Exercice n°2 : (2,5 points) **Bac juin 2003 Afrique**

LA PILE À COMBUSTIBLE

Le principe des piles à combustible a été découvert par l'électrochimiste William Grove en 1839, mais leur utilisation réelle ne date que des années 1960, à l'occasion des programmes spatiaux de la NASA.

Ces piles alimentaient en électricité les ordinateurs de bord des vaisseaux Gemini et Appolo et fournissaient l'eau de consommation.

En effet, par comparaison aux piles salines et alcalines, les piles à combustible, type hydrogène-oxygène, présentent deux avantages: faire appel à des réactifs (dioxygène de l'air et dihydrogène) disponibles en grande quantité et être non polluantes car libérant de l'eau.

Le principe de fonctionnement est simple: la cellule de réaction est composée de deux électrodes séparées par un électrolyte (exemple: l'acide phosphorique H_3PO_4). Elle est alimentée en dihydrogène et en dioxygène en continu.

Le fonctionnement de la pile repose sur une réaction d'oxydoréduction au niveau des électrodes.

Données:

Masses molaires atomiques : $M(H) = 1,0\ g.mol^{-1}$
$M(O) = 16,0\ g.mol^{-1}$

Constante d'Avogadro: $N_A = 6,02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$

Charge électrique élémentaire: $e = 1,6 \times 10^{-19}\ C$

Faraday: $1\ F = 96500\ C.mol^{-1}$

1. Schéma de la pile à combustible

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

1.2. Légender le schéma de la pile (voir annexe N°1) en indiquant le sens conventionnel de circulation du courant électrique I et le sens de circulation des porteurs de charges, à l'extérieur de la pile (en ajoutant des flèches bien orientées). **(L'annexe complétée sera rendue avec la copie)**

2. Les couples d'oxydoréduction mis en jeu dans la réaction sont: $H^+_{(aq)}$ / $H_{2(g)}$ et $O_{2(g)}$ / $H_2O_{(l)}$

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

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

3. Le réactif qui est réduit est appelé le "combustible" de la pile.

3.1. Parmi les espèces chimiques présentes dans les couples, laquelle constitue le combustible? Justifier la réponse en définissant la réaction de réduction.

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?

4. Dans un véhicule motorisé fonctionnant grâce à une pile à combustible, on estime à 1,5 kg la masse de dihydrogène nécessaire pour parcourir 250 km.

4.1. Calculer la quantité de matière de dihydrogène $n(H_2)$ correspondant à cette masse, puis le volume de dihydrogène $V(H_2)$ en mètre-cube (m^3), dans les conditions où le volume molaire V_m est égal à 24 $L.mol^{-1}$.

4.2. Justifier le fait que les piles à combustible ne soient pas encore utilisées dans les voitures, en utilisant la réponse à la question 4.1.

4.3. Rappelons la loi des gaz parfaits: $P.V = n.R.T$ avec:

P (pression du gaz); V (volume du gaz); n (quantité de matière de gaz) ;
R (constante des gaz parfaits) ; T (température du gaz) .

Proposer un moyen de réduire l'espace occupé par ce gaz, à température ambiante, pour la quantité de matière n de gaz calculée précédemment. Justifier la réponse à l'aide de la loi précédente.

5. Dans la navette spatiale, les piles à combustibles débitent un courant d'intensité I = 200 A.

5.1. Calculer la charge électrique Q libérée en 24 heures.

5.2. En déduire la quantité de matière n_P des porteurs de charge, ayant circulé dans le circuit de la navette, pendant 24 heures et la quantité de matière $n(H_2)$ de dihydrogène consommée.

Annexe 1 : À rendre avec la copie

Schéma de la pile à combustible

