Pile à combustible

Bac S 2003 Centres étrangers (ancien programme) · Exercice 3 **2,5 points** **Durée conseillée 26 min**

1.1 Quelle est la nature des porteurs de charges à l'extérieur de la pile ?

À l'extérieur de la pile, le circuit est fait de conducteurs métalliques (fils, moteur).

Les porteurs de charges y sont des **électrons**.

COMPRENDRE
Dans l'électrolyte, ce sont des ions qui assurent le passage du courant (ici surtout les ions H^+) : aucun électron ne traverse la solution.

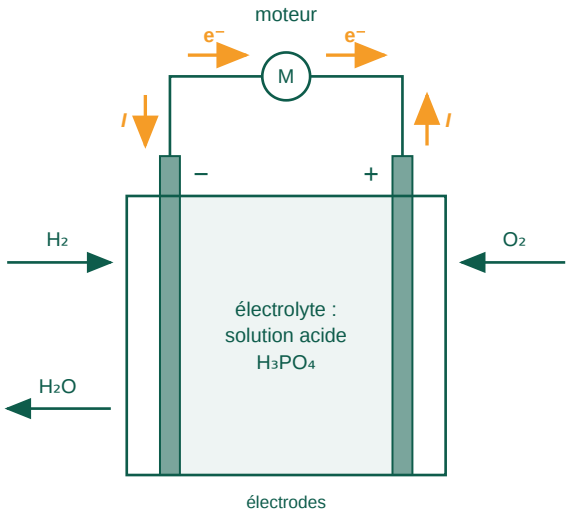
1.2 Légender le schéma de la pile (annexe 1) : sens conventionnel du courant I et sens de circulation des porteurs de charges à l'extérieur de la pile.

À l'extérieur de la pile, le courant I sort par la borne $+$, traverse le moteur et rentre par la borne $-$.

Les électrons, chargés négativement, circulent en sens inverse du courant.

Courant I : de la borne $+$ vers la borne $-$; électrons : de la borne $-$ vers la borne $+$, à travers le moteur.

PIÈGE
Dessiner les deux flèches dans le même sens. Le sens conventionnel du courant est celui de charges positives : il est toujours opposé au déplacement des électrons.



e⁻ : sens de circulation des électrons · I : sens conventionnel du courant

1.2 · Annexe 1 complétée : en orange, ce que l'élève ajoute

2.1 Écrire les demi-équations électroniques pour chaque couple mis en jeu, quand la pile débite.

Les électrons quittent la borne $-$, alimentée en dihydrogène : H_2 y est oxydé.

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

Les électrons arrivent à la borne $+$, alimentée en dioxygène : O_2 y est réduit.

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

$H_2 = 2\,H^+ + 2\,e^-$ (oxydation) et $O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^- = 2\,H_2O$ (réduction)

MÉTHODE
Pour équilibrer en milieu acide : d'abord l'élément principal, puis l'oxygène avec H_2O, l'hydrogène avec H^+, enfin les charges avec des électrons.

2.2 En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation ayant lieu dans la cellule de réaction.

Il faut autant d'électrons cédés que d'électrons captés : on multiplie la première demi-équation par 2, puis on additionne.

$2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) + 4\,H^+\,(aq) \longrightarrow 4\,H^+\,(aq) + 2\,H_2O\,(l)$

Les ions H^+ se simplifient.

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

COMPRENDRE
Le seul produit est l'eau : c'est pourquoi le texte qualifie cette pile de non polluante. Aucun électron ne doit rester dans l'équation finale.

3.1 Parmi les espèces chimiques présentes dans les couples, laquelle constitue le « combustible » au sens de l'énoncé ? Justifier en définissant la réaction de réduction.

Une réduction est un gain d'électrons par un oxydant, qui se transforme alors en son réducteur conjugué.

Ici, c'est le dioxygène qui capte des électrons :
$O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^- = 2\,H_2O$.

Avec la définition donnée par l'énoncé, le réactif réduit est le **dioxygène** O_2.

COMPRENDRE
L'énoncé emploie le mot à contre-sens. Dans le vocabulaire usuel, le combustible est le dihydrogène, qui est oxydé ; le dioxygène, qui est réduit, est le comburant. On répond ici selon la définition imposée, en le signalant.

3.2 Préciser le nom de l'électrode où se produit la réduction. Cette électrode est-elle le pôle positif ou négatif de la pile ?

L'électrode où a lieu une réduction s'appelle la cathode.

La réduction consomme des électrons : ils arrivent à cette électrode par le circuit extérieur, donc le courant en sort.

La réduction a lieu à la **cathode**, qui est le **pôle positif** de la pile.

PIÈGE
Retenir « cathode = pôle négatif ». C'est vrai pour une électrolyse, pas pour une pile. La seule définition sûre : réduction à la cathode, oxydation à l'anode.

4.1 Calculer la quantité de matière $n(H_2)$ correspondant à 1,5 kg de dihydrogène, puis le volume $V(H_2)$ en mètre cube.

