



SERIE D'EXERCICE SUR C6 ET C7: NOTION DE COUPLE OXYDANT-REDUTEUR ET CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANT-REDUTEUR, ION METALLIQUE / METAL

EXERCICE 1:

Ecrire les demi-équations électroniques des couples suivants: Hg^{2+}/Hg ; Pb^{2+}/Pb ; Au^{3+}/Au ; Pt^{2+}/Pt

EXERCICE 2:

En utilisant la classification électrochimique des métaux, prévoir si les systèmes suivants donneront lieu ou non à une réaction naturelle. Ecrire, dans le cas où il y a réaction, les demi-équations électroniques et l'équation bilan.

- 1/ lame d'argent plongée dans une solution de sulfate d'aluminium (Al^{3+}, SO_4^{2-})
- 2/ lame d'aluminium plongée dans une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+}, SO_4^{2-})
- 3/ lame de cuivre plongée dans une solution de sulfate de zinc (Zn^{2+}, SO_4^{2-})
- 4/ lame de zinc plongée dans une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+}, SO_4^{2-})
- 5/ lame de fer plongée dans une solution d'acide chlorhydrique (H_3O^+, Cl^-)

EXERCICE 3

On désire étudier le couple Co^{2+}/Co ; Co étant le symbole du cobalt.

- 1) une solution d'ions Co^{2+} , rose est décoloré par l'aluminium, et le métal cobalt est attaqué par une solution contenant l'ion Ag^+ . Ecrire les équations ayant eu lieu. Classer les différents couples redox mis en jeu.
- 2) Le cobalt décolore une solution contenant l'ion Cu^{2+} . Cette expérience permet-elle d'introduire avec certitude le couple Cu^{2+}/Cu dans la classification précédente. Que faudrait-il faire pour cela ?

EXERCICE 4

Une lame de cuivre baigne dans 100 cm³ d'une solution aqueuse de nitrate d'argent de concentration 1,0 mol/L. On constate qu'elle se recouvre d'argent.

- 1/ Interpréter cette réaction.
- 2/ Quelle masse maximale d'argent peut-on recueillir ?
- 3/ Quelle est alors la perte de masse subie par la lame de cuivre ?

EXERCICE 5:

Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans une solution d'acide chlorhydrique il se produit un dégagement de dihydrogène par contre lorsqu'on plonge une lame de cuivre dans une solution d'acide chlorhydrique aucun gaz ne se dégage.

- 1/ Définir une réaction d'oxydoréduction ?
- 2/ Quels sont les deux couples oxydant-réducteur qui interviennent dans la réaction qui s'est produite ?
- 3/ Ecrire les demi-équations électroniques correspondantes à ces couples. En déduire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction ?
- 4/ On fait réagir un excès d'une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) sur un morceau de laiton (alliage composé de zinc et de cuivre) de masse $m = 10$ g composé à 75 % en masse de cuivre.
- 4-1/ Déterminer le nombre de mole de zinc présent dans le laiton.
- 4-2/ En déduire le volume de dihydrogène dégagé. (Volume mesuré dans les C.N.T.P.)

On donne les couples redox : H_3O^+/H_2 ; Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn

On donne: $M(Cu) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Zn) = 65 \text{ g.mol}^{-1}$, $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

EXERCICE 6:

1/ Au cours d'une expérience, un groupe d'élèves note les observations suivantes:

- une lame de cadmium (Cd) plongée dans une solution de sulfate d'étain ($Sn^{2+};SO_4^{2-}$) se recouvre d'étain (Sn).
- une lame de zinc plongée dans une solution de sulfate de cadmium ($Cd^{2+};SO_4^{2-}$) se recouvre de cadmium (Cd).
- une lame d'aluminium plongée dans une solution de sulfate de zinc ($Zn^{2+};SO_4^{2-}$) se recouvre de zinc (Zn).

a/ En déduire une classification suivant le pouvoir oxydant croissant des couples ion métallique/mis en jeu au cours de cette expérience.



b/ Sachant qu'une solution de sulfate de fer II ($\text{Fe}^{2+}; \text{SO}_4^{2-}$) attaque le zinc et non le cadmium, placer le couple Fe^{2+}/Fe dans la classification précédente.

