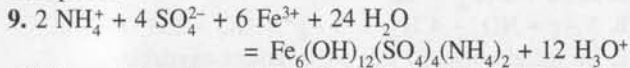


8. Le filtrat obtenu présente une coloration rougeâtre due à la présence de très petits grains d'hydroxyde de fer(III) qui sont passés au travers du filtre.



10. En maintenant un pH voisin de 5, on évite la précipitation de l'hydroxyde de zinc et on favorise la précipitation de la jarosite.

11. En l'absence d'ions Fe^{3+} , le filtrat reste incolore lors de l'ajout de quelques gouttes de solution de thiocyanate de potassium.

La présence d'ions zinc peut être mise en évidence par la formation d'un précipité blanc d'hydroxyde de zinc par ajout de quelques gouttes de solution de soude à un prélèvement du filtrat.

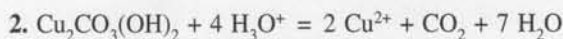
UNE ÉTAPE DE L'ÉLABORATION DU CUIVRE

Lorsque l'élément cuivre est présent en très faible teneur dans un minerai, la solution obtenue par lixiviation est très diluée et le métal cuivre peut difficilement être obtenu par électrolyse. La manipulation proposée décrit le procédé alors utilisé.

MATÉRIEL ET PRODUITS

- Tubes à essais dans leur portoir avec bouchons ;
- pipettes Pasteur ;
- un erlenmeyer de 150 mL ;
- un verre de montre ou une capsule pour pesée ;
- papier-filtre ;
- tampon Jex (laine de fer) ;
- solution de sulfate de cuivre(II) à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- solution de sulfate de fer(III) à $0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- solution de soude à $2,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- solution S' utilisée pour l'étude à $0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en sulfate de fer(III), à $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en sulfate de zinc et à $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en acide sulfurique ;
- fer-blanc désétamé par traitement par une solution concentrée de chlorure de fer(III).

RÉPONSES À QUELQUES QUESTIONS

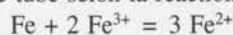


Cette réaction est une réaction acido-basique.

3. Le précipité vert obtenu lors de l'ajout de la solution de soude est de l'hydroxyde de fer(II) traduisant la formation d'ions Fe^{2+} dans le tube T_1 selon la réaction d'équation :



4. Le précipité vert obtenu lors de l'ajout de la solution de soude est de l'hydroxyde de fer(II) traduisant la formation d'ions Fe^{2+} dans le tube selon la réaction d'équation :



La formation d'ions Fe^{2+} , vert pâle, explique la décoloration observée après agitation du fer dans la solution de fer(III).

5. Voir le protocole proposé.

$$6. m(\text{Cu})_{\text{max}} = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = V(S') \cdot [\text{Cu}^{2+}] \cdot M(\text{Cu}) = 50 \cdot 10^{-3} \times 0,15 \times 63,5 = 0,48 \text{ g.}$$

$$\rho = \frac{m(\text{Cu})_{\text{obtenu}}}{m(\text{Cu})_{\text{max}}}$$

Nous avons trouvé $m(\text{Cu})_{\text{obtenu}} = 0,42 \text{ g}$, soit $\rho = 88 \%$.

7. Le fer participe à deux réactions : la réduction des ions cuivre(II) Cu^{2+} et la réduction des ions fer(III) Fe^{3+} ; il n'est donc pas possible de déterminer la masse de cuivre extrait par pesée des morceaux de fer-blanc.

La connaissance du contenu de l'Essentiel du chapitre devrait permettre aux élèves de bien traiter tout exercice sur ce sujet au baccalauréat.

EXERCICE RÉSOLU

L'exercice proposé correspond à une étape essentielle de la métallurgie industrielle du zinc. L'élimination des ions Cu^{2+} , Co^{2+} et Ni^{2+} est indispensable pour obtenir le métal zinc sans impuretés et pour limiter le dégagement de dihydrogène à la cathode lors de l'électrolyse (en effet, la surtension du dégagement de dihydrogène est forte sur du zinc pur alors qu'elle est faible sur zinc impur).

CORRIGÉS DES EXERCICES

1. 1. a. $Q_{r_a} = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{HO}^-]^3$.

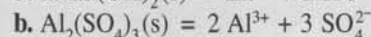
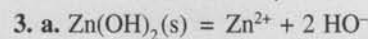
b. $Q_{r_b} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{HO}^-]^2$.

c. $Q_{r_c} = [\text{Zn}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$.

2. a. $Q_{r_a} = \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{HO}^-]^2}$.

b. $Q_{r_b} = \frac{1}{[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]}$.

c. $Q_{r_c} = \frac{1}{[\text{Fe}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2}$.



2. $K_d = 8,3 \cdot 10^{-17}$; $K_e = 7,7 \cdot 10^{-3}$; $K_f = 1,0 \cdot 10^{36}$.

3. a. Réaction acido-basique.

b. Réaction d'oxydoréduction.

c. Réaction de complexation.

d. Réaction acido-basique.

e. Réaction d'oxydoréduction.

