

## TD4 : Oxydoréduction

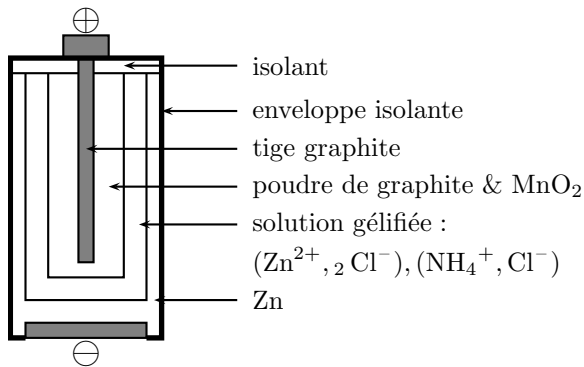
1. Pour chacun des couples RedOx suivants, identifiez l'oxydant et le réducteur (en calculant les nombres d'oxydation respectifs) puis écrivez la demi-équation redOx du couple :

- a)  $\text{BrO}_4^-$  et  $\text{BrO}_3^-$  (couple du brome Br)
- b)  $\text{O}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$  (couple de l'oxygène)
- c)  $\text{Cl}_2$  et  $\text{HClO}$  (couple du chlore Cl)
- d)  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  et  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  (persulfate/thiosulfate, couple du soufre S)

2. Écrivez l'équation de la combustion complète de chacune des espèces suivantes :

- a) méthane (gaz naturel)
- b) butane (briquets, gaz de ville, carburant automobile GPL)
- c) éthanol (désinfectant, carburant automobile, boissons alcoolisées)
- d) acétylène (soudure au chalumeau)
- c) cyclohexane (solvant)

3. Pile Leclanché.



a) Le zinc est-il oxydé ou réduit dans cette pile? Écrivez la demi-équation correspondante.

b) La tige de carbone est une électrode inerte au contact d'un mélange solide  $\text{MnO}_2/\text{MnO}(\text{OH})$  (cette dernière espèce est formée par le fonctionnement de la pile). Écrivez la demi-équation correspondante.

c) Écrivez l'équation de fonctionnement de cette pile.

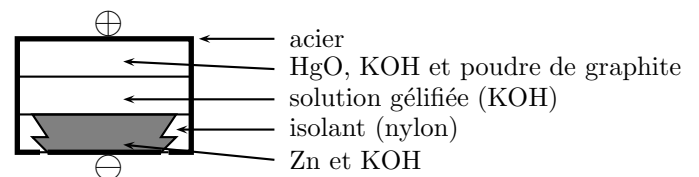
d) Quel est l'électrolyte? Cette pile est-elle saline ou alcaline?

*Donnée :* une pile dite "alcaline" a pour électrolyte une solution contenant les ions  $\text{HO}^-$  ou  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Tout autre électrolyte correspond à une pile saline.

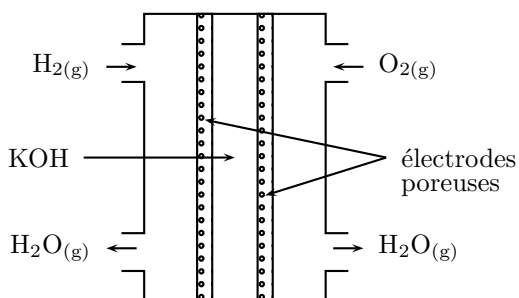
4. Pile bouton.

Mêmes questions que dans l'exercice 3.

Les espèces chimiques produites sont  $\text{Hg}(\ell)$  (à l'électrode de mercure) et  $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$  (à l'électrode de zinc).



5. Pile à combustible à hydrogène (automobile, navette spatiale).



a) Quels sont les couples Oxydant/Réducteur dans cette pile? Écrivez les demi-équations correspondantes.

b) Où sont l'anode et la cathode?

c) Écrivez l'équation de fonctionnement de cette pile.

### 5. Accumulateur au plomb (automobile).

La batterie de démarrage d'une automobile est constituée de l'association en série de plusieurs éléments d'accumulateurs au plomb. Chaque élément a la composition suivante :

- une électrode de plomb : couple  $\text{Pb}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Pb}_{(\text{s})}$  ;
- une électrode recouverte d'oxyde de plomb : couple  $\text{PbO}_{2(\text{s})}/\text{Pb}_{(\text{aq})}^{2+}$  ;
- une solution aqueuse d'acide sulfurique (concentrée).

Lors de la décharge, cet accumulateur a une fonction de générateur (démarrage, alimentation des appareils électriques moteur coupé).

a) Identifiez l'oxydant et le réducteur de chaque couple et écrivez les demi-équations aux électrodes.

b) Lors de la décharge de l'accumulateur le plomb réagit spontanément sur l'oxyde de plomb. Écrivez l'équation de fonctionnement de l'accumulateur durant la décharge et identifiez l'anode et la cathode.

c) Le fonctionnement du démarreur nécessite un courant d'intensité  $i = 200 \text{ A}$ . Le conducteur actionne le démarreur pendant une durée de 1 s. Quelle est la masse de plomb  $\text{Pb}_{\text{s}}$  consommée ?

Données :  $M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $1\mathcal{F} = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$ ,  $e = 1,60.10^{-19} \text{ C}$ ,  $N_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

Lors de la charge, un générateur de courant est branché en opposition avec l'accumulateur : la borne + du générateur est connectée à l'électrode + de l'accumulateur, la borne - du générateur est reliée à l'électrode - de l'accumulateur. Ce générateur est alimenté par l'alternateur (lui-même entraîné par le moteur), et sa f.e.m. est supérieure à celle de l'accumulateur.

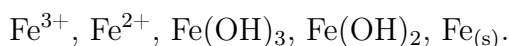
d) Comment appelle-t-on la réaction qui a lieu alors ? Est-ce une réaction spontanée ? Comment est-elle rendue possible ?

e) Écrivez l'équation de la réaction chimique qui a lieu pendant la charge.

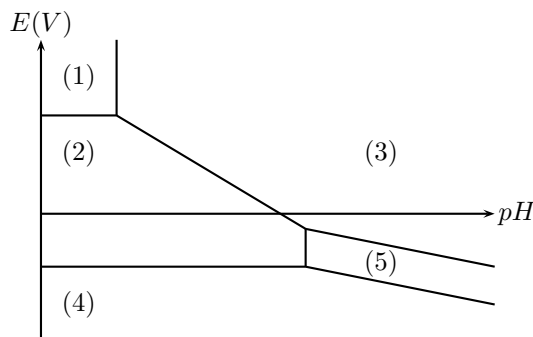
### 6. Diagramme potentiel-pH du fer.

La loi de Nernst donne l'expression du potentiel redox en fonction du potentiel standard, des concentrations respectives de l'oxydant et du réducteur, et éventuellement du pH. Ceci permet de définir les domaines de prédominance, de l'oxydant et du réducteur d'un couple donné, en fonction du potentiel (et éventuellement du pH) de la solution étudiée. (tout comme la relation  $\text{pH-pK}_a$  vue au chap. 1)

Placez les espèces chimiques suivantes sur le diagramme de prédominance tracé ci-contre :



Placez sur l'axe vertical les potentiels standard des différents couples redox.



*Question bonus* : Calculez les pentes des droites obliques du diagramme.

**Références** : *Chimie, Tle S*, Ed. Durupthy (2004), Baccalauréat série S (Asie, 2006), Annales de l'oral du concours commun des Mines d'Albi, Alès, Douai, Nantes, ENSTA Bretagne.