

Lixiviation du cuivre - BUP n°790

Lise Boutenègre & Raphaël Rullan

| **Remarque** – Protocole adapté du protocole du BUP n°790 - Une vie de cuivre.

Liste des réactifs :

- Solution H_2SO_4 à 0.5 mol L^{-1}
- Oxyde de cuivre(II)
- Sulfate de fer(III) : $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, 6 \text{ H}_2\text{O}$
- Fer Blanc désétamé
- Thiocyanate de potassium (test fer)
- Solution NaOH à 10 mol L^{-1}
- Céélite
- Sulfate d'ammonium
- Solution d'ammoniac (test cuivre)

Matériel spécial :

- Électrodes de cuivre et de plomb
- Electrolyseur
- Ampèremètre

1 Lixiviation par fer blanc

Protocole

Reconstitution du minerai

1. Peser 0.5 g d'oxyde de cuivre et 0.5 g de sulfate de fer.
2. Les mélanger

Lixiviation

1. Dissoudre le minerai dans 100 mL d'acide sulfurique à 0.5 mol L^{-1} dans un erlenmeyer
2. Ajouter 5 g de morceaux de fer blanc désétamé sous agitation lente.

| **Remarque** – Manipulation qualitative pour observer une décoloration partielle de la solution et une déposition de cuivre sur le fer.

2 Lixiviation par technique électrochimique

Protocole

Reconstitution du minerai

1. Peser 0.5 g d'oxyde de cuivre et 0.5 g de sulfate de fer.
2. Les mélanger

Remarque – Le sulfate de fer représente l'impureté majoritaire présente dans un minerai de cuivre.

Dissolution du minerai

1. Placer le minerai dans 50 mL de solution d'acide sulfurique à 0.5 mol L^{-1} dans un erlenmeyer.
2. Agiter la préparation pendant 5 min en chauffant à 60°C .
3. Faire un test pour vérifier la présence de fer avec du thiocyanate dans un tube à essai.

Précipitation du fer

1. Ajouter à la solution 0.45 g de sulfate d'ammonium et agiter jusqu'à dissolution. *Au besoin ajouter un peu de solution d'acide sulfurique et chauffer pour atteindre la dissolution complète.*
2. Pour mettre en évidence les zones critiques il est possible d'ajouter la soude sous forme d'un dosage pH-métrique et conductimétrique.
3. En mesurant le pH à l'aide d'un pH-mètre ajouter de la soude à 10 mol L^{-1} jusqu'à atteindre un pH compris entre 4,5 et 5. Cela correspond à un ajout d'environ 5,5 mL de solution de NaOH à 10 mol L^{-1} pour 60 mL de solution. *Un précipité brun/rouge apparaît.*
4. Filtrer sur papier filtre (*mettre deux papiers et prévoir de changer de filtre au cours de la filtration*). Puis filtrer sur célite avec une couche de célite d'environ 4/5 cm.
5. Faire un test avec le filtrat pour vérifier l'absence de fer avec du thiocyanate dans un tube à essai. *Il est possible aussi de vérifier la présence de cuivre avec un test grâce à une solution d'ammoniac.*

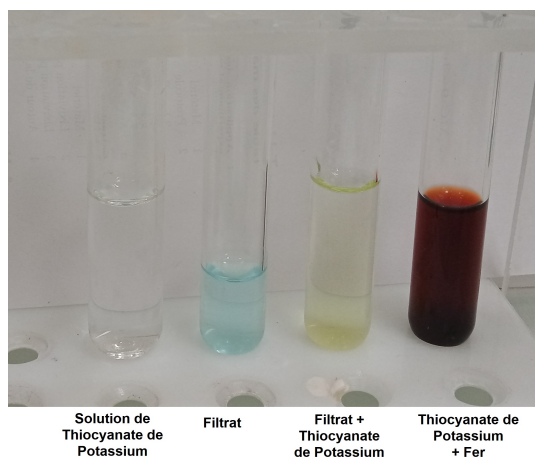


Figure 1 – Test de présence du fer grâce au thiocyanate de potassium.

Remarque – Il est possible que le test du filtrat avec le thiocyanate donne une solution vert/jaune. Cela est sûrement dû à la présence d'ion Cu(I) dans l'oxyde de départ qui forment alors un complexe jaune lors du test.

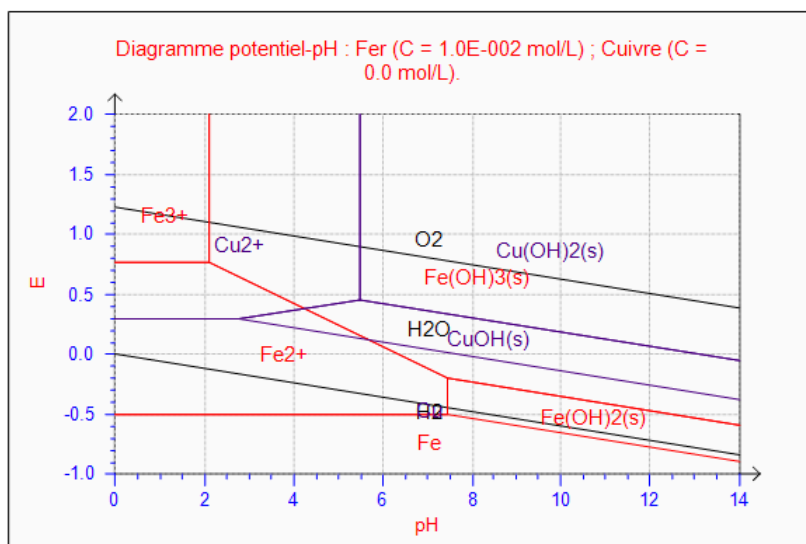


Figure 2 – Diagramme E-pH du couple Fer/Cuivre étudié lors de cette réaction.

