








### TP 3 - La précipitation sélective

■ Au cours d'un TP de chimie, les élèves ont versé dans le bidon « recyclage métaux » une solution de chlorure de fer (III) et une solution de sulfate de cuivre (II). Comment traiter ce mélange afin de séparer les ions  $\text{Fe}^{3+}$  des ions  $\text{Cu}^{2+}$  ?

Substances chimiques et pictogrammes de sécurité	
<p style="text-align: center;"><b>Hydroxyde de sodium</b> <b>NaOH</b> (s)</p> <div style="text-align: center;"></div> <p>▪ H314 - provoque de graves brûlures et des lésions oculaires graves</p>	<p style="text-align: center;"><b>Chlorure de cuivre dihydraté</b> <b>CuCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O</b> (s)</p> <div style="text-align: center;"> </div> <p>▪ H302 – Nocif en cas d'ingestion            ▪ H315 – Provoque une sévère irritation de la peau            ▪ H319 – Provoque une irritation cutanée            ▪ H410 – Très toxique pour les organismes aquatiques, entraîne des effets néfastes à long terme</p>
<p style="text-align: center;"><b>Nitrate de fer (III), nonahydraté</b> <b>Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>·9H<sub>2</sub>O</b>(s)</p> <div style="text-align: center;"> </div> <p>▪ H272 – Peut aggraver un incendie ; comburant            H315 – Provoque une irritation cutanée            H319 – Provoque une sévère irritation des yeux</p>	<p style="text-align: center;"><b>Thiocyanate de potassium</b> <b>K<sup>+</sup> (aq) + SCN<sup>-</sup> (aq)</b></p> <div style="text-align: center;"> </div> <p>▪ H302 - Nocif en cas d'ingestion.            ▪ H312 - Nocif par contact cutané.            ▪ H332 - Nocif par inhalation.            ▪ H412 - Nocif pour les organismes aquatiques, entraîne des effets néfastes à long terme.</p>

Données :

■ En solution, les ions métalliques  $\text{X}^{a+}$  précipitent en présence d'ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  donnant des hydroxydes métalliques  $\text{X}(\text{OH})_{a(s)}$  :  $\text{X}^{a+}_{(aq)} + a \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{X}(\text{OH})_{a(s)}$  ;  
 La précipitation dépend du pH

■ On rappelle que le précipité d'hydroxyde métallique apparaît lorsque :  
 $K_s = [\text{X}^{a+}] \cdot [\text{HO}^-]^a$   
 Avec  $K_s$  la constante de solubilité de l'hydroxyde métallique

■  $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$       ■  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$       ■  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

■ L'ion  $\text{SCN}^-_{(aq)}$  est un réactif caractéristique des ions fer (III).

On dispose des solutions suivantes :

- nitrate de fer III ( $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$  ;  $3 \text{NO}_3^-_{(aq)}$ ) dans laquelle  $[\text{Fe}^{3+}_{(aq)}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- chlorure de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  ;  $2 \text{Cl}^-_{(aq)}$ ). dans laquelle  $[\text{Cu}^{2+}_{(aq)}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+_{(aq)}$  ;  $\text{HO}^-_{(aq)}$ ) de concentration  $2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- acide sulfurique concentrée

## **I. Préparation des solutions**

1. Calculer la masse de nitrate de fer nonahydraté  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}_{(s)}$  qu'il faut peser pour préparer **100 mL** d'une solution de concentration  $3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2. Calculer la masse de chlorure de cuivre dihydraté  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}_{(s)}$  qu'il faut peser pour préparer **100 mL** d'une solution de concentration  $3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- Préparer les solutions

## **II. Étude de l'hydroxyde de fer**

### **1. Précipitation de l'hydroxyde de fer**

- Introduire dans un tube à essais environ 2 mL de la solution de nitrate de fer III contenant les ions  $\text{Fe}^{3+}$

- Ajouter quelques gouttes de la solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+_{(aq)} ; \text{HO}^-_{(aq)}$ ).

1. Noter vos observations.

2. Écrire l'équation qui traduit la réaction de précipitation.

### **2. Détermination du pH de début de précipitation**

#### Détermination théorique

■ La constante de solubilité de l'hydroxyde de fer  $\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$  est  $K_{s1} = 2 \cdot 10^{-39}$

3. Quelle relation peut-on écrire (entre les concentrations des ions  $\text{Fe}^{3+}$  et  $\text{OH}^-$ ) lorsque le précipité d'hydroxyde de fer apparaît ?

4. Calculer la concentration des ions  $\text{HO}^-$  lorsque commence la précipitation, si on estime que  $[\text{Fe}^{3+}_{(aq)}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

5. Calculer la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  lorsque commence la précipitation.

6. Calculer le pH théorique de début de précipitation.

#### Détermination expérimentale

- Introduire dans un bécher 20 à 30 mL de la solution de nitrate de fer.

- Placer le bécher sur un agitateur magnétique. Mettre un turbulent dans le bécher. Mettre en route l'agitation.

- Acidifier la solution, en ajoutant quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, afin d'avoir un pH initial proche de 1.

- Verser ensuite doucement, goutte à goutte, à l'aide d'une petite pipette, de la solution d'hydroxyde de sodium, jusqu'à l'obtention du précipité d'hydroxyde de fer III.

9. Mesurer le pH de la solution lorsque l'hydroxyde de fer apparaît.

### **III. Étude de l'hydroxyde de cuivre**

#### **1. Précipitation de l'hydroxyde de cuivre**

- Introduire dans un tube à essais environ 2 mL de la solution de chlorure de cuivre contenant les ions  $\text{Cu}^{2+}$
- Ajouter quelques gouttes de la solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$  ;  $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ ).

1. Noter vos observations.
2. Écrire l'équation qui traduit la réaction de précipitation.

#### **2. Détermination du pH de début de précipitation**

##### Détermination théorique

- La constante de solubilité de l'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$  est  $K_{\text{s}2} = 2 \cdot 10^{-20}$
3. Quelle relation peut-on écrire (entre les concentrations des ions  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{OH}^-$ ) lorsque le précipité d'hydroxyde de cuivre apparaît ?
  4. Calculer la concentration des ions  $\text{HO}^-$  lorsque commence la précipitation, si on estime que  $[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
  5. Calculer la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  lorsque commence la précipitation.
  6. Calculer le pH théorique de début de précipitation.

##### Détermination expérimentale

- Introduire dans un bécher 20 à 30 mL de la solution de chlorure de cuivre.
- Placer le bécher sur un agitateur magnétique. Mettre un turbulent dans le bécher. Mettre en route l'agitation.
- Acidifier la solution, en ajoutant quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, afin d'avoir un pH initial proche de 1.
- Verser ensuite doucement, goutte à goutte, à l'aide d'une petite pipette, de la solution d'hydroxyde de sodium, jusqu'à l'obtention du précipité d'hydroxyde de cuivre.

7. Mesurer le pH de la solution lorsque l'hydroxyde de cuivre apparaît.

### **IV. Traitement d'une solution contenant des ions métalliques**

- Introduire dans un bécher, 20 mL de la solution de chlorure de cuivre et 20 mL de la solution de nitrate de fer

1. Proposer un protocole permettant de séparer les ions  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$  du mélange ; Faire valider le protocole puis le réaliser.
2. Proposer un protocole permettant de vérifier que la séparation a été correctement effectuée ; Faire valider le protocole puis le réaliser.