Données utiles $m(H_2) = 1{,}5$ kg ; $M(H) = 1{,}0\ g \cdot mol^{-1}$; $V_m = 24\ L \cdot mol^{-1}$

$M(H_2) = 2 \times 1{,}0 = 2{,}0\ g \cdot mol^{-1}$ et $m(H_2) = 1{,}5 \times 10^3$ g.

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{1{,}5 \times 10^3}{2{,}0} = 7{,}5 \times 10^2\ mol$$

$$V(H_2) = n(H_2) \times V_m = 7{,}5 \times 10^2 \times 24 = 1{,}8 \times 10^4\ L$$

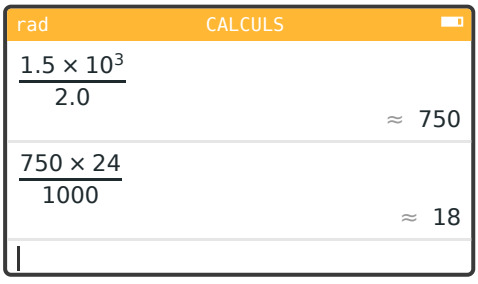
Comme $1\ m^3 = 10^3\ L$:

$$n(H_2) = 7{,}5 \times 10^2\ mol \text{ et } V(H_2) = 18\ m^3$$

PIÈGE
Laisser la masse en kilogramme alors que M est en $g \cdot mol^{-1}$, ou prendre $M(H) = 1{,}0$ au lieu de $M(H_2) = 2{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme la masse (1,5 kg) et le volume molaire (24) : on n'écrit pas 18 000 L, mais $1{,}8 \times 10^4$ L.

À LA CALCULATRICE



4.2 Justifier, à l'aide de la question 4.1, le fait que les piles à combustible ne soient pas encore utilisées dans les voitures.

Données utiles $V(\mathrm{H_2}) = 18\ \mathrm{m^3}$ (4.1)

Dans ces conditions, le dihydrogène nécessaire pour 250 km occupe $18\ \mathrm{m^3}$, soit bien plus que le volume de la voiture elle-même.

Le réservoir serait beaucoup trop encombrant : le stockage du dihydrogène gazeux à bord est le principal obstacle.

4.3 Proposer un moyen de réduire l'espace occupé par ce gaz, à température ambiante, pour la même quantité de matière. Justifier à l'aide de la loi des gaz parfaits.

D'après $PV = nRT$: $\quad V = \dfrac{nRT}{P}$.

La quantité n et la température T sont fixées, R est une constante : le volume est inversement proportionnel à la pression.

Il faut **comprimer** le gaz : en augmentant la pression P, le volume V diminue (réservoir sous haute pression).

COMPRENDRE

À n et T constants, le produit PV reste constant (loi de Mariotte) : une pression 100 fois plus grande ramènerait le volume à $0{,}18\ \mathrm{m^3}$, soit 180 L.

5.1 Calculer la charge électrique Q libérée en 24 heures par les piles de la navette.

Données utiles $I = 200\ \mathrm{A}$; $\Delta t = 24\ \mathrm{h}$

$$\Delta t = 24 \times 3600 = 8{,}64 \times 10^4\ \mathrm{s}$$

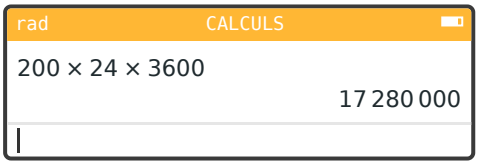
$$Q = I \times \Delta t = 200 \times 8{,}64 \times 10^4$$

$$Q = 1{,}73 \times 10^7\ \mathrm{C}$$

PIÈGE

Laisser la durée en heures : le coulomb est un ampère-seconde, Δt doit être en secondes.

À LA CALCULATRICE



5.2 En déduire la quantité de matière n_P des porteurs de charge ayant circulé en 24 heures, et la quantité de matière $n(\mathrm{H_2})$ de dihydrogène consommée.

Données utiles $Q = 1{,}73 \times 10^7$ C (5.1) ; $1\ F = 96\,500\ \mathrm{C \cdot mol^{-1}}$

Une mole d'électrons porte la charge F (en valeur absolue), donc $Q = n_P \times F$:

$$n_P = \frac{Q}{F} = \frac{1{,}73 \times 10^7}{96\,500} = 179\ \mathrm{mol}$$

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

$$n(\mathrm{H_2}) = \frac{n_P}{2} = \frac{179}{2} = 89{,}5\ \mathrm{mol}$$

$n_P = 179$ mol d'électrons et $n(\mathrm{H_2}) = 89{,}5$ mol

COMPRENDRE

Le faraday est la charge d'une mole d'électrons : $F = N_A \times e$. C'est lui qui relie la charge mesurée dans le circuit aux quantités de matière transformées aux électrodes.

À LA CALCULATRICE

