Réaction d'oxydo-réduction

Exercice 1 : Pile pour s'échauffer

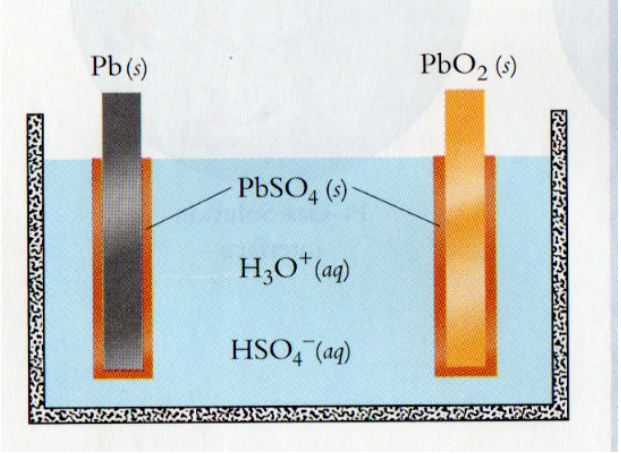
a) Schématiser la pile : $Zn_{(s)}\left|Zn\left(NO_3\right)_{2(aq)}\right|\left|Ag\left(NO_3\right)_{(aq)}\right|Ag_{(s)}$. Préciser le sens du courant, du déplacement des électrons et des ions. Donner les équations aux électrodes (et leur nom) puis l'équation bilan.

b) Calculer la tension à vide de cette pile à $t=0$ pour deux solutions $Zn\left(NO_3\right)_{2(aq)}$ et $Ag\left(NO_3\right)_{2(aq)}$ à 0,10 mol.L^{-1} sachant que à 25°C, $E^0_{Ag^+/Ag}=0{,}80$ V et $E^0_{Zn^{2+}/Zn}=-0{,}76$ V.

c) Calculer la constante d'équilibre associée à la réaction qui se déroule dans cette pile à 25°C et la concentration des ions à l'équilibre.

Exercice 2 : Batterie de voiture

Le courant électrique nécessaire pour démarrer le moteur d'une voiture est fourni par une batterie au plomb représenté par le schéma ci-contre.
Cette batterie contient une solution d'acide sulfurique dans laquelle se trouvent deux électrodes, une au plomb et l'autre à l'oxyde de plomb. Chaque électrode produit le solide $PbSO_{4(s)}$ quand elle fonctionne ; $Pb_{(s)} \rightarrow PbSO_{4(s)}$ et $PbO_{2(s)} \rightarrow PbSO_{4(s)}$.



a) Ecrire les demi-équations rédox (penser à utiliser les nombres d'oxydation). En déduire la réaction globale et déterminer l'anode et la cathode.

b) Les phares d'une voiture nécessitent un courant de 5,9 A fournit par la batterie précédente. Les électrodes contiennent 250 g de $PbO_{2(s)}$.
On suppose que la batterie est capable de fournir le courant de 5,9 A jusqu'à ce que $PbO_{2(s)}$ soit entièrement consommé. Combien de temps peut-on laisser les phares allumés après l'arrêt du moteur.

Exercice 3 : Pile à combustible

Dans cette pile, les électrodes sont en platine, les combustibles sont le méthanol (le réducteur) et l'eau oxygénée (oxydant), en solution aqueuse.

a) Ecrire les demi-équations rédox, faire un schéma de la pile, expliquer son fonctionnement. Prévoir la masse de méthanol consommée pour un fonctionnement pendant 1 heure et un débit de 1 ampère.
b) Ecrire les potentiels de Nernst.
c) Ecrire la réaction bilan de la pile en milieu basique et calculer sa constante d'équilibre.

Couples envisageables :

CO_3^{2-} / CH_3OH $\quad E^0_1 = 0{,}18$ V

H_2O_2 / H_2O $\quad E^0_2 = 1{,}78$ V

$O_{2(aq)} / H_2O_2$ $\quad E^0_3 = 0.68$ V

Masses molaires ($g.mol^{-1}$): $M_H = 1, M_C = 12, M_O = 16$

Constante de Faraday : F=96500 C

Exercice 4 : Prévision d'une réaction

On mélange à volumes égaux quatre solutions :
nitrate d'étain (II) à 0,01 $mol.L^{-1}$, nitrate d'étain (IV) à 0,01 $mol.L^{-1}$
nitrate de fer (II) à 0,03 $mol.L^{-1}$, nitrate de fer (III) à 0,03 $mol.L^{-1}$
La solution est assez acide pour qu'il n'y ait pas de précipité d'hydroxyde.

a) On se place à l'état initial. Comparer les potentiels rédox des 2 couples. Conclusion. Calculer le quotient réactionnel et le comparer à la constante de l'équilibre.

b) Calculer les concentrations à l'équilibre. En déduire le potentiel rédox de la solution à l'équilibre.

Données :

$E^0\left(Sn^{4+} / Sn^{2+}\right) = 0{,}15$ V, $E^0\left(Fe^{3+} / Fe^{2+}\right) = 0{,}77$ V à 25°C