Spécialité : Du soleil en bouteille

Bac S 2020 Nouvelle-Calédonie (ancien programme) · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 55 min**

1 Montrer que l'énergie électrique reçue quotidiennement par l'électrolyseur est d'environ $E_{\text{électrolyseur}} = 2{,}0$ GJ.

Données utiles énergie solaire reçue par jour : 15 MJ par m² ; $S = 3\,700\ \text{m}^2$; rendement des panneaux : $12\,\%$; part reçue par l'électrolyseur : $30\,\%$

Énergie solaire reçue en un jour par les panneaux : $E_{\text{sol}} = 15 \times 10^6 \times 3\,700 = 5{,}55 \times 10^{10}$ J.

Les panneaux en convertissent $12\,\%$ en énergie électrique, et l'électrolyseur reçoit $30\,\%$ de cette énergie électrique :

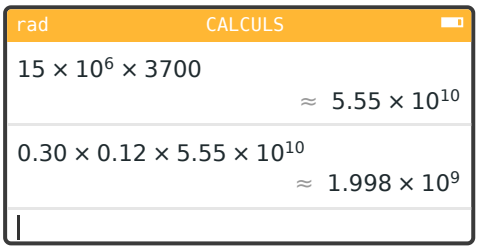
$$E_{\text{électrolyseur}} = 0{,}30 \times 0{,}12 \times E_{\text{sol}} = 0{,}30 \times 0{,}12 \times 5{,}55 \times 10^{10}$$

$E_{\text{électrolyseur}} = 2{,}0 \times 10^9$ J $= 2{,}0$ GJ par jour, la valeur attendue.

PIÈGE
Deux pourcentages s'enchaînent : $12\,\%$ (rendement) puis $30\,\%$ (part de l'électrolyseur). Appliquer $70\,\%$, la part du réseau, donne $4{,}7$ GJ.

COMPRENDRE
Les données ont deux chiffres significatifs (15 MJ, $12\,\%$, $30\,\%$) : le résultat $1{,}998 \times 10^9$ J s'écrit $2{,}0 \times 10^9$ J. Rappel : 1 MJ $= 10^6$ J et 1 GJ $= 10^9$ J.

À LA CALCULATRICE



2 Établir le sens de circulation des électrons et du courant entre le panneau photovoltaïque et la cellule d'électrolyse. En déduire l'électrode reliée à la borne positive du panneau.

Données utiles électrode 1 : $2\,H_2O\,(l) \longrightarrow O_2\,(g) + 4\,H^+\,(aq) + 4\,e^-$; électrode 2 : $2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2\,(g)$

À l'électrode 1, la réaction libère des électrons (oxydation de l'eau) : les électrons quittent l'électrode 1 par le fil et vont vers le panneau.

À l'électrode 2, la réaction consomme des électrons (réduction des ions H^+) : les électrons arrivent du panneau par le fil.

Dans les fils, les électrons circulent donc de l'électrode 1 vers l'électrode 2, en passant par le panneau.

Le courant a le sens inverse de celui des électrons : dans les fils, il va de l'électrode 2 vers l'électrode 1 en passant par le panneau. Il sort donc du panneau du côté de l'électrode 1.

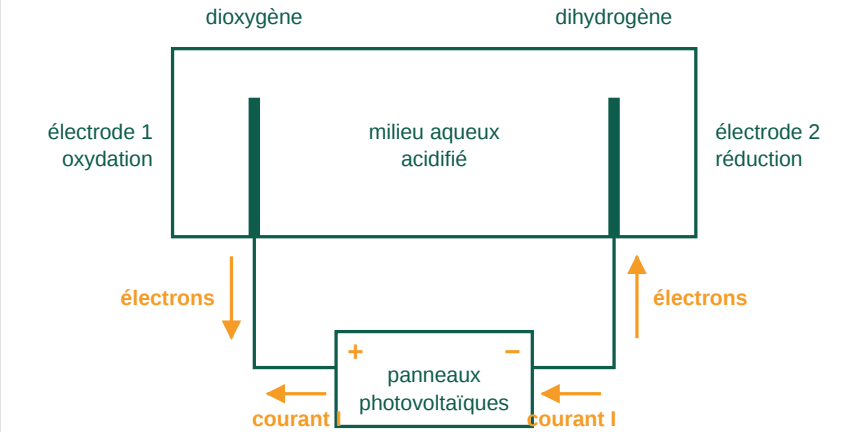
Or, à l'extérieur d'un générateur, le courant sort par la borne positive.

