Transformations spontanées dans les piles et récupération de l'énergie

Exercice : 1

Etude de la pile nickel-cadmium. Lors de leur fonctionnement, les piles électrochimiques convertissent une partie de l'énergie chimique en énergie électrique. On étudie dans cette partie de l'exercice le principe de fonctionnement de la pile nickel-cadmium.

On réalise la pile nickel-cadmium en utilisant le matériel et les produits suivants :

- un bécher contenant une solution aqueuse de sulfate de nickel $\left(Ni^{2+}_{aq} + SO_4^{2-}{}_{aq}\right)$ de concentration initiale $C_1 = 1mol.L^{-1}$
- un bécher contenant une solution aqueuse de sulfate de cadmium $\left(Cd^{2+}_{aq} + SO_4^{2-}{}_{aq}\right)$ de concentration initiale $C_1 = 1mol.L^{-1}$
- une lame de nickel et une lame de cadmium;
- un pont salin.

On relie les électrodes de la pile à un conducteur ohmique en série avec un ampèremètre. En fermant le circuit, l'ampèremètre indique le passage d'un courant électrique d'intensité constante I=0,3A

Données :

- $F=9,65.10^4\ C.mol^{-1}$;
- Masse molaire atomique du nickel:
- $M(Ni) = 58,7\ g.mol^{-1}$; -
- La constante d'équilibre associée à l'équation : $Ni^{2+}_{aq} + Cd_s \Leftrightarrow Ni + Cd^{2+}_{aq}$ est:$K=4,5.10^5$

1- Calculer la valeur du quotient de réaction $Q_{r,i}$ dans l'état initial du système chimique. En déduire le sens d'évolution spontanée de ce système.
2- Donner le schéma conventionnel de cette pile.
3- Ecrire l'équation de la réaction à chaque électrode.
4- La pile fonctionne pendant une durée $\Delta t=5h$. Calculer la variation Δm de la masse du nickel pendant Δt

Exercice : 2

La pile aluminium - cuivre

Les piles électrochimiques fonctionnent selon le principe suivant : au cours de leur fonctionnement, une partie de l'énergie chimique produite par des réactions spontanées

est transformée en énergie électrique. Cette dernière est utilisée au besoin.
On étudie sommairement dans cette partie, la pile aluminium – cuivre.
On réalise la pile aluminium – cuivre comme suit :

- On plonge une électrode de cuivre dans un bécher contenant le volume V = 65mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre $Cu^{2+}(aq)+SO_4^{2-}(aq)$ de concentration molaire initiale en ions Cu^{2+} : $\left[Cu^{2+}(aq)\right]_i = 6{,}5\times10^{-1}mol.L^{-1}$.On plonge une électrode d'aluminium dans un autre bécher contenant le même volume V = 65mL d'une solution aqueuse de sulfate d'aluminium $2Al^{3+}(aq)+3SO_4^{2-}(aq)$ de concentration molaire initiale en ions Al^{3+} : $\left[Al^{3+}(aq)\right]_i = 6{,}5\times10^{-1}mol.L^{-1}$..

- On relie les deux solutions par un pont salin et on monte en série, entre les deux pôles de la pile,un conducteur ohmique, un ampèremètre et un interrupteur. A la fermeture du circuit, un courant d'intensité constante y circule .

Données :

- Les couples mis en jeu sont :Cu2+/Cu et Al3+/ Al .

- La constante de Faraday : $1F = 9{,}65\times10^{4}Cmol^{-1}$.

- Masse molaire atomique de l'argent : M(Ag) =108g.mol-1 .

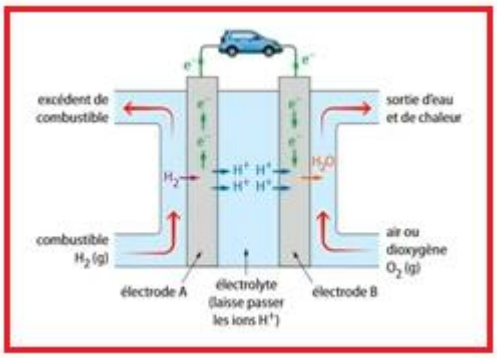
-La constante d'équilibre associée à la réaction :

$$3Cu^{2+}(aq)+2Al(S)\Leftrightarrow 3Cu(S)+2Al^{3+}(aq) \text{ est } K=10^{200}$$

1- Écrire l'expression du quotient de réaction $Q_{r,i}$ à l'état initial puis calculer sa valeur.
2- Préciser le sens d'évolution spontanée du système chimique lors du fonctionnement de la pile. Justifier.
3- Représenter le schéma conventionnel de la pile étudiée.
4- Trouver la quantité d'électricité q, débitée lorsque la concentration des ions cuivriques devient $\left[Cu^{2+}(aq)\right]_i = 1{,}6\times10^{-1}mol.L^{-1}$.