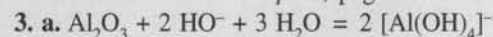
4. 1. Découper environ 1 cm de ruban de papier-pH et le déposer sur un verre de montre ou une soucoupe blanche. Plonger un agitateur en verre propre dans la solution à tester, toucher le ruban et comparer la couleur obtenue à celles de l'échelle de teintes.

2. Voir les schémas de l'annexe 4 du présent ouvrage.

5. 1. Voir T.P. page 200 du livre élève, § 2.1 et 2.2.

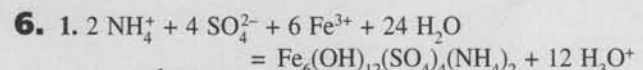
2. a. Voir T.P. page 201 du livre élève, § 3.

b. Voir l'Essentiel du chapitre, page 204 du livre élève.

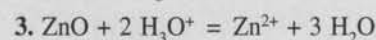


b. $m(\text{Al}) = 275 \text{ kg}$; $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 519 \text{ kg}$.

c. $m(\text{NaOH}) = 407 \text{ kg}$.

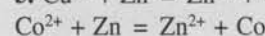
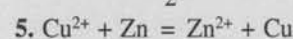


2. $n(\text{NH}_4^+) = \frac{1}{3} n(\text{Fe}^{3+}) = 70 \text{ mol}$; $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 4,6 \text{ kg}$.



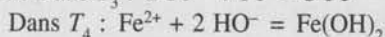
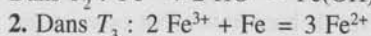
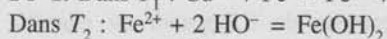
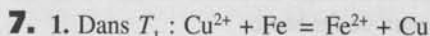
Réaction acido-basique.

4. $n(\text{ZnO}) = \frac{1}{2} n(\text{H}_3\text{O}^+) = 210 \text{ mol}$; $m(\text{ZnO}) = 17,1 \text{ kg}$.



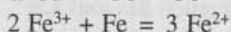
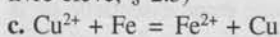
6. $m(\text{Zn}) = (n(\text{Cu}^{2+}) + n(\text{Co}^{2+})) \cdot M(\text{Zn}) = 11,8 \text{ kg}$.

7. $[\text{Zn}^{2+}] = 2,84 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



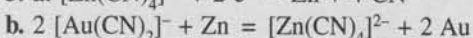
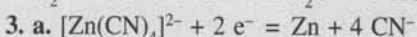
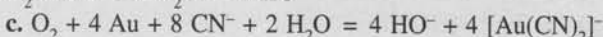
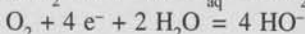
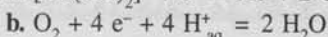
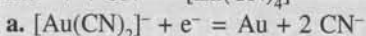
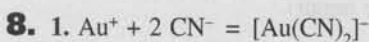
3. a. Voir T.P. page 203 du livre élève, § 2.2 ; présence d'ions Fe^{2+} .

b. Test négatif avec ion thiocyanate SCN^- (voir page 201 du livre élève, § 2.3)

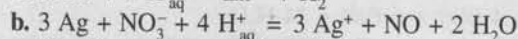
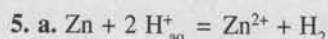


d. $m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M_{\text{Fe}} = (n(\text{Cu}^{2+}) + \frac{1}{2} n(\text{Fe}^{3+})) \cdot M_{\text{Fe}}$

$$= V \cdot ([\text{Cu}^{2+}] + \frac{1}{2} [\text{Fe}^{3+}]) \cdot M_{\text{Fe}} = 0,29 \text{ kg}.$$

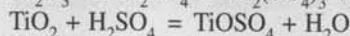
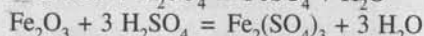
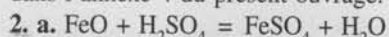


4. $m(\text{Zn}) = \frac{1}{2} (n(\text{Ag}) + n(\text{Au})) \cdot M(\text{Zn}) = 17 \text{ g}$.



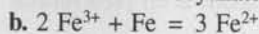
c. Un métal noble est très difficilement oxydable.

9. 1. Voir ces différents schémas dans le livre de l'élève et dans l'annexe 4 du présent ouvrage.



b. Ces trois réactions sont des réactions acido-basiques.

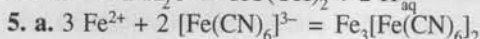
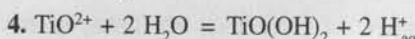
3. a. Les ions fer(III) donnent un complexe rouge en présence d'ions thiocyanate SCN^- .



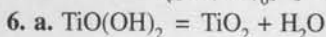
c. $n(\text{Fe}^{3+}) = 2 \left(\frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} \right) = \frac{2 \times 0,18 \times 10,0}{159,6}$

$$= 2,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

$m(\text{Fe}) = \frac{1}{2} n(\text{Fe}^{3+}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,63 \text{ g}$.



b. $[\text{Fe}^{2+}]_{\text{lim}} = \left(\frac{1}{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}]^2 \cdot K} \right)^{1/3} = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



b. $\rho = \frac{m(\text{TiO}_2)_{\text{extrait}}}{m(\text{TiO}_2)_{\text{présent}}} = \frac{4,1}{0,54 \times 10} = 0,76$, soit 76 %.