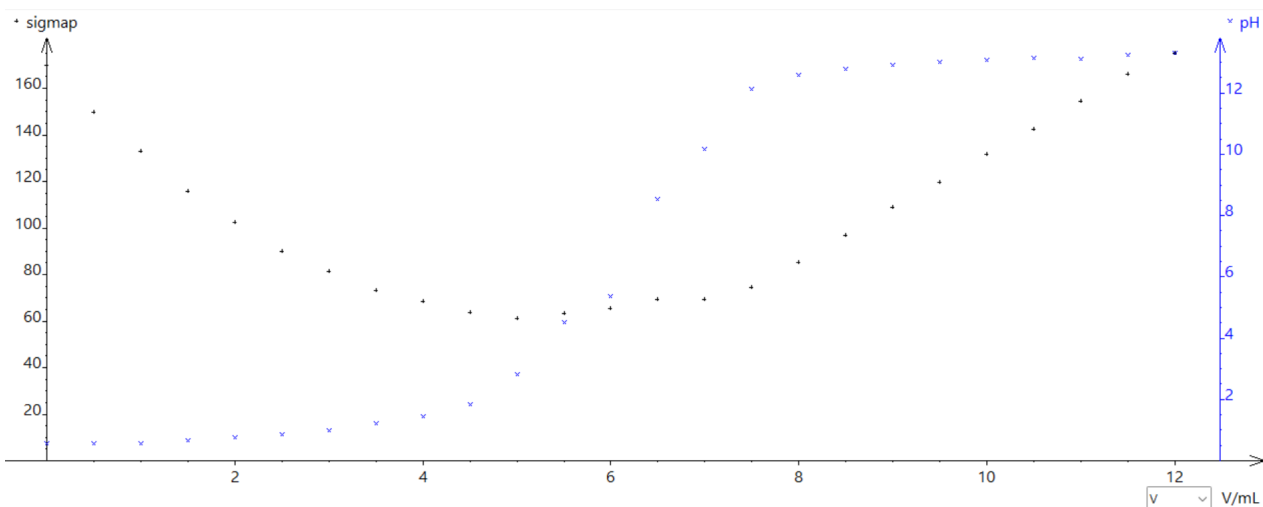


Figure 3 – Courbes pH=f(V) et de conductimétrie (corrignée) tracées pour des ajouts d'une solution de NaOH à 10 mol L^{-1}

Électrolyse du cuivre *adapté du protocole du JFLM tome 2 p.225*

ATTENTION : Peser les électrodes AVANT et APRÈS.

1. Effectuer une électrolyse du filtrat de l'étape précédente.
2. Réaliser un montage d'électrolyse avec l'électrode de cuivre à la borne (-) et l'électrode de plomb à la borne (+).
3. Après avoir introduit le filtrat dans le bécher, imposer 1 V entre les deux électrodes (*de façon à avoir une densité de courant de $1 \text{ mA}^2 \text{ cm}^{-1}$*).
4. Laisser cette électrode se réaliser pendant un temps Δt noté.

5. Comparer le poids de la cathode avant et après l'électrolyse.
6. Conclure quant à l'efficacité du procédé.

Remarque – Le cuivre en solution va se déposer sur la cathode de cuivre au cours de la réaction.

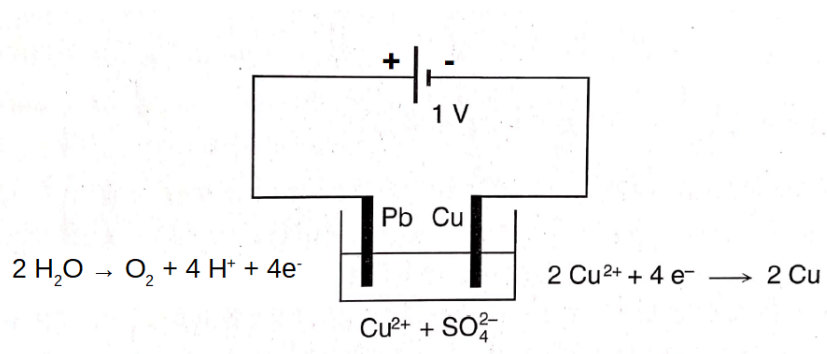
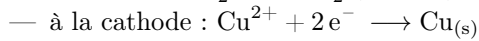
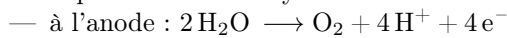


Figure 4 – Montage d'électrolyse à réaliser pour récupérer les ions Cu(II) en solution.

1 Exploitation

Les équations d'électrolyse sont :



Le potentiel standard du couple Cu^{2+}/Cu est 0.337 V. On peut calculer en prenant le temps d'électrolyse le rendement faradique :

$$\eta = \frac{\text{quantité d'électrons utilisés pour la transformation}}{\text{quantité totale d'électrons échangés}} \quad (1)$$

Or on sait que :

$$i = \frac{dq}{dt} \quad (2)$$

Donc :

$$q = i \times \Delta t \quad (3)$$

$$q = e \times n_{\text{ech}} \quad (4)$$

On obtient le nombre d'électrons échangés :

$$n_{\text{ech}} = \frac{i \times \Delta t}{e} \quad (5)$$

On peut également relier le nombre d'électrons utilisés au cours de la réaction à la masse de cuivre formée :

$$n_{\text{prod}} = 2 \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \quad (6)$$

On a finalement :

$$\eta = \frac{2 \times e \times m_{\text{Cu}}}{i \times \Delta t \times M_{\text{Cu}}} \quad (7)$$