

TD COUPLES OX/RED ET CLASSIFICATION QUALITATIVE:**Exercice 1 :**

L'étain Sn décolore une solution cuivrique (c-à-d contenant l'ion Cu^{2+} , aussi appelé ion cuivre « II » ; pourquoi ?). D'autre part, le fer réagit avec l'ion stanneux Sn^{2+} . Ecrire les équations, et en déduire une classification électrochimique des trois couples mis en évidence.

Exercice 2

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

1) Une solution d'ions Co^{2+} , rose est décolorée par l'aluminium, et le métal cobalt est attaqué par une solution contenant l'ion argent Ag^+ . Ecrire les équations ayant eu lieu. Classer les différents couples oxred mis en jeu (on précise que l'ion aluminium est trivalent).

2) Le cobalt décolore une solution contenant l'ion cuivre 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 3

On agite longuement un mélange constitué de 50mL d'une solution de sulfate de cuivre II de molarité $c = 0,05\text{mol/L}$ et de 224mg de fer en poudre. Ecrire l'équation bilan de la réaction. Celle-ci étant totale, calculer les molarités de tous les ions en solution, ainsi que les masses du dépôt apparu et du fer excédentaire. On donne $M_{\text{Fe}} = 56\text{g/mol}$ et $M_{\text{Cu}} = 63,5\text{g/mol}$.

Exercice 4

On introduit 1,27g de cuivre dans 100cm³ d'une solution de nitrate d'argent. En fin de réaction, il reste un résidu solide que l'on sépare par filtration afin de déterminer sa masse ; on trouve 2,4g.

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction et montrer que le cuivre est en excès.

2) Déterminer la masse d'argent contenue dans le résidu.

3) Déterminer la molarité de la solution de nitrate d'argent (on donne $M_{\text{Ag}} = 108\text{g/mol}$).

Exercice 5

On introduit un morceau de fer de masse $m = 2,10\text{g}$ dans 100mL d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C = 1\text{mol/L}$. Quand le dégagement gazeux cesse, on filtre, puis on dose la solution par une solution de soude molaire. Le virage de l'indicateur se produit quand on a versé $V = 40,0\text{mL}$ de soude.

Montrer que le fer n'était pas pur (on suppose que les impuretés ne sont pas attaquées par l'acide). Calculer le pourcentage en masse d'impureté de l'échantillon ($M_{\text{Fe}} = 56\text{g/mol}$).

Exercice 6

On fabrique 0,5L d'une solution à partir de nitrate de plomb $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ et de nitrate d'argent AgNO_3 . Dans une moitié de la solution, on plonge une lame de zinc. Il se forme un dépôt métallique de masse $m_1 = 21,15\text{g}$. Dans l'autre moitié, on plonge une lame de cuivre. Il se forme un dépôt de masse $m_2 = 10,8\text{g}$. Ecrire les équations qui se sont produites. Calculer les molarités en ions Pb^{2+} , Ag^+ et NO_3^- de la solution initiale ($M_{\text{Ag}} = 108\text{g/mol}$ et $M_{\text{Pb}} = 207\text{g/mol}$) (pouvoir réducteur croissant : Ag, Cu, Pb, Zn).

Exercice 7

Une masse de 10g d'un mélange de poudre de cuivre, d'aluminium et de fer est attaquée par une quantité suffisante d'acide chlorhydrique.

1- Quelles sont les réactions qui se produisent ?

2- On recueille $V = 6,38\text{L}$ de dihydrogène (volume mesuré dans les CNTP) et un solide de masse $m = 2,5\text{g}$. Déterminer la composition massique du mélange.

Données : en g/mol : Al = 27 ; Fe = 56 ; Cu = 63,5

SCIENCE-EN-HERBE