Recharge des voitures électriques

Bac 2025 Amérique du Sud Jour 1 · Exercice 2 **5 points** **Durée conseillée 53 min**

Q1 Rappeler la définition d'un catalyseur.

Un catalyseur est une espèce chimique qui augmente la vitesse d'une transformation sans figurer dans l'équation de la réaction : il est consommé puis régénéré, donc on le retrouve intact à la fin.

COMPRENDRE
Le catalyseur ne change pas l'état final : il permet seulement de l'atteindre plus vite. Ici il doit aussi être sélectif, c'est-à-dire favoriser une seule des transformations possibles.

Q2 Montrer que dans un volume de 1,0 L, la quantité d'éthanol présente est voisine de 17 moles.

Données utiles $d_{\text{éthanol}} = 0{,}789$; $\rho_{\text{eau}} = 1{,}00\ \text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$; $M(\text{C}) = 12{,}0$, $M(\text{H}) = 1{,}0$, $M(\text{O}) = 16{,}0\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masse volumique de l'éthanol : $\rho_{\text{éthanol}} = d_{\text{éthanol}} \times \rho_{\text{eau}} = 0{,}789\ \text{g}\cdot\text{cm}^{-3} = 789\ \text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Masse molaire de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$: $M = 2\times 12{,}0 + 6\times 1{,}0 + 16{,}0 = 46{,}0\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

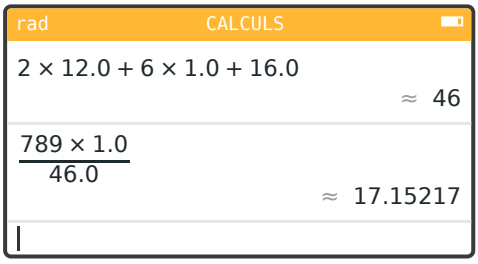
$$n_{\text{éthanol}} = \frac{m}{M} = \frac{\rho_{\text{éthanol}} \times V}{M} = \frac{789\times 1{,}0}{46{,}0} = 17{,}2\ \text{mol}$$

$n_{\text{éthanol}} = 17{,}2\ \text{mol}$, valeur bien voisine de 17 mol.

PIÈGE
Garder $0{,}789\ \text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ avec un volume en litres : il faut convertir, $1\ \text{L} = 1000\ \text{cm}^3$. Ne pas oublier non plus l'hydrogène du groupe OH : l'éthanol compte six atomes H.

COMPRENDRE
La densité est sans unité : $d = \rho/\rho_{\text{eau}}$. Le volume est donné avec deux chiffres significatifs, d'où l'arrondi à 17 mol dans l'énoncé.

À LA CALCULATRICE



Q3 En déduire la quantité de dihydrogène obtenue lors du vaporeformage d'un litre d'éthanol, la vapeur d'eau étant en excès.

Données utiles $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}\,(\text{l}) + 3\,\text{H}_2\text{O}\,(\text{g}) \longrightarrow 6\,\text{H}_2\,(\text{g}) + 2\,\text{CO}_2\,(\text{g})$; $n_{\text{éthanol}} = 17{,}2\ \text{mol}$ (Q2)

L'eau est en excès et la conversion est totale : l'éthanol est le réactif limitant, il est entièrement consommé.

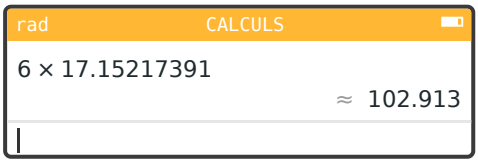
D'après l'équation, une mole d'éthanol donne six moles de dihydrogène :

$$n(\text{H}_2) = 6 \times n_{\text{éthanol}} = 6 \times 17{,}2 = 103\ \text{mol}$$

$n(\text{H}_2) = 103\ \text{mol} \approx 1{,}0\times 10^2\ \text{mol}$

MÉTHODE
Pour une transformation totale, on écrit $\frac{n(\text{produit})}{\text{son coefficient}} = \frac{n(\text{réactif limitant})}{\text{son coefficient}}$: ici $\frac{n(\text{H}_2)}{6} = \frac{n_{\text{éthanol}}}{1}$.

À LA CALCULATRICE



Q4 Établir l'équation de la réaction électrochimique modélisant la transformation à l'électrode 2.

