

Fiche 3 - Précipitation sélective

plomb	potassium	calcium	cuivre	argent	Sodium	manganèse	baryum	Fer 3	Zinc
Pb^{2+}	K^+	Ca^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Na^+	Mn^{2+}	Ba^{2+}	Fe^{3+}	Zn^{2+}

iodure	nitrate	hydroxyde	chlorure	sulfate	sulfure	fluorure	carbonate	oxalate
I^-	NO_3^-	HO^-	Cl^-	SO_4^{2-}	S^{2-}	F^-	CO_3^{2-}	$C_2O_4^{2-}$

$$[H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14} \quad ; \quad pH = -\log[H_3O^+] \quad ; \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Exercice 1 : précipitation de l'iodure de plomb

1. Afin de préparer une solution S_1 , on dissout **0,3 g** d'iodure de potassium dans $V_1=20 \text{ mL}$ d'eau ;

- Calculer la concentration des ions iodure dans la solution S_1 ; $M_{\text{soluté}} = 166 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

2. Afin de préparer une solution S_2 , on dissout **0,3 g** de nitrate de plomb dans $V_2=20 \text{ mL}$ d'eau ;

- Calculer la concentration des ions plomb dans la solution S_2 ; $M_{\text{soluté}} = 331,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

3. On mélange les deux solutions

- Calculer les concentrations des ions iodure et des ions plomb juste après le mélange

4.1. Écrire l'équation de dissolution de l'iodure de plomb

4.2. Exprimer le quotient de réaction Q_r en fonction de la concentration des ions iodure et plomb, puis calculer le quotient de réaction Q_r au moment du mélange.

4.3. Sachant que la constante d'équilibre de solubilité de l'iodure de plomb est $K_s = 8 \cdot 10^{-9}$, y-aura-t-il précipitation ?

Exercice 2 : précipitation du chlorure de plomb

On dispose de $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution S_1 de nitrate de plomb de concentration $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

On dispose de $V_2 = 10 \text{ mL}$ d'une solution S_2 de chlorure de potassium de concentration $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

1. Quelle est la concentration des ions plomb dans la solution S_1

2. Quelle est la concentration des ions chlorure dans la solution S_2

3. Calculer les concentrations des ions chlorure et des ions plomb juste après le mélange des 2 solutions

4.1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure de plomb

4.2. Calculer le quotient de réaction Q_r au moment du mélange.

4.3. Sachant que la constante d'équilibre de solubilité du chlorure de plomb est $K_s = 1,8 \cdot 10^{-5}$, y-aura-t-il précipitation ?

Exercice 3 : précipitation du sulfate de calcium

On mélange $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de calcium à $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de sodium à $4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- Y aura-t-il formation d'un précipité de sulfate de calcium sachant que la constante d'équilibre de solubilité de ce sel est de $3,7 \cdot 10^{-5}$

Exercice 4 : précipitation du chlorure d'argent

On mélange $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent à la concentration $6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec $V_2 = 200 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de sodium à la concentration $9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

- Y aura-t-il formation d'un précipité de chlorure d'argent ? $K_s = 1,8 \cdot 10^{-10}$

Exercice 5 : précipitation du sulfate de plomb

On mélange un volume de **250 mL** d'une solution de nitrate de plomb à **$1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** avec **750 mL** d'une solution de sulfate de sodium à **$2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** ?

- Y aura-t-il formation d'un précipité de sulfate de plomb ? **$K_s = 1,8 \cdot 10^{-8}$**

Exercice 6 : précipitation sélective

Une solution contient des ions magnésium à la concentration **$[\text{Mg}^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** ; 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 $\text{Mg}(\text{OH})_2$: **$K_s = 1,82 \cdot 10^{-11}$**

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

Une solution contient des ions strontium à la concentration **$[\text{Sr}^{2+}] = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** ; 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 $\text{Sr}(\text{OH})_2$: **$K_s = 3,16 \cdot 10^{-4}$**

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

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

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^{er} précipité apparaît ? Quelle est la valeur de pH à ne pas dépasser si on ne veut pas faire apparaître le 2nd 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 ?

Exercice 7 : précipitation sélective

A la fin d'une séance de TP, un bidon récupérateur contient des ions fer 2 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.

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

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 apparaît

2. Calculer le pH de la solution lorsque le précipité d'hydroxyde de fer 3 apparaît

3. Que doit faire le laborantin afin de réaliser la séparation des ions fer 2 et fer 3 ?

Exercice 8 : obtention industrielle du zinc

Dans la nature, le zinc (Zn) se rencontre dans la blende, minéral 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 $[\text{Cu}^{2+}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, les ions fer à la concentration $[\text{Fe}^{2+}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et les ions zinc à la concentration $[\text{Zn}^{2+}] = 0,90 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Constantes d'équilibre de dissolution à 20°C

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

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

De l'hydroxyde de zinc Zn(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 apparaît
2. Calculer le pH de la solution lorsque le précipité d'hydroxyde de cuivre apparaît
3. Calculer le pH de la solution lorsque le précipité d'hydroxyde de zinc apparaît

Afin de ne pas faire précipiter les ions 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 ?