Spécialité : Les "éponges" à hydrogène, une révolution

Bac S 2017 Inde (Pondichéry) (ancien programme) · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 50 min**

1 Écrire les demi-équations électroniques des réactions à l'anode et à la cathode de la pile à combustible, puis en déduire l'équation de la réaction globale.

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

D'après le document 2, les réactifs sont le dihydrogène et le dioxygène, et il se forme de l'eau.

À l'anode, siège d'une oxydation, le réducteur H_2 est oxydé :

$$H_2(g) = 2\,H^+(aq) + 2\,e^-$$

À la cathode, siège d'une réduction, l'oxydant O_2 est réduit :

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

On multiplie la première demi-équation par 2 pour échanger 4 électrons de part et d'autre, puis on additionne ; les ions H^+ se simplifient.

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(l)$$

COMPRENDRE
Les ions H^+ produits à l'anode traversent la membrane polymère et sont consommés à la cathode : c'est l'« échange de protons » du document 2.

MÉTHODE
Anode et oxydation commencent par une voyelle, cathode et réduction par une consonne. Avant d'additionner, on égalise le nombre d'électrons cédés et captés : aucun électron ne doit rester dans l'équation globale.

2 Les signes des pôles de la pile indiqués sur le schéma du document 2 sont-ils corrects ? Justifier.

Du côté de l'arrivée de H_2 (anode), l'oxydation du dihydrogène libère des électrons. Ces électrons partent dans le circuit extérieur : l'anode est donc la borne négative de la pile.

Du côté de l'arrivée de O_2 (cathode), la réduction du dioxygène consomme des électrons, qui arrivent par le circuit extérieur : la cathode est la borne positive.

Sur le schéma, le signe $-$ est du côté de l'anode (H_2) et le signe $+$ du côté de la cathode (O_2).

Les signes des pôles indiqués sur le schéma sont corrects.

PIÈGE
Répondre « oui » sans raisonner sur le sens de déplacement des électrons. La justification attendue relie chaque borne à la réaction qui s'y déroule.

COMPRENDRE
Dans le circuit extérieur d'une pile, les électrons vont de la borne $-$ vers la borne $+$; le courant circule en sens inverse.

3 Combien de galettes d'hydrure de magnésium de 760 g faut-il prévoir pour assurer une autonomie de 10 heures au véhicule prototype ? Commenter le résultat et expliquer l'intérêt de ce type de stockage.

Données utiles $I = 200$ A ; $\Delta t = 10$ h ; $F = 9{,}65 \times 10^4$ C $\cdot$ mol^{-1} ; $Q = n(\mathrm{e^-}) \times F = I \times \Delta t$; $M(\mathrm{H}) = 1{,}0$ g $\cdot$ mol^{-1} ; $M(\mathrm{Mg}) = 24{,}3$ g $\cdot$ mol^{-1} ; pression d'alimentation $P = 0{,}3$ MPa ; $\%m(\mathrm{H_2}) = 0{,}546 + 0{,}0165 \times T$; $m_{\text{galette}} = 760$ g

Étape 1 : masse de dihydrogène consommée en 10 h.

Durée : $\Delta t = 10 \times 3600 = 3{,}6 \times 10^4$ s.

Quantité d'électrons échangés : $n(\mathrm{e^-}) = \dfrac{I \times \Delta t}{F}$.

D'après $\mathrm{H_2} = 2\,\mathrm{H^+} + 2\,\mathrm{e^-}$, une mole de dihydrogène cède deux moles d'électrons : $n(\mathrm{H_2}) = \dfrac{n(\mathrm{e^-})}{2} = \dfrac{I \times \Delta t}{2F}$.

$$n(\mathrm{H_2}) = \frac{200 \times 3{,}6 \times 10^4}{2 \times 9{,}65 \times 10^4} = 37{,}3 \text{ mol}$$

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

$$m(\mathrm{H_2}) = n(\mathrm{H_2}) \times M(\mathrm{H_2}) = 37{,}3 \times 2{,}0 = 74{,}6 \text{ g}$$

Étape 2 : masse de dihydrogène libérée par une galette.

La pile demande une pression d'alimentation de 0,3 MPa. Sur le graphique 2, cette pression d'équilibre est atteinte pour $T = 320$ °C : la galette doit être chauffée à cette température.

