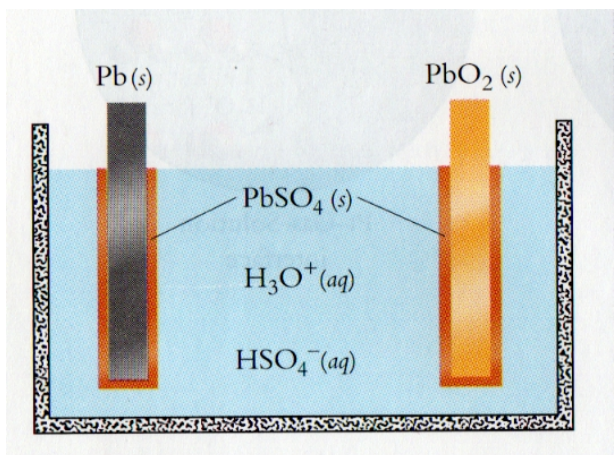


Solution aqueuse série n°4: Oxydoréduction**Exercice 1 : Batterie de voiture ♦**

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 fourni 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 2 : Pile à combustible ♦♦

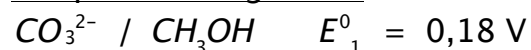
Dans cette pile, les électrodes sont en platine, les combustibles sont le méthanol (le réducteur) et l'eau oxygénée (oxydant), en solution aqueuse.

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 :



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

Constante de Faraday : $F = 96500 \text{ C}$

Exercice 3 : Prédiction d'une réaction ♦♦

On mélange à volumes égaux quatre solutions :

nitrate d'étain (II) à $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, nitrate d'étain (IV) à $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

nitrate de fer (II) à $0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, nitrate de fer (III) à $0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

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 :

