



## TD CH6 – OXYDORÉDUCTION

D.Malka – MPSI 2015-2016 – Lycée Saint-Exupéry

*Avertissement : sauf mention contraire les potentiels standards d'oxydoréduction sont donnés pour  $pH = 0$ .*

### CH1 – Equations chimiques

Ecrire les équations chimiques (en milieu acide) puis calculer les constantes d'équilibre des réactions mettant en jeu les espèces suivantes :

1.  $PbO_2$  avec  $H_2O_2$ .
2.  $I_2$  avec  $Al$ .

Potentiels standard d'oxydoréduction :

- $E^0(PbO_2/Pb^{2+}) = 1,46 V$
- $E^0(O_2/H_2O_2) = 0,70 V$
- $E^0(I_2/I^-) = 0,54 V$
- $E^0(Al^{3+}/Al) = -1,66 V$ .

### CH2 – Réaction d'oxydoréduction

On mélange  $V_1 = 10,0 mL$  de solution de chlorure d'étain (II),  $(Sn^{2+}, 2Cl^-)$ , à  $0,100 mol.L^{-1}$  et  $V_2 = 10,0 mL$  de solution de chlorure de fer (III),  $(Fe^{3+}, 3Cl^-)$ , également à  $0,100 mol.L^{-1}$ . Les deux solutions sont non saturées.

Données :

- $E(H_2O/H_2) = -0,42 V$  à  $pH = 7$
- $E(O_2/H_2O) = 0,81 V$  à  $pH = 7$
- $E(Cl_2/Cl^-) = 1,36 V$  à  $pH = 7$
- $E(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77 V$  à  $pH = 7$
- $E(Sn^{4+}/Sn^{2+}) = 0,15 V$  à  $pH = 7$

1. Déterminer la composition initiale du système.

2. Tracer les diagrammes de prédominance des espèces présentes et en déduire la réaction prépondérante. Calculer la constante d'équilibre de cette réaction et conclure.
3. Quelle est la composition finale du système ?
4. En déduire le potentiel de la solution à l'équilibre.

### CH3 – Alcootest

Peu après avoir été consommé, l'alcool (l'éthanol de formule  $CH_3CH_2OH$ ) passe dans le sang au niveau de l'intestin grêle. Ensuite, des échanges gazeux s'effectuent dans les alvéoles pulmonaires : le sang se charge en dioxygène et se libère du dioxyde de carbone ainsi que d'une partie de l'alcool. Ces vapeurs sont expirées dans l'air, avec une concentration 2100 fois inférieure à celle du sang.

Les alcootest jetables sont constitués d'un sachet gonflable de capacité  $1 L$  et d'un tube en verre contenant des cristaux jaunes de dichromates de potassium  $K_2Cr_2O_7$  en milieu acide. Ceux-ci se colorent en vert au contact de l'alcool.

1. Ecrire l'équation responsable du changement de couleur.
2. Quelle est l'espèce oxydée ? Quelle est l'espèce réduite ?
3. Calculer la constante d'équilibre de la réaction. Commenter.
4. Déterminer la quantité de matière d'alcool expirée par litre d'air dans l'hypothèse d'une alcoolémie de  $0,5 g$  d'alcool par litre de sang.
5. En déduire la masse de dichromate de potassium devant être placée avant le trait de jauge afin que celui-ci indique le seuil des  $0,50 g$  d'alcool par litre de sang.

Données :  $E_1^0(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = 1,33 V$  ;  $E_2^0(CH_3COOH/CH_3CH_2OH) = 0,19 V$

## CH4 – Pile Argent/Zinc

On considère la pile schématisée par :



avec  $c = 0,020 \text{ mol.L}^{-1}$  (concentration en argent) et  $c' = 0,030 \text{ mol.L}^{-1}$  (concentration en zinc), les deux compartiments ayant le même volume  $v = 100 \text{ mL}$ .

Données :

- $E^0(Ag^+/Ag) = 0,80 \text{ V}$  à  $pH = 7$
- $E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ V}$  à  $pH = 7$
- $M_{Ag} = 108 \text{ g.mol}^{-1}$
- $M_{Zn} = 65 \text{ g.mol}^{-1}$
- le Faraday :  $\mathcal{F} = 96\,500 \text{ C}$

1. Schématiser la pile. Identifier l'anode et la cathode. Déterminer sa polarité réelle et le sens réel du courant électrique.
2. Ecrire l'équation chimique de sa réaction de fonctionnement.
3. Déterminer la force électromotrice initiale de la pile.
4. Déterminer la composition de la pile lorsqu'elle ne débite plus : concentrations des divers ions en solution et masses de solide consommées ou formées.
5. Quelle est la charge  $q(t)$  qui a été débutée ? La pile a fonctionné pendant  $10 \text{ h}$ . En déduire le courant moyen délivré.