La borne positive du panneau est reliée à l'**électrode 1** (les électrons vont de l'électrode 1 vers le panneau, le courant du panneau vers l'électrode 1).

PIÈGE
Raisonner comme pour une pile. Dans un électrolyseur, la transformation est forcée par le générateur : l'électrode où a lieu l'oxydation (anode) est reliée à la borne positive.

COMPRENDRE
Dans la solution, aucun électron ne circule : le courant y est assuré par les ions. Le sens demandé concerne seulement les fils et le panneau.

MÉTHODE
Lire les demi-équations : des électrons à droite de la flèche, ils sont libérés et quittent l'électrode ; à gauche, ils sont consommés et y arrivent. Le courant a toujours le sens opposé.



2 · Sens des électrons et du courant dans les fils

P Problème. Estimer la durée nécessaire pour remplir complètement, avec du dihydrogène, une citerne initialement vide pouvant stocker l'équivalent de $1\,400\ \text{m}^3$ de dihydrogène à $20\ ^\circ\text{C}$ sous $1{,}013 \times 10^5$ Pa.

Données utiles $V = 1\,400\ \text{m}^3$; $V_m = 24{,}0\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$; charge d'une mole d'électrons : $96\,500$ C ; $U = 2{,}0$ V ; $I = \dfrac{Q}{\Delta t}$; $P = U\,I$; $E_{\text{électrolyseur}} = 2{,}0 \times 10^9$ J par jour (question 1)

Démarche. On calcule l'énergie électrique nécessaire pour produire tout le dihydrogène de la citerne, puis on la compare à l'énergie reçue chaque jour par l'électrolyseur.

1. Quantité de dihydrogène à produire. Le volume est donné dans les conditions où $V_m = 24{,}0\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$, avec $V = 1\,400\ \text{m}^3 = 1{,}400 \times 10^6$ L :

$$n(\text{H}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{1{,}400 \times 10^6}{24{,}0} = 5{,}83 \times 10^4\ \text{mol}$$

2. Quantité d'électrons. D'après $2\,\text{H}^+\,(\text{aq}) + 2\,\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\,(\text{g})$, il faut deux moles d'électrons par mole de dihydrogène :

$$n(\text{e}^-) = 2\,n(\text{H}_2) = 1{,}17 \times 10^5\ \text{mol}$$

3. Charge électrique. Une mole d'électrons porte $96\,500$ C :

$$Q = n(\text{e}^-) \times 96\,500 = 1{,}126 \times 10^{10}\ \text{C}$$

4. Énergie électrique nécessaire. $E = P\,\Delta t = U\,I\,\Delta t$ et $I\,\Delta t = Q$, donc

$$E = U\,Q = 2{,}0 \times 1{,}126 \times 10^{10} = 2{,}25 \times 10^{10}\ \text{J}$$

5. Durée. L'électrolyseur reçoit $2{,}0 \times 10^9$ J par jour :

$$\Delta t = \frac{E}{E_{\text{électrolyseur}}} = \frac{2{,}25 \times 10^{10}}{2{,}0 \times 10^9} \approx 11\ \text{jours}$$

Regard critique. Ce résultat est cohérent avec le texte, qui annonce un remplissage « en quelques jours ». On a supposé un ensoleillement moyen chaque jour et une électrolyse sans perte (toute la charge sert à produire du dihydrogène) : la durée réelle est un peu plus longue.

Il faut environ $\Delta t \approx 11$ jours pour remplir la citerne.

PIÈGE
Oublier le facteur 2 entre électrons et dihydrogène (on trouve alors 5,6 jours), ou laisser le volume en m³ alors que le volume molaire est en litres par mole.

COMPRENDRE
Vérification par un autre chemin : en un jour, $Q = \dfrac{E}{U} = 1{,}0 \times 10^9$ C, soit $5{,}2 \times 10^3$ mol de dihydrogène, donc $124\ \text{m}^3$ par jour ; $1\,400 \div 124 \approx 11$ jours.

MÉTHODE
Résolution de problème : annoncer la démarche, numéroter les étapes, donner chaque relation littérale avant le calcul, puis critiquer le résultat et les hypothèses. La démarche est notée même si le calcul n'aboutit pas.

À LA CALCULATRICE