Exercice :3

En utilisant massivement la combustion d'énergie fossiles, le secteur des transports représente environ 25% des émissions mondiales de dioxyde de carbone .Certains véhicule, dits « zéro émission » , utilisent une pile à combustion (schéma à coté) pour alimenter leur moteur électrique, cette pile utilise du hydrogène gazeux $H_{2(gaz)}$stocké dans un réservoir et le dioxygène $O_{2(gaz)}$de l'air. si la production de dihydrogène se fait à partir d'énergie renouvelables, ces véhicules peuvent alors être qualifiés d'écologiques



L'équation ($^1/_2$ *équation électronique*) de la réaction d'oxydation qui a lieu ,par définition ,

A l'anode (A) (oxydation) : $H_{2(g)} \leftrightharpoons 2H^+_{(aq)} + 2e^-$

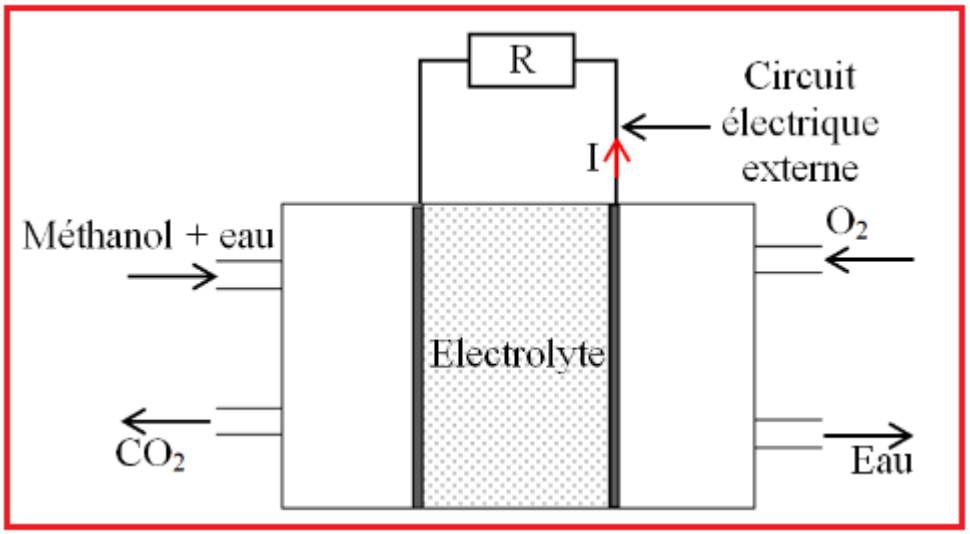
Un fabriquant indique qu'avec un réservoir de 5Kg de dihydrogènes pile à combustible a une capacité d'environ $1{,}3 \times 10^5 A.h$ $\quad (1A.h = 3{,}6 \times 10^3 C)$

Données : couple oxydant réducteur :$O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$

1- Ecrire la demie-équation de réduction qui à lieu à la cathode(B) (en milieu acide)et en déduire l'équation de la réaction globale de la pile à combustible .justifié l'appellation « zéro émission »
2- L'indication du fabriquant est-elle conforme à la réalité

Exercice :4

Cette pile est constituée de deux



compartiments séparés par un électrolyte acide, jouant le rôle d'un pont ionique et de deux électrodes A et B.La pile est alimentée, au cours du fonctionnement, par du méthanol liquide et du dioxygène gazeux.

Données :

- Constante de Faraday : F = 96500 C.mol^{-1}

- Masse volumique du méthanol liquide : $\rho = 0{,}78\ g.cm^{-3}$
- Masse molaire du méthanol : $M = 32\ g.mol^{-1}$;
- Les couples intervenants dans la transformation:$(O_2(g)/H_2O(\ell))$ et $(CO_2(g)/CH_3OH(\ell))$.

Au cours du fonctionnement de la pile, il se produit au voisinage de l'une des électrodes une transformation modélisée par l'équation suivante :

$$CH_3OH + H_2O \rightarrow CO_2 + a.H^+ + b.e^-$$

1- Déterminer les coefficients a et b.
2- Préciser au voisinage de quelle électrode A ou B, se produit cette réaction ? Justifier.
3- Ecrire l'équation modélisant la réaction ayant lieu au voisinage de l'autre électrode. Nommer les deux électrodes A et B.
4- La pile alimente le circuit extérieur par un courant d'intensité I = 45 mA supposée constante durant Δt = 1 h 30 min. Trouver la valeur du volume V de méthanol consommé au cours de la durée Δt de fonctionnement.