

Chapitre 1

Solubilité – Activité 4

Fiche liée à cette séquence :

► Fiche de synthèse Chapitre 1

ACTIVITÉ 4 : Une étape de l'hydroméallurgie du zinc

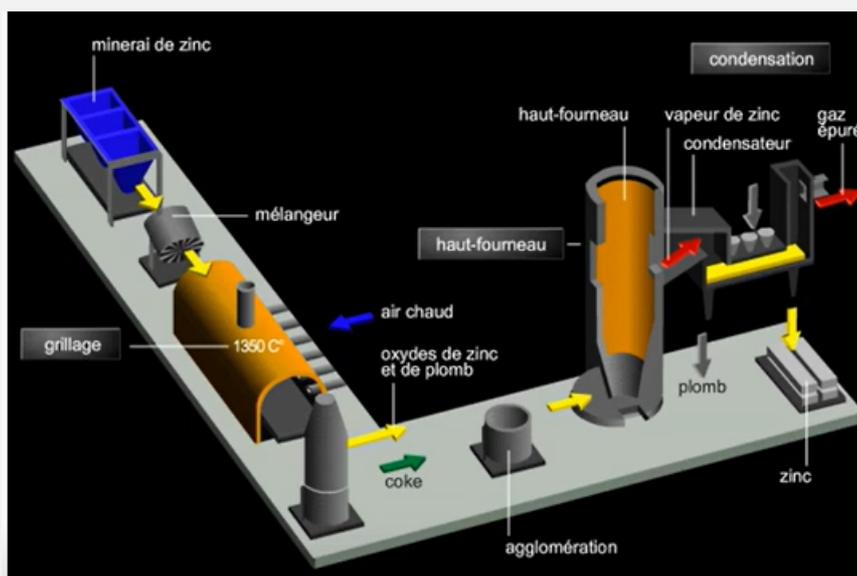
Rares sont les métaux qui se présentent à l'état natif*. C'est le cas de l'or, de l'argent, parfois du cuivre mais jamais pour l'aluminium ou le zinc dont les formes stables sont des oxydes ou des sulfures (ex : Al_2O_3 , ZnS ,...) combinés à d'autres minéraux au sein de couches géologiques solides. La matière première pour obtenir du zinc est une roche, appelée blende ZnS .

DOCUMENT 1 : Principe de l'hydroméallurgie du zinc

La blende reçue dans une fonderie contient principalement du sulfure de zinc mais aussi d'autres métaux (fer, cuivre, plomb,...) qui doivent être éliminés pour élaborer le métal zinc. Le zinc est élaboré à partir de la blende par hydroméallurgie (c'est-à-dire que les différentes opérations ont lieu en milieu humide).

La blende est d'abord grillée dans un four, avec de l'air, pour former des oxydes, dont l'oxyde de zinc (ZnO). Ces oxydes sont ensuite dissous dans de l'acide sulfurique concentré : il s'agit de l'étape de lixiviation. Seul le plomb oxydé reste à l'état solide est éliminé par filtration. Les autres métaux se retrouvent en solution sous forme d'ions : Zn^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{3+}

En ajustant le pH avec une solution de soude par exemple, les ions Fe^{3+} sont éliminés sous forme d'hydroxyde de fer $Fe(OH)_3(s)$. Ensuite, on fait réagir les ions Cu^{2+} avec du zinc solide. Le cuivre solide formé est éliminé par filtration. Pour finir les ions Zn^{2+} sont réduits en zinc solide par électrolyse.



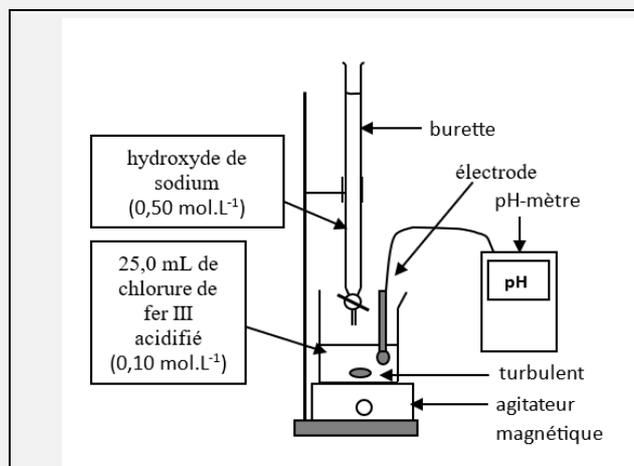
Larousse.fr

Vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=d3TNN9TwEcQ>

VOTRE MISSION : Réaliser une des étapes de l'hydrométallurgie du zinc.

