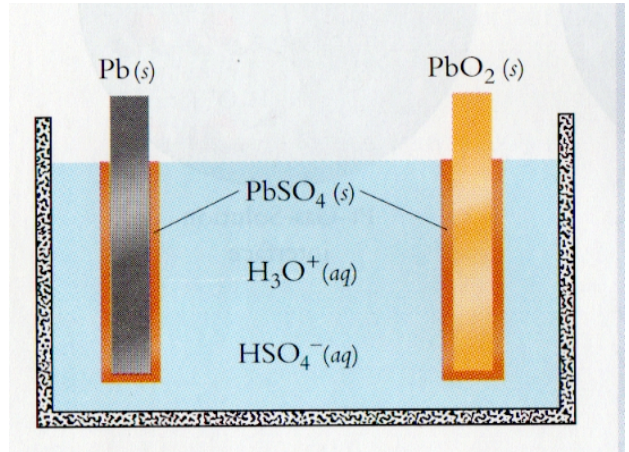


**Solution aqueuse série n°4: Oxydoréduction****Exercice 1 : Batterie de voiture** ◆

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** ◆◆

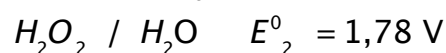
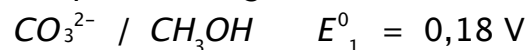
Dans cette pile, les électrodes sont en platine, les combustibles sont le méthanol (le réducteur) et l'eau oxygénée (oxydant), en solution aqueuse.

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 :

