

**Série C₈: CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES REDOX ION
METALLIQUE/METAL**

EXERCICE 1

A) Les piles constituées par l'association des deux couples Ag^+/Ag et Pb^{2+}/Pb d'une part, et par Ag^+/Ag et Zn^{2+}/Zn d'autre part, ont respectivement des f.e.m. de 0,90V et 1,6V.

Dans les deux cas l'électrode d'argent est la borne positive de la pile.

1- Le potentiel normal de l'argent étant $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80\text{V}$, donner celui du plomb et du zinc.

2- Classer ses métaux par pouvoir réducteur croissant.

3- Calculer la f.e.m de la pile obtenue en associant les couples Zn^{2+}/Zn et Pb^{2+}/Pb . Quel en est le pôle positif ?

B) Les équations des réactions qui se produisent aux électrodes d'une pile sont : $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$
Et $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$.

1- Quel est le métal qui constitue la borne positive de la pile ?

2- Quelle masse de plomb se sera déposée lorsque la perte de masse de l'électrode de chrome sera 1,56g ?

EXERCICE 2

On considère trois piles :

- La pile n°1 fait intervenir les couples redox $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ et Cu^{2+}/Cu de f.e.m 0,34V.
- La pile n°2 met en jeu les couples redox Ag^+/Ag et Cu^{2+}/Cu . Elle a une f.e.m de 0,46V et sa borne positive est Ag.
- La pile n°3 dans laquelle les couples en interaction sont Fe^{2+}/Fe et Cu^{2+}/Cu a pour f.e.m 0,78V et sa borne positive est Cu.

Toutes les piles fonctionnent dans les conditions standards.

1- Calculer les potentiels standards des couples : Cu^{2+}/Cu ; Ag^+/Ag et Fe^{2+}/Fe .

2- Placer sur un axe vertical des potentiels standards, les couples $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$; Cu^{2+}/Cu ; Ag^+/Ag et Fe^{2+}/Fe . On précisera l'échelle. Quelle réaction redox peut-on prévoir entre les couples Ag^+/Ag et Fe^{2+}/Fe .

3- Pour la pile n°3, le volume de solution dans chaque demi-pile est 50mL. Déterminer l'augmentation de masse de l'électrode de cuivre lorsque la concentration finale de l'ion Fe^{2+} vaut 1,4mol/L.

EXERCICE 3

On donne les potentiels normaux $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{V}$ et $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$.

1- Faire le schéma du montage qui permettrait de mesurer ces potentiels. Préciser la polarité des piles réalisées.

2- On réalise la pile suivante A :

- Demie pile n°1 : lame d'argent plongeant dans une solution de sulfate d'argent de concentration $C_1 = 0,2\text{mol/L}$ et de volume $V_1 = 200\text{mL}$.
- Demie pile n°2 : lame de zinc plongeant dans une solution de sulfate de zinc de concentration $C_2 = 0,2\text{mol/L}$ et de volume $V_2 = 200\text{mL}$.

2.1- Faire le schéma du montage de la pile A et indiquer les polarités.

2.2- On relie les électrodes de la pile par un circuit conducteur comportant un milliampèremètre. Indiquer le sens de la circulation du courant et celui des électrons.

2.3- Ecrire la demi-équation dans chaque demi-pile lorsque la pile fonctionne et en déduire l'équation-bilan de fonctionnement.

2.4- En utilisant un point salin de chlorure de potassium (K^+ ; Cl^-), préciser dans laquelle des demi-piles les ions K^+ se déplacent de même que les ions Cl^- .

2.5- Calculer la f.e.m E de la pile.

2.6- La pile débite pendant une durée $\Delta t = 50$ heures un courant d'intensité $I = 5\text{mA}$. Déterminer :

- La variation ΔC_2 , de la concentration des ions Zn^{2+} ainsi que celle ΔC_1 des ions Ag^+ .
- La variation Δm_2 de l'électrode de zinc ainsi que celle Δm_1 de l'électrode d'argent.

EXERCICE 4

On associe par un pont ionique au chlorure de potassium les deux demi-piles correspondant aux couples Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn . Chaque demi-pile contient 150ml d'une solution de sulfate de zinc ou de sulfate de cuivre II telles que $[\text{Cu}^{2+}] = 1,0\text{mol/L}$ et $[\text{Zn}^{2+}] = 1,0\text{mol/L}$

1- Quelles masses de sulfate de zinc ou de sulfate de cuivre anhydre purs a-t-il fallu dissoudre dans chaque demi-pile ?

2- Quel est le pôle positif de la pile obtenue. Que vaut sa force électromotrice ? Indiquer les «équations des deux demi-réactions produites dans chaque demi-pile, puis l'équation de la réaction bilan traduisant le fonctionnement de la pile.

3- La pile fonctionne pendant 10 heures en débitant un courant de 0,2A. Quelles sont alors les concentrations molaires $[\text{Zn}^{2+}]$ et $[\text{Cu}^{2+}]$ dans chaque demi-pile ? (On suppose que le volume n'a pas varié).

4- En supposant que la diminution de la f.e.m E de la pile est inférieure à 0,01V tant que le rapport $[\text{Zn}^{2+}] / [\text{Cu}^{2+}]$ est inférieur à 2, que peut-on penser de la f.e.m de la pile étudiée pendant les 10heures de fonctionnement ?

5- Quelle devra être la masse minimale de l'électrode de zinc pour que la solution de sulfate de cuivre II puisse être totalement décolorée.

6. Dans une pile Daniell, la solution de sulfate de cuivre II est saturée. Peut-on le justifier ?

N.B : charge élémentaire $e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$; Constante d'Avogadro : $N = 6,02 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$.

AU TRAVAIL !