Vous devrez mettre au point un protocole afin d'éliminer les ions fer III de la solution obtenue après lixiviation, précisant notamment à quel pH la solution devra être ajustée.

1. Introduire dans un tube à essais 2 mL de solution de chlorure de fer III ($\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$). Ajouter quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{HO}^{-}(\text{aq})$). Noter vos observations et écrire l'équation de cette réaction sachant que les ions sodium et chlorure sont spectateurs.
2. Faire de même avec une solution de sulfate de cuivre II ($\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) puis avec une solution de sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$).

DOCUMENT 2 : Dispositif expérimental et protocole

- Réaliser le montage ci-contre.
- Introduire dans le bécher 25,0 mL de solution de chlorure de fer III acidifié à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Mesurer le pH initial.
- Verser ensuite goutte à goutte l'hydroxyde de sodium
- Noter le pH pour lequel vous observez le premier grain de précipité qui ne se redissout pas.
- Noter le pH à partir duquel on observe une brusque augmentation de ce dernier.

Pour mieux repérer ces valeurs de pH, on pourra tracer le graphique $\text{pH} = f(V_{\text{versé}})$.

3. Réaliser le protocole du document 2, avec la solution de chlorure de fer (III) puis avec la solution de sulfate de cuivre (II) et la solution de sulfate de zinc. Le travail sera éventuellement réparti entre plusieurs binômes.
4. Expliquer les différentes variations de pH observées lors de l'expérience.
5. Représenter sur un axe de pH les domaines de précipitation des hydroxydes de chaque ion.

DOCUMENT 3 : Matériel à disposition

- | | |
|--|---|
| <ul style="list-style-type: none"> - Potence - Burette graduée - Bécher de 100 mL - pH-mètre + solutions tampon + papier Joseph - agitateur magnétique + barreau aimanté + tige aimantée - pipette jaugée de 25,0 mL - pipeteur - Filtre + entonnoir + support | <ul style="list-style-type: none"> - Solution « issue de la lixiviation » contenant les ions Zn^{2+}, Cu^{2+} et Fe^{3+} à la concentration effective de $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. - Solution de thiocyanate de potassium - Solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ |
|--|---|

6. A l'aide du matériel disponible proposé sur le document 3, proposer puis réaliser un protocole expérimental permettant d'éliminer les ions fer(III) de la solution issue de la lixiviation, puis de vérifier s'il en reste encore dans la solution.

Indication : les ions fer(III) en solution donnent une coloration rouge en présence d'ions thiocyanate SCN^{-} .

7. Décrire et commenter les résultats obtenus.

DOCUMENT 4 : Données

Constantes d'équilibre de solubilité :

Espèce	Ks à 25°C
Cu(OH) ₂ (s)	4,8.10 ⁻²⁰
Fe(OH) ₃ (s)	2,8.10 ⁻³⁹
Zn(OH) ₂ (s)	3,0.10 ⁻¹⁷

Produit ionique de l'eau

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C}$$

$$\text{pH d'une solution aqueuse : } \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

8. Ecrire les équations modélisant les équilibres correspondant aux constantes de solubilité Ks données dans le document 4.
9. Quelle est la relation entre le quotient de réaction Qr et la constante d'équilibre de solubilité Ks lorsque la précipitation de l'hydroxyde commence ?
10. En déduire la concentration en ions hydroxyde nécessaire pour faire précipiter chacun des trois ions considérés dans cette activité présents à la concentration initiale de 0,10 mol.L⁻¹.
11. En déduire la concentration en ions oxonium H₃O⁺ correspondante, puis le pH de début de précipitation de chacun des trois hydroxydes.
12. Comparer avec les valeurs expérimentales trouvées. Conclure.