

## 1. Précipitation sélective d'hydroxyde de magnésium et de strontium

---

1) Une solution contient des ions magnésium à la concentration  $[Mg^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ; on ajoute de la soude ( $Na^+$ ,  $OH^-$ ) dans la solution jusqu'à faire apparaître un précipité d'hydroxyde de magnésium

Constante d'équilibre de solubilité de l'hydroxyde de magnésium  $Mg(OH)_2$  :  $K_s = 1,82 \cdot 10^{-11}$

1.1. Donner l'expression du quotient de réaction associé à la réaction de dissolution de l'hydroxyde de magnésium. Que peut-on dire de la valeur de ce quotient lorsque le précipité d'hydroxyde de magnésium apparaît ?

1.2. En déduire la valeur de la concentration des ions hydroxyde lorsque le précipité apparaît, puis la valeur du pH de la solution

2) Une solution contient des ions strontium à la concentration  $[Sr^{2+}] = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ; on ajoute de la soude ( $Na^+$ ,  $OH^-$ ) dans la solution jusqu'à faire apparaître un précipité d'hydroxyde de strontium

Constante d'équilibre de solubilité de l'hydroxyde de strontium  $Sr(OH)_2$  :  $K_s = 3,16 \cdot 10^{-4}$

2.1. Donner l'expression du quotient de réaction associé à la réaction de dissolution de l'hydroxyde de strontium. Que peut-on dire de la valeur de ce quotient lorsque le précipité d'hydroxyde de strontium apparaît ?

2.2. En déduire la valeur de la concentration des ions hydroxyde lorsque le précipité apparaît, puis la valeur du pH de la solution

3) Une eau contient des ions magnésium  $Mg^{2+}$  et strontium  $Sr^{2+}$  à des concentrations  $[Mg^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[Sr^{2+}] = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

On désire séparer ces 2 espèces en réalisant une précipitation sélective : on rajoute goutte à goutte une solution de soude ( $Na^+$ ,  $OH^-$ ).

3.1. Quel est le précipité qui apparaît le premier ? Quelle est la valeur du pH lorsque ce 1<sup>er</sup> précipité apparaît ? Quelle est la valeur de pH à ne pas dépasser si on ne veut pas faire apparaître le 2<sup>nd</sup>e précipité ?

3.2. Quelle est la concentration des ions  $Mg^{2+}$  qui restent en solution lorsque le pH est de 11 ; peut-on considérer que tous les ions présents initialement dans la solution ont précipité ?

## 2. Obtention industrielle du zinc

---

Dans la nature, le zinc (Zn) se rencontre dans la blende, minerai constitué essentiellement de sulfure de zinc solide  $ZnS(s)$ .

Pour récupérer le métal zinc  $Zn(s)$ , dont la principale utilisation est l'élaboration de l'acier zingué, la blende subit de multiples transformations physico-chimiques.

La blende est ainsi transformée en calcine, lors d'une étape appelée « grillage ». Puis la calcine est attaquée par une solution d'acide sulfurique, lors d'une étape appelée « lixiviation ». Après cette étape de lixiviation, on obtient une solution très acide contenant des ions zinc  $Zn^{2+}$ , mais également un grand nombre d'impuretés, parmi lesquelles figurent les ions fer  $Fe^{3+}$  et les ions cuivre  $Cu^{2+}$ .

On modélise la solution obtenue après la lixiviation par un mélange acide contenant les ions cuivre à la concentration  $[Cu^{2+}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , les ions fer à la concentration  $[Fe^{2+}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et les ions zinc à la concentration  $[Zn^{2+}] = 0,90 \text{ mol.L}^{-1}$

### Constantes d'équilibre de dissolution à 20°C

De l'hydroxyde de fer III  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  :  $K_s = 2,5 \cdot 10^{-38}$

De l'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  :  $K_s = 2,0 \cdot 10^{-20}$

De l'hydroxyde de zinc  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  :  $K_s = 6,7 \cdot 10^{-18}$

On rajoute de la soude dans la solution

- 1) Calculer le pH de la solution lorsque le précipité d'hydroxyde de fer 3 apparait
- 2) Calculer le pH de la solution lorsque le précipité d'hydroxyde de cuivre apparait
- 3) Calculer le pH de la solution lorsque le précipité d'hydroxyde de zinc apparait
- 4) Afin de ne pas faire précipiter les ions  $\text{Zn}^{2+}$ , on ajuste le pH de la solution à 5
  - 4.1. Calculer la concentration des ions hydroxyde dans le mélange lorsque le pH est de 5
  - 4.2. Calculer la concentration des ions fer 3 dans la solution ; peut-on considérer qu'ils ont entièrement précipité ?
  - 4.3. Calculer la concentration des ions cuivre dans la solution ; peut-on considérer qu'ils ont entièrement précipité ?
  - 4.4. Quelles sont alors les dernières étapes qui permettent d'obtenir du zinc pur ?

### **3. Précipitation sélective d'hydroxyde de fer II et de fer III**

---

A la fin d'une séance de TP, un bidon récupérateur contient des ions fer2 et fer 3 à la concentration. Le laborantin désire séparer ces 2 espèces en réalisant une précipitation sélective ; il rajoute de la soude dans le bidon.

$$[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Fe}^{3+}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Constantes d'équilibre de dissolution à 20°C

De l'hydroxyde de fer II  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  :  $K_s = 7,9 \cdot 10^{-16}$

De l'hydroxyde de fer III  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  :  $K_s = 2,5 \cdot 10^{-38}$

- 1) Calculer le pH de la solution lorsque le précipité d'hydroxyde de fer 2 apparait
- 2) Calculer le pH de la solution lorsque le précipité d'hydroxyde de fer 3 apparait
- 3) Que doit faire le laborantin afin de réaliser la séparation des ions fer 2 et fer 3 ?