

Fiche 3 :

La 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-}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

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

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 $V_1 = 20$ mL d'eau ;

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

2) Afin de préparer une solution S_2 , on dissout 0,3 g de nitrate de plomb dans $V_2 = 20$ mL d'eau ;

$M_{\text{soluté}} = 331,2 \text{ g.mol}^{-1}$

- Calculer la concentration des ions plomb dans la solution S_2

3) On mélange les deux solutions

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

4)

4.1. Ecrire 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 $K_s = 8.10^{-9}$, y-aura-t-il précipitation ?

Exercice 2 : précipitation du chlorure de plomb

On dispose de $V_1 = 10$ mL d'une solution S_1 de nitrate de plomb de concentration $C_1 = 1,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

On dispose de $V_2 = 10$ mL d'une solution S_2 de chlorure de potassium de concentration $C_2 = 2,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

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)

4.1. Ecrire 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 $V_1 = 100$ mL d'une solution de chlorure de calcium à $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ à $V_2 = 100$ mL d'une solution de sulfate de sodium à $4 \cdot 10^{-4}$ mol.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 $V_1 = 100$ mL d'une solution de nitrate d'argent à la concentration $6,0 \cdot 10^{-4}$ mol.L⁻¹ avec $V_2 = 200$ mL d'une solution de chlorure de sodium à la concentration $9,0 \cdot 10^{-3}$ mol.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 $1,6 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ avec 750 mL d'une solution de sulfate de sodium à $2,4 \cdot 10^{-3}$ mol.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

1) Une solution contient des ions magnésium à la concentration $[Mg^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-2}$ 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 $[Sr^{2+}] = 6,0 \cdot 10^{-2}$ 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^{er} précipité apparaît ? Quelle est la valeur de pH à ne pas dépasser si on ne veut pas faire apparaître le 2nde 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 fer² et fer³ à la concentration. Le laborantin désire séparer ces 2 espèces en réalisant une précipitation sélective ; il rajoute de la soude dans le bidon.

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

Constantes d'équilibre de dissolution à 20°C

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

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

- 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 $[Cu^{2+}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, 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 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
- 4) 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 ?