

I. Introduction

1. La nécessité de séparer s'impose au chimiste dès que l'espèce chimique qui l'intéresse se trouve dans un mélange. Par exemple, les minerais contiennent plusieurs espèces chimiques, dont une plus intéressante que les autres. Les autres sont alors considérées comme des impuretés. Lorsqu'un ion métallique en solution précipité sous forme d'hydroxyde métallique, il peut être séparé de la solution. Il s'agit alors d'une méthode de séparation par transformation chimique (il en existe d'autres comme l'électrolyse : voir TP 02 – 4). Le principe de séparation des ions dans ce TP est le suivant : nous allons nous placer à un pH intermédiaire entre celui auquel les ions Fe^{3+} précipitent ($\text{pH} = 1,7$) et celui auquel les ions Cu^{2+} précipitent ($\text{pH} = 4,9$), soit 3,5 par exemple. Ainsi le précipité ne contiendra que l'hydroxyde de Fer III et dans la solution, ne resteront que les ions Cu^{2+} .
2. En se plaçant au pH intermédiaire de 3,5 et en récupérant le précipité par filtration de la solution, nous obtenons théoriquement une solution ne contenant que des ions Cu^{2+} . Pour s'en assurer, il faut ensuite ajouter au filtrat quelques gouttes d'hydroxyde de sodium. S'il se forme un précipité de couleur rouille, c'est qu'il restait des ions Fe^{3+} , si par contre il faut augmenter le pH jusqu'à 4,9 pour que se forme un précipité (qui sera alors de couleur bleue) c'est qu'il ne restait bien que les ions Cu^{2+} dans le filtrat.
3. Le protocole expérimental est donc le suivant :
Introduire dans un becher 10 mL de solution de chlorure de fer III à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et 10mL de solution de sulfate de cuivre II à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. La précipitation sera réalisée en utilisant une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.
Mesurer le pH initial.
Faire le dosage par l'hydroxyde de sodium jusqu'à ce que le pH atteigne la valeur 3,5.
Filtrer alors le mélange contenu dans le becher.
Le solide obtenu est de l'hydroxyde de fer III. Le filtrat lui contient les ions Cu^{2+} en solution. On peut alors s'arrêter ici si le fait d'avoir le cuivre en solution ne pose pas de problème. Si par contre on le veut à l'état solide, il faut continuer le dosage par l'hydroxyde de sodium jusqu'à un pH supérieur à 5 pour que se forme l'hydroxyde de cuivre II.

II. Séparation des ions Cu^{2+} et des ions Fe^{3+} dans un mélange

1. Manipulation
2. Conclusion
 - a) L'espèce extraite de la solution est l'hydroxyde de fer III qui est sous forme solide (précipité de couleur rouille).
 - b) L'espèce chimique contenue dans le filtrat est l'ion Cu^{2+} ce que l'on peut vérifier par ajout d'hydroxyde de sodium. Il ne doit pas se former de précipité avant d'atteindre un pH de 4,9 et celui-ci doit être de couleur bleue.
 - c) L'objectif est atteint puisque seul un précipité bleu se crée lorsque l'on recommence le dosage.

I. Introduction

1. La nécessité de séparer s'impose au chimiste dès que l'espèce chimique qui l'intéresse se trouve dans un mélange. Par exemple, les minerais contiennent plusieurs espèces chimiques, dont une plus intéressante que les autres. Les autres sont alors considérées comme des impuretés. Lorsqu'un ion métallique en solution précipité sous forme d'hydroxyde métallique, il peut être séparé de la solution. Il s'agit alors d'une méthode de séparation par transformation chimique (il en existe d'autres comme l'électrolyse : voir TP 02 – 4). Le principe de séparation des ions dans ce TP est le suivant : nous allons nous placer à un pH intermédiaire entre celui auquel les ions Fe^{3+} précipitent ($\text{pH} = 1,7$) et celui auquel les ions Cu^{2+} précipitent ($\text{pH} = 4,9$), soit 3,5 par exemple. Ainsi le précipité ne contiendra que l'hydroxyde de Fer III et dans la solution, ne resteront que les ions Cu^{2+} .
2. En se plaçant au pH intermédiaire de 3,5 et en récupérant le précipité par filtration de la solution, nous obtenons théoriquement une solution ne contenant que des ions Cu^{2+} . Pour s'en assurer, il faut ensuite ajouter au filtrat quelques gouttes d'hydroxyde de sodium. S'il se forme un précipité de couleur rouille, c'est qu'il restait des ions Fe^{3+} , si par contre il faut augmenter le pH jusqu'à 4,9 pour que se forme un précipité (qui sera alors de couleur bleue) c'est qu'il ne restait bien que les ions Cu^{2+} dans le filtrat.
3. Le protocole expérimental est donc le suivant :
Introduire dans un becher 10 mL de solution de chlorure de fer III à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et 10mL de solution de sulfate de cuivre II à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. La précipitation sera réalisée en utilisant une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.
Mesurer le pH initial.
Faire le dosage par l'hydroxyde de sodium jusqu'à ce que le pH atteigne la valeur 3,5.
Filtrer alors le mélange contenu dans le becher.
Le solide obtenu est de l'hydroxyde de fer III. Le filtrat lui contient les ions Cu^{2+} en solution. On peut alors s'arrêter ici si le fait d'avoir le cuivre en solution ne pose pas de problème. Si par contre on le veut à l'état solide, il faut continuer le dosage par l'hydroxyde de sodium jusqu'à un pH supérieur à 5 pour que se forme l'hydroxyde de cuivre II.

II. Séparation des ions Cu^{2+} et des ions Fe^{3+} dans un mélange

1. Manipulation
2. Conclusion
 - a) L'espèce extraite de la solution est l'hydroxyde de fer III qui est sous forme solide (précipité de couleur rouille).
 - b) L'espèce chimique contenue dans le filtrat est l'ion Cu^{2+} ce que l'on peut vérifier par ajout d'hydroxyde de sodium. Il ne doit pas se former de précipité avant d'atteindre un pH de 4,9 et celui-ci doit être de couleur bleue.
 - c) L'objectif est atteint puisque seul un précipité bleu se crée lorsque l'on recommence le dosage.