À l'électrode 2, le dioxygène de l'air est transformé en ions oxyde O^{2-}.

Conservation de l'élément oxygène : O_2 donne $2\,O^{2-}$. Conservation de la charge : il faut 4 électrons du côté des réactifs.

$$O_2 + 4\,e^- \longrightarrow 2\,O^{2-}$$

PIÈGE
Équilibrer avec H_2O et H^+ comme en solution aqueuse. L'électrolyte est ici un oxyde solide : le sujet indique que l'espèce formée est l'ion oxyde, il suffit d'ajuster les électrons.

Q5 En déduire que l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile est $2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,H_2O\,(g)$.

Données utiles électrode 1 : $H_2 + O^{2-} \longrightarrow H_2O + 2\,e^-$; électrode 2 : $O_2 + 4\,e^- \longrightarrow 2\,O^{2-}$ (Q4)

Les électrons libérés à l'électrode 1 sont ceux captés à l'électrode 2 : on multiplie la première équation par 2 pour échanger 4 électrons.

$$2\,H_2 + 2\,O^{2-} \longrightarrow 2\,H_2O + 4\,e^-$$

$$O_2 + 4\,e^- \longrightarrow 2\,O^{2-}$$

On additionne membre à membre ; les $4\,e^-$ et les $2\,O^{2-}$ se simplifient :

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

COMPRENDRE
Aucun électron ne doit rester dans l'équation de fonctionnement. Les ions O^{2-} disparaissent aussi : ils sont formés à une électrode et consommés à l'autre, après avoir traversé l'électrolyte.

Q6 Indiquer, en justifiant, la polarité des deux électrodes de cette pile et les nommer.

Électrode 1 : $H_2 + O^{2-} \longrightarrow H_2O + 2\,e^-$. Le dihydrogène cède des électrons : c'est une oxydation, l'électrode 1 est l'**anode**. Les électrons en sortent vers le circuit extérieur : c'est le **pôle négatif**.

Électrode 2 : $O_2 + 4\,e^- \longrightarrow 2\,O^{2-}$. Le dioxygène capte des électrons : c'est une réduction, l'électrode 2 est la **cathode**. Les électrons y arrivent : c'est le **pôle positif**.

Électrode 1 : anode, pôle $-$. Électrode 2 : cathode, pôle $+$.

COMPRENDRE
Le déplacement des ions confirme la polarité : les anions O^{2-} migrent dans l'électrolyte vers l'anode, de l'électrode 2 vers l'électrode 1, comme sur la figure 1.

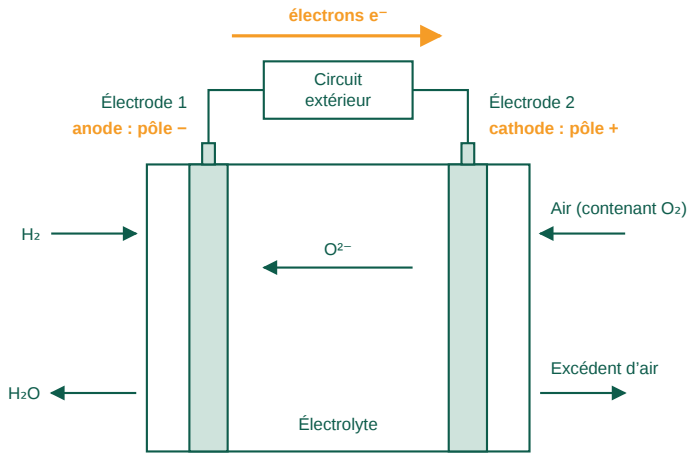
MÉTHODE
Dans une pile, les électrons quittent toujours l'électrode où a lieu l'oxydation (anode, pôle $-$) et rejoignent celle où a lieu la réduction (cathode, pôle $+$).

Q7 Sur le document-réponse 1, indiquer cette polarité ainsi que le nom et le sens de circulation des porteurs de charge à l'extérieur de la pile.

À l'extérieur de la pile, les porteurs de charge sont les **électrons**. Ils circulent dans les fils et le circuit extérieur de l'électrode 1 (pôle $-$) vers l'électrode 2 (pôle $+$).

Électrons : de l'électrode 1 vers l'électrode 2 par le circuit extérieur (voir le document-réponse complété).

