Mars 2005 Nouvelle Calédonie

EXERCICE II. LE DIHYDROGÈNE POUR LA PROTECTION DE L'ENVIRONNEMENT (6,5 Points)

Les parties 1 et 2 sont indépendantes

Le principe de la pile à combustible, une technique déjà ancienne, consiste à utiliser du dihydrogène pour stocker et transporter l'énergie. En effet le dihydrogène semble être le carburant par excellence pour les véhicules du futur, face aux préoccupations environnementales croissantes.
Une pile à combustible est un assemblage de cellules élémentaires, en nombre suffisant pour assurer la production électrochimique d'électricité dans les conditions de tension et d'intensité voulues.

1. Principe de fonctionnement d'une cellule élémentaire

De façon générale, le fonctionnement électrochimique d'une cellule élémentaire de pile à combustible peut être schématisé selon le schéma ***DE L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE****.*
Chaque cellule élémentaire est constituée de deux compartiments disjoints alimentés chacun en gaz réactifs dioxygène et dihydrogène. Les deux électrodes sont séparées par l'électrolyte, solution qui laisse circuler les ions. Du platine est inséré dans les deux électrodes poreuses.

1.1. *Pour cette pile acide, les équations des réactions aux électrodes s'écrivent :*

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

Des deux gaz réactifs préciser quel est le réducteur et quel est l'oxydant. Justifier la réponse.
Montrer que l'équation de la réaction globale de fonctionnement s'écrit :

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

1.2. Pour l'environnement quel est l'avantage d'une pile à combustible utilisant le dihydrogène par rapport à un carburant classique ?

1.3. Des électrodes 1 ou 2, quelle est celle appelée « cathode » ? Justifier.

1.4. Indiquer sur le schéma le sens de circulation des électrons. En déduire à quelle électrode correspond le pôle positif de la pile et à quelle électrode correspond le pôle négatif.

1.5. Le platine inséré dans les deux électrodes poreuses joue le rôle de catalyseur. Définir un catalyseur.

1.6. *Une cellule élémentaire fonctionne pendant une durée $\Delta t = 192$ h et débite un courant d'intensité considérée constante $I = 300$ A.* En utilisant les équations des réactions se produisant aux électrodes, calculer la quantité de matière de chacun des gaz réactifs nécessaire au fonctionnement d'une cellule élémentaire.
On donne la constante d'Avogadro $N_A = 6{,}02\times10^{23}$ mol^{-1} , la charge électrique élémentaire $e = 1{,}6\times10^{-19}$ C.

2. Principe de production du dihydrogène par électrolyse au laboratoire

Une pile à combustible, pendant les phases de production, doit être alimentée en continu par du combustible, la plupart du temps du dihydrogène, et en comburant, le plus souvent du dioxygène, présent à près de 20 % dans l'air ambiant.
Le dihydrogène n'est pas une source d'énergie naturelle. Il faut produire du dihydrogène en émettant le moins de pollution possible. Plusieurs possibilités sont étudiées : à partir de carburants fossiles, de biomasse, d'algues vertes ou de bactéries, de l'électrolyse de l'eau. L'électrolyse peut se concevoir comme un moyen de production simple mais coûteux.

2.1. *Au laboratoire on peut produire du dihydrogène en électrolysant une solution aqueuse de sulfate de sodium de concentration molaire en soluté apporté $c = 1{,}0$ mol.L^{-1}.*
Pour obtenir cette solution, on dissout le sulfate de sodium $Na_2SO_{4(s)}$ dans de l'eau distillée. Le volume de solution obtenue est $V = 500$ mL.

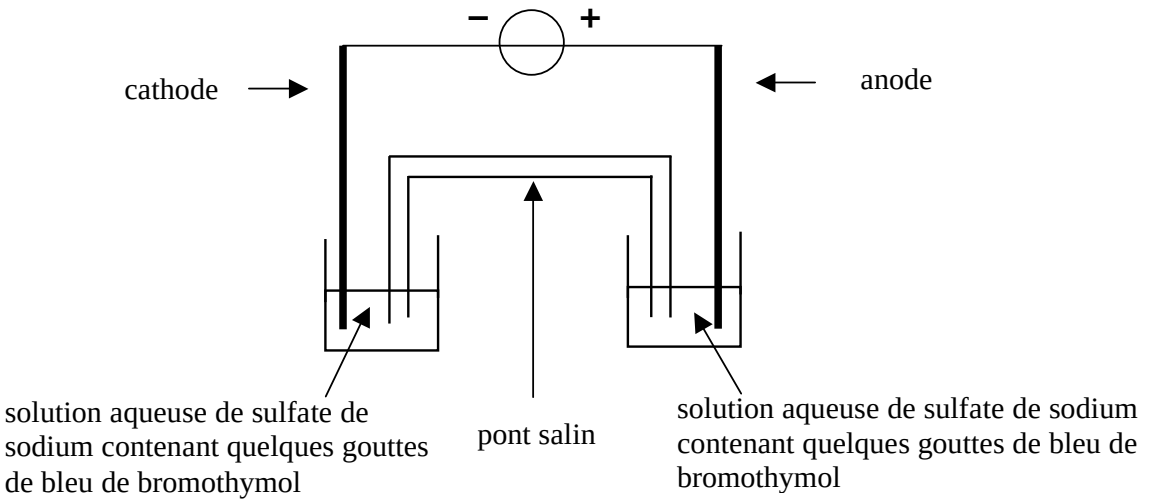
2.1.1. Écrire l'équation de la réaction de dissolution du sulfate de sodium solide.

