



PROF-ELABORER UN PRODUIT 1 :
PRECIPITATION SELECTIVE : SEPARATION DES IONS FER II,
CUIVRE II ET ZINC II

Comment procéder pour séparer les ions Fe^{3+} , Cu^{2+} , et Zn^{2+} ?

Une des difficultés de l'hydrométallurgie du zinc réside dans l'élimination des ions fer (III). En effet, l'action d'une solution d'acide sulfurique sur la calcine **fait malheureusement passer en solution les ions d'impuretés métalliques**, notamment Fe^{3+} , et Cu^{2+} contenus dans le minerai d'origine. Il est donc nécessaire d'éliminer ces ions de la solution.

I Première étape : Séparation des ions Fe^{3+} et Cu^{2+} :

1) *Quel protocole peut-on mettre en œuvre pour faire précipiter les ions fer (III) sans faire précipiter les ions cuivre (II) ?*

Après avoir établi le protocole, vous devrez le tester sur une solution contenant les deux ions à la même concentration.

- On ajoute goutte à goutte une solution de soude (2 mol/L) à la solution A, jusqu'à voir apparaître le début de précipitation de l'hydroxyde de cuivre.
- On suit pendant l'ajout l'évolution du pH à l'aide d'un **pH-mètre**. On note le pH de début de précipitation : $pH_A = 5,1$
- On fait de même avec la solution B, on note le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de fer (III) : $pH_B = 2,3-2,4$
- On fabrique une solution C en mélangeant à volume égal les deux solutions A et B et on ajuste le pH avec la solution de soude à : $pH < pH_A$.
- On filtre la solution, on récupère le filtrat (celui-ci est bleu). On effectue le test à la soude pour vérifier qu'il n'y a plus d'ions fer (III).

2) *Peut-on confirmer le protocole de séparation à partir des données théoriques suivantes ?*

Équations des réactions de précipitation de l'hydroxyde de fer (III) et de l'hydroxyde de cuivre (II)	Constantes d'équilibre associées à ces réactions
$Cu^{2+}(aq) + 2 HO^-(aq) = Cu(OH)_2(s)$	$K = 5,0 \times 10^{19}$
$Fe^{3+}(aq) + 3 HO^-(aq) = Fe(OH)_3(s)$	$K = 4,0 \times 10^{37}$

a. Quel est le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de fer (III) ?

$$K = \frac{1}{[Fe^{3+}][OH^-]^3} \text{ avec } [Fe^{3+}] = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

on en déduit $[OH^-] = 9,4 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$ ce qui correspond à un pH de 2,0.

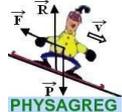
b. Quel est le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de cuivre (II) ?

$$K = \frac{1}{[Cu^{2+}][OH^-]^2} \text{ avec } [Cu^{2+}] = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

on en déduit $[OH^-] = 8,2 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$ ce qui correspond à un pH de 4,9.

c. Comparer les valeurs théoriques aux valeurs expérimentales.

La valeur du pH de précipitation de l'hydroxyde de fer ne correspond pas tout à fait à la valeur attendue. Ceci est dû au fait que la granulométrie de l'hydroxyde de fer étant extrêmement faible, à l'œil on ne peut distinguer le début de précipitation. Ce qui explique l'écart entre la valeur expérimentale et la valeur théorique.



- d. Si on ajuste le pH à 4.7, pour séparer les ions fer (III) des ions cuivre (II) peut-on considérer que tous les ions fer (III) ont précipité ?

À pH= 4.7 : la concentration en ions hydroxyde est de 5×10^{-10} mol/L. A partir de l'expression de

$$K = \frac{1}{[Fe^{3+}][OH^-]^3} \text{ on détermine } [Fe^{3+}] = 2,0 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

On peut considérer que tous les ions fer (III) ont précipité.

e. Conclusion :

Pour séparer les ions fer (III) des ions cuivre (II), on augmente le pH de la solution en ne dépassant pas le pH de début de précipitation des ions cuivre (II). Ainsi on précipite la quasi-totalité des ions fer (III) sans précipiter les ions cuivre (II).

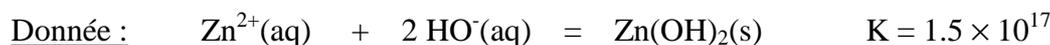
II Deuxième étape : Séparation des ions Cu^{2+} et Zn^{2+}

Généralement la solution obtenue après lixiviation est riche en Zn^{2+} .

On simule donc un mélange en Zn^{2+} et en Cu^{2+} dont les concentrations sont :

$$[Cu^{2+}] = 30 \text{ mmol/L} \quad [Zn^{2+}] = 0,90 \text{ mol/L}$$

- 1) *Peut-on faire précipiter sélectivement les ions Cu^{2+} sans précipiter les ions Zn^{2+} ?*



- a. Quel est le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de cuivre (II) ?

On trouve pH = 4.9 (voir Ib.)

- b. Quel est le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de zinc (II) ?

$$K = \frac{1}{[Zn^{2+}][OH^-]^2} \text{ avec } [Zn^{2+}] = 0.90 \text{ mol/L on trouve pH} = 5.4$$

- c. Quel est la valeur du pH à ne pas dépasser pour précipiter seulement les ions cuivre ?

Il ne faut pas dépasser 5.1-5.2.

- d. À ce pH, déterminer le pourcentage d'ions cuivre (II) qui a précipité. Conclure.

$$\text{On a } K = \frac{1}{[Cu^{2+}][OH^-]^2} \text{ avec pH} = 5.1 \text{ soit } [HO^-] = 1.3 \times 10^{-9} \text{ mol/L et } K = 5.0 \times 10^{19}$$

On trouve : $[Cu^{2+}] = 1.2 \times 10^{-2}$ mol/L ;

$$\% \text{ précipité} = \frac{3.0 \times 10^{-2} - 1.2 \times 10^{-2}}{3.0 \times 10^{-2}} \times 100 = 60\%$$

Ici, on ne peut précipiter totalement les ions cuivre sans précipiter les ions zinc.

En ajustant le pH à 5,1 il reste des ions cuivre (II) en solution.

- e. Industriellement comment procède-t-on pour éliminer les ions cuivre de la solution ?

On procède à une cémentation par la poudre de zinc ; ce qui va permettre de réduire les ions cuivre restant en cuivre métal. Après filtration on pourra alors récupérer le filtrat contenant seulement les ions zinc (II).

- 2) *Vérifier expérimentalement ce procédé.*

- Ajuster le pH.
- Procéder à une filtration : l'observation du filtrat permet-elle de dire que les ions cuivre ont précipité en totalité ?
- Ajouter alors la poudre de zinc, agiter et laisser réagir quelques minutes.
- Après filtration, effectuer le test à la soude. Conclure.
- Quel est l'intérêt pratique de réaliser l'étape de la cémentation avec le zinc métal ?

On n'introduit pas de nouvel élément chimique car il se forme des ions zinc II.