À 320 °C, la droite du graphique 1 donne :

$$\%m(\mathrm{H_2}) = 0{,}546 + 0{,}0165 \times 320 = 5{,}83\ \%$$

$$m_{\mathrm{H_2\ libéré}} = \frac{\%m(\mathrm{H_2}) \times m_{\text{galette}}}{100} = \frac{5{,}83 \times 760}{100} = 44{,}3 \text{ g par galette}$$

Étape 3 : nombre de galettes.

$$N = \frac{74{,}6}{44{,}3} = 1{,}7$$

Une galette ne suffit pas et les galettes sont entières : il faut arrondir à l'entier supérieur.

Commentaire. Le résultat est plausible : l'hydrure $\mathrm{MgH_2}$ contient au plus $\dfrac{2 \times 1{,}0}{24{,}3 + 2 \times 1{,}0} \times 100 = 7{,}6\ \%$ d'hydrogène en masse, et l'on en récupère 5,83 %, valeur inférieure. Deux galettes ne pèsent que $2 \times 760 = 1520$ g, soit environ 1,5 kg pour 10 h de fonctionnement : c'est très peu pour un véhicule. Limite : il faut chauffer les galettes à 320 °C, ce qui consomme de l'énergie.

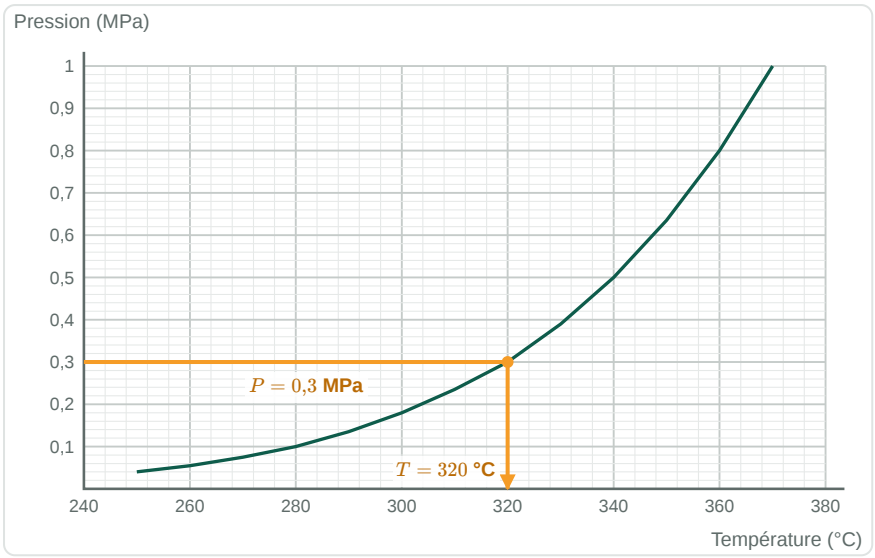
Intérêt. Le dihydrogène est stocké dans un solide compact et léger, sous faible pression (inutile de le comprimer dans des bouteilles à haute pression) ; l'absorption-désorption est totalement réversible, donc la galette est réutilisable. On gagne en autonomie sans alourdir le véhicule.

Il faut prévoir **2 galettes** de 760 g pour 10 h d'autonomie.

PIÈGE
Calculer le pourcentage massique à une température quelconque. C'est la pression exigée par la pile (0,3 MPa) qui impose 320 °C. Ne pas arrondir 1,7 à l'entier inférieur ni oublier le facteur 2 entre électrons et dihydrogène.

COMPRENDRE
Les données (I, Δt) ont deux ou trois chiffres significatifs ; les intermédiaires sont gardés à trois chiffres, mais la réponse finale est un nombre entier de galettes.

MÉTHODE
Résolution de problème : partir de la grandeur demandée et remonter. Nombre de galettes = masse de $\mathrm{H_2}$ nécessaire (pile, $Q = I\,\Delta t$) ÷ masse fournie par galette (graphiques 2 puis 1).



3 · Graphique 2 du sujet : lecture de la température pour P = 0,3 MPa

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$$\frac{200 \times 10 \times 3600}{2 \times 9.65 \times 10^4} \approx 37.3057$$

$$\frac{200 \times 10 \times 3600}{2 \times 9.65 \times 10^4} \times 2.0 \approx 74.6114$$

$$0.546 + 0.0165 \times 320 \approx 5.826$$

$$\frac{5.826 \times 760}{100} \approx 44.2776$$

$$\frac{74.61}{44.28} \approx 1.684959$$

$$\frac{2 \times 1.0}{24.3 + 2 \times 1.0} \times 100 \approx 7.604563$$