2.1.2. Compléter **littéralement,** en fonction de c, V et x_f le tableau descriptif de l'évolution du système au cours de la transformation chimique reproduit **DANS L'ANNEXE, À RENDRE AVEC LA COPIE.**

2.1.3. *Sachant que dans l'état final de la transformation la quantité de matière d'ions sodium obtenue est de 1,0 mol* en déduire l'avancement final de la réaction. La transformation est-elle totale ?

2.2. Donner l'expression du quotient de réaction $Q_{r,f}$ dans l'état final du système. Calculer sa valeur.

2.3. *On réalise le montage schématisé ci-dessous :*



Deux petits cristallisoirs sont remplis de la solution aqueuse de sulfate de sodium précédente à laquelle on a ajouté quelques gouttes de bleu de bromothymol. Ils sont reliés l'un et l'autre par un pont salin. Les deux électrodes, respectivement dans chacun des deux cristallisoirs, sont reliées à un générateur de tension. Avant de mettre en fonctionnement le générateur, on observe que les deux solutions contenues dans les cristallisoirs sont vertes. Une fois l'électrolyse lancée, on observe que les solutions contenues dans les cristallisoirs prennent des teintes différentes.

On donne pour le bleu de bromothymol : zone de virage : 6,0 – 7,6 ; teinte jaune pour la forme acide ; teinte bleue pour la forme basique.

Les deux réactions ayant lieu aux électrodes ont pour équations :

$$2\,H_2O(l) = O_2(g) + 4\,H^+(aq) + 4\,e^-$$
$$2\,H_2O(l) + 2\,e^- = H_2(g) + 2\,HO^-(aq)$$

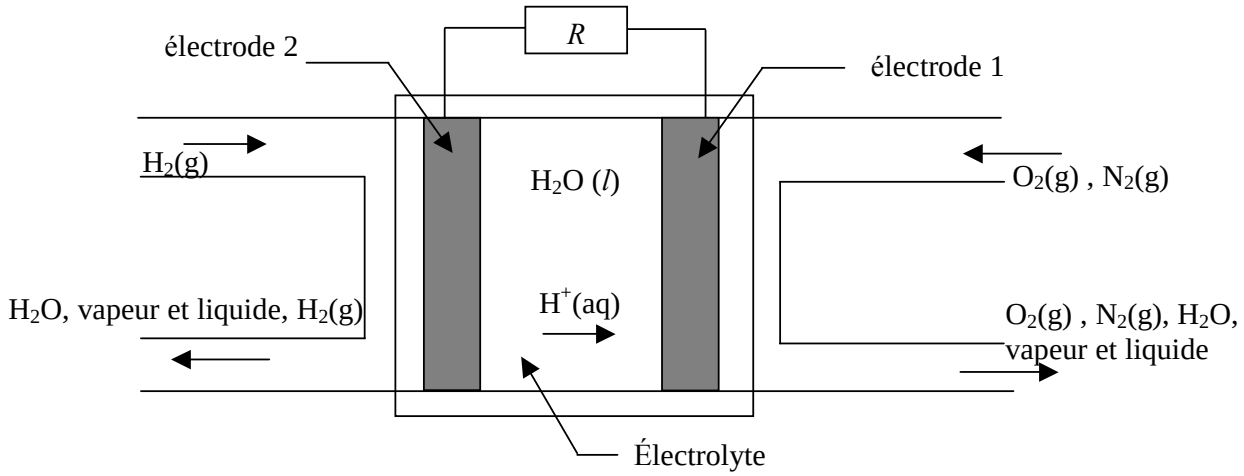
2.3.1. Quelle est la réaction qui a lieu à l'anode ?
Quelle est la réaction qui a lieu à la cathode ?

2.3.2. Quelle couleur prend la solution du côté de la cathode ? du côté de l'anode ?

2.3.3. Écrire l'équation de réaction qui a lieu lors de l'électrolyse.

2.3.4. *L'électrolyse terminée on transvase dans un becher les deux solutions contenues dans chacun des cristallisoirs.*
Théoriquement, quelle sera la teinte finale de la solution obtenue ? Justifier par un raisonnement qualitatif à l'aide des quantités de matière.
En fait le dioxyde de carbone dissous dans l'eau distillée peut modifier la teinte théorique attendue.

ANNEXE EXERCICE II



TABLEAU

Équation de la réaction	**$Na_2SO_4(s)$** =		+
État du système	**Avancement (en mol)**	**Quantités de matière (en mol)**	
État initial	**0**		
État au cours de la transformation	***x***		
État final	x_f		