TD TM5 Oxydoréduction

Exercice n°1 : Nombres d'oxydation

1.) Déterminer les nombres d'oxydation de l'élément soufre dans les espèces chimiques suivantes : H_2S, SO_2, HSO_4^-, SO_4^{2-}, puis pour l'élément azote dans NH_3, N_2O_3, NO_3^-. Comment évolue le pouvoir oxydant ?

2.) Equilibrer d'abord les demi-équations puis les réactions suivantes et vérifier l'évolution de la valeur des nombres d'oxydation.

$Cl_{2(g)}$ / Cl^- et ClO^- / $Cl_{2(g)}$ puis $Cl_{2(g)}$ sur $Cl_{2(g)}$

$S_{(s)}$ / S^{2-} et NO_3^- /$NO_{(g)}$ puis S^{2-} sur NO_3^-

MnO_4^- / Mn^{2+} et $Cl_{2(g)}$ / Cl^- puis MnO_4^- sur Cl^-

Exercice n°2 : Réaction d'oxydoréduction.

On mélange V_1=10,0mL de solution de chlorure d'étain (II) (Cl^-, Sn^{2+}) (II n.o. de l'étain) de concentration c_1 = 0,100 mol.L^{-1} et V_2=10,0mL de solution de chlorure de fer (III) (Cl^- , Fe^{3+}) (III n.o. du fer) de concentration c_2 = 0,100 mol.L^{-1}.

On donne : E°_1 (Sn^{4+}/Sn^{2+}) = 0,15V E°_2 (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77V.

Classer les couples sur un axe des E°, déterminer la réaction qui se produira ainsi que sa constante d'équilibre. Donner la composition finale du système. En déduire le potentiel d'oxydoréduction de la solution.

Exercice n°3 : Dismutation

Les tables donnent $E^\circ_1(Cu^{2+}/Cu^+)$ = 0,16V et $E^\circ_2(Cu^+/Cu_{(s)})$ = 0,52V.

1.) Cu^+ est-il stable en solution aqueuse ? Classer les couples sur un axe des E° et écrire la réaction que l'on peut envisager.

2.) Déterminer $E^\circ_3(Cu^{2+}/Cu_{(s)})$.

Exercice n°4 : Précipitation.

A une solution de iodure de potassium (K^+, I^-), on ajoute du nitrate d'argent (Ag^+, NO_3^-).

Calculer les potentiels standard des nouveaux couples d'oxydo-réduction à envisager, dans l'hypothèse d'une précipitation. Que se passe-t-il en solution ?

On donne : E°_1 ($Ag^+/Ag_{(s)}$) = 0,80V E°_2 ($I_{2(aq)}/I^-$) = 0,54V pK_S ($AgI_{(s)}$) = 16.

Exercice n°5 : Pile étain-mercure.

On considère la pile schématisée par : **1** Pt / Hg^{2+}, Hg_2^{2+} // Sn^{4+}, Sn^{2+} /Pt **2**

avec $[Hg^{2+}]_0$ = 1,0 mol.L^{-1} = c_1; $[Hg_2^{2+}]_0$ = 1,0.10^{-2} mol.L^{-1} = c_2; $[Sn^{4+}]_0$ = 1,0.10^{-2} mol.L^{-1}; $[Sn^{2+}]_0$ = 1,0 mol.L^{-1}.

Les solutions des deux compartiments ont le même volume V = 50,0 mL.

On donne E_1° (Hg^{2+}/ Hg_2^{2+}) = 0,91 V; E_2° (Sn^{4+}/ Sn^{2+}) = 0,15 V, F = 96 500 C.mol^{-1} la constante de Faraday.

1.) Déterminer le potentiel redox initial de chacune des électrodes; en déduire la polarité de la pile et l'équation de sa réaction de fonctionnement.

2.) Déterminer la composition de la pile lorsqu'elle ne débite plus, ainsi que la quantité d'électricité qui a traversé le circuit.

Exercice n°6 : Dosage d'oxydoréduction.

On oxyde 10 mL d'éthanal $CH_3CHO_{(aq)}$ de concentration c_1 = 0,1 mol.L^{-1}

(E°_1 ($CH_3CO_2H_{(aq)}$ / $CH_3CHO_{(aq)}$) = - 0,10V) en milieu acide par du nitrate d'argent (Ag^+, NO_3^-)de concentration c_2 = 0,1 mol.L^{-1} (E°_2 (Ag^+ / $Ag_{(s)}$) = 0,80V).

Calculer le potentiel d'oxydoréduction de la solution à l'équivalence (on supposera pH ≈ 0).

Exercice n°7 : Dosage de Fe^{2+} par MnO_4^-

On considère les deux couples redox : Fe^{3+}/Fe^{2+} : $E°_1 = 0,77$ V à pH = 0
MnO_4^-/Mn^{2+} : $E°_2 = 1,51$ V à pH = 0

1.) Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage, calculer sa constante d'équilibre et vérifier qu'elle est bien quasi-totale et peut donc être utilisée pour effectuer un dosage.

2) On met :

- Dans la burette : MnO_4^-, K^+ $C_2 = 0,1 mol.L^{-1}$, volume V_2
- Dans le bécher :
  - $V_1 = 20mL$ de solution à doser de Fe^{2+}, SO_4^{2-} $C_1 = 0,1 mol.L^{-1}$
  - 50 mL d'eau
  - 4 mL d'acide sulfurique pour acidifier le milieu (pH = 0)

Déterminer le volume versé à l'équivalence.
Déterminer l'expression du potentiel de la solution en fonction de V_2.

3) Tracer la courbe expérimentale obtenue. Déterminer le dispositif expérimental nécessaire.