

EXERCICES SUR COUPLES REDOX 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 redox 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 $C = 1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. 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 ($M_{\text{Fe}} = 56\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

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