PIÈGE
Confondre le sens des électrons et celui du courant. Le courant I sort du pôle $+$ et parcourt le circuit extérieur de l'électrode 2 vers l'électrode 1, en sens inverse des électrons.



Q7 · Document-réponse 1 complété : polarité et sens de circulation des électrons

Q8 Montrer que la valeur maximale de la capacité électrique de la pile utilisant 1,0 L d'éthanol est $Q_{\max} = 2{,}0 \times 10^7$ C.

Données utiles $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $n(\text{H}_2) = 103$ mol (Q3) ; électrode 1 : $\text{H}_2 + \text{O}^{2-} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\,\text{e}^-$

La capacité est maximale quand tout le dihydrogène produit par 1,0 L d'éthanol est consommé.

D'après l'équation à l'électrode 1, chaque mole de H_2 libère deux moles d'électrons : $n(\text{e}^-) = 2 \times n(\text{H}_2)$.

La charge d'une mole d'électrons est la constante de Faraday $\mathcal{F}$, donc :

$$Q_{\max} = n(\text{e}^-) \times \mathcal{F} = 2 \times n(\text{H}_2) \times \mathcal{F}$$

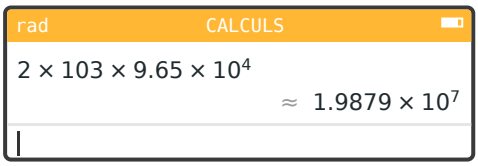
$$Q_{\max} = 2 \times 103 \times 9{,}65 \times 10^4 = 1{,}99 \times 10^7\ \text{C}$$

$Q_{\max} = 1{,}99 \times 10^7$ C $\approx 2{,}0 \times 10^7$ C, valeur attendue.

PIÈGE
Oublier le facteur 2 : c'est la quantité d'électrons échangés, et non celle de dihydrogène, qui se multiplie par $\mathcal{F}$.

COMPRENDRE
$\mathcal{F} = N_A \times e$: on trouve le même résultat avec $Q_{\max} = n(\text{e}^-) \times N_A \times e$. Avec $n_{\text{éthanol}} = 17$ mol, on obtient encore $2{,}0 \times 10^7$ C.

À LA CALCULATRICE



Q9 Estimer le nombre de véhicules électriques équipés de batteries de 40 kW·h que l'on peut recharger à partir d'un volume de 30 m³ d'éthanol, le rendement de la pile étant voisin de 70 %.

Données utiles $Q_{\max} = 2{,}0 \times 10^7$ C pour 1,0 L (Q8) ; $U = 1{,}0$ V ; $E = Q \cdot U$; $1\ \text{W} \cdot \text{h} = 3600$ J

Volume d'éthanol : $V = 30\ \text{m}^3 = 3{,}0 \times 10^4$ L. La capacité est proportionnelle au volume d'éthanol :

$Q = 3{,}0 \times 10^4 \times 2{,}0 \times 10^7 = 6{,}0 \times 10^{11}$ C

Énergie maximale stockée : $E = Q \cdot U = 6{,}0 \times 10^{11} \times 1{,}0 = 6{,}0 \times 10^{11}$ J

Énergie réellement fournie, avec un rendement de 70 % : $E_{\text{utile}} = 0{,}70 \times 6{,}0 \times 10^{11} = 4{,}2 \times 10^{11}$ J

Énergie d'une batterie : $E_{\text{bat}} = 40\ \text{kW} \cdot \text{h} = 40 \times 10^3 \times 3600 = 1{,}44 \times 10^8$ J

$$N = \frac{E_{\text{utile}}}{E_{\text{bat}}} = \frac{4{,}2 \times 10^{11}}{1{,}44 \times 10^8} = 2{,}9 \times 10^3$$

On peut recharger environ $2{,}9 \times 10^3$ véhicules, soit près de 3000.

PIÈGE
Trois oublis fréquents : convertir $30\ \text{m}^3$ en litres ($1\ \text{m}^3 = 1000$ L), convertir les kW·h en joules, et appliquer le rendement à l'énergie de la pile, non à celle de la batterie.

MÉTHODE
Question ouverte : annoncer le plan (charge, énergie, rendement, comparaison), puis une ligne par étape avec son unité. Le résultat est un ordre de grandeur : deux chiffres significatifs suffisent.

À LA CALCULATRICE

