mathrm{H_2})$ à la place de $n_C(\mathrm{H_2})$, donc oublier la division par 170, donne une durée 170 fois trop grande (près de 28 jours).

COMPRENDRE

Durée théorique : elle suppose que tout le dihydrogène du réservoir est consommé, sans aucune perte, avec un courant constant de 120 A.

À LA CALCULATRICE