2/ Dans un bécher contenant 100mg de poudre d'étain et 900mg de poudre d'aluminium, on y ajoute 100mL de solution de sulfate de fer (II) de concentration molaire C.

a/ Ecrire la réaction d'oxydoréduction qui se produit.

b/ Préciser l'espèce oxydée, l'espèce réduite, l'oxydant et le réducteur.

3/ Déterminer C, sachant que la réaction qui s'est produite est réalisée dans les proportions stœchiométriques.

4/ Calculer la masse totale de dépôt métallique formé.

On donne: $M(\text{Al}) = 27\text{g/mol}$; $M(\text{Fe}) = 56\text{g/mol}$.

EXERCICE 7

On réalise une solution de sulfate de cuivre (II) en dissolvant 58g de cristaux bleus dans 500 cm³ de solution.

1) Quelle est la concentration de la solution obtenue? Combien y-a-t-il d'ions sulfate et d'ions cuivre (II) par millimètre cube ?

2) On ajoute de la limaille de fer. Une réaction peut-elle avoir lieu? Quelle est son équation-bilan ? Quelle est la masse minimale de limaille de fer à ajouter dans un bécher contenant 50 cm³ de la solution précédente si l'on veut faire disparaître la couleur bleue de la solution?

3) Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés?

4) Quelle est la quantité d'électricité correspondante ?

5) Pendant combien de temps faut-il faire circuler un courant de 0,5 A pour mettre en jeu la même quantité d'électrons?

Donnée: les cristaux bleus ont pour formule: $\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

EXERCICE 8:

Un groupe d'élève en classe de première S trouve dans le labo de leur lycée trois solutions:

► Une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}; \text{SO}_4^{2-}$) de couleur bleue,

► Une solution de sulfate de nickel ($\text{Ni}^{2+}; \text{SO}_4^{2-}$) de couleur verte,

► Une solution de sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+}; \text{SO}_4^{2-}$) de couleur incolore.

Afin de classer qualitativement les ions métalliques, ils réalisent les expériences suivantes:

Expérience 1: ils plongent une lame de nickel dans une solution de sulfate de cuivre et ils constatent une décoloration de la couleur bleue de la solution de sulfate de cuivre.

Expérience 2: ils plongent une lame de nickel dans une solution de sulfate de zinc et ils constatent que la solution incolore de sulfate de zinc persiste.

2-1/ A partir des deux expériences, faire un classement qualitative par pouvoir oxydant croissant des trois ions métalliques.

2-2/ Le groupe d'élèves décide ensuite de réaliser une pile en utilisant les deux couples: Zn^{2+}/Zn et Ni^{2+}/Ni .

La pile a les caractéristiques suivantes:

► Masse de la lame de nickel: $m_1 = 5,87\text{ g}$

► Masse de la lame de zinc: $m_2 = 2,62\text{ g}$

► Solution de sulfate de nickel: $V_1 = 100\text{ mL}$ à $C_1 = 0,5\text{ mol.L}^{-1}$

► Solution de sulfate de zinc: $V_2 = 100\text{ mL}$ à $C_2 = 0,5\text{ mol.L}^{-1}$

2-2-1/ Déterminer les polarités des électrodes de la pile. Donner la notation conventionnelle de la pile.

2-2-2/ Donner l'équation bilan de la réaction qui se produit lorsque la pile débite.

2-2-3/ Quel est le réactif limitant.

2-3/ La pile débite dans un circuit extérieur jusqu'à ce que sa force électromotrice s'annule. Déterminer la quantité d'électricité qui a alors traversée le circuit. Quelle est la durée de fonctionnement de la pile, sachant que l'intensité du courant est $I = 0,5\text{ A}$?

2-4/ Calculer la variation de masse de l'électrode de nickel.

On donne: $M(\text{Zn}) = 65,4\text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Ni}) = 58,7\text{ g.mol}^{-1}$