



La précipitation sélective

Exercices

plomb	potassium	calcium	cuivre	argent	Sodium	manganèse	baryum	Fer 3	Zinc
Pb²⁺	K⁺	Ca²⁺	Cu²⁺	Ag⁺	Na⁺	Mn²⁺	Ba²⁺	Fe³⁺	Zn²⁺
iodure	nitrate	hydroxyde	chlorure	sulfate	sulfure	fluorure	carbonate	oxalate	
I⁻	NO₃⁻	HO⁻	Cl⁻	SO₄²⁻	S²⁻	F⁻	CO₃²⁻	C₂O₄²⁻	

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

Constantes d'équilibre de dissolution à 20°C

iodure de plomb	chlorure de plomb	sulfate de plomb	sulfate de calcium	hydroxyde de magnésium	hydroxyde de strontium	hydroxyde de fer II
$8 \cdot 10^{-9}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$1,8 \cdot 10^{-8}$	$3,7 \cdot 10^{-5}$	$1,82 \cdot 10^{-11}$	$3,16 \cdot 10^{-4}$	$7,9 \cdot 10^{-16}$
hydroxyde de fer III	hydroxyde de zinc	hydroxyde de cuivre				
$2,5 \cdot 10^{-38}$	$6,7 \cdot 10^{-18}$	$2,0 \cdot 10^{-20}$				

Exercice 1 : précipitation de l'iodure de plomb

- 1) Afin de préparer une solution S₁, on dissout 0,3 g d'iodure de potassium dans V₁ = 20 mL d'eau ;
- Calculer la concentration en quantité de matière d'iodure de potassium dans la solution S₁, puis en déduire [I⁻]_{S₁} la concentration en ions iodure ; M_{soluté} = 166 g.mol⁻¹
- 2) Afin de préparer une solution S₂, on dissout 0,3 g de nitrate de plomb dans V₂ = 20 mL d'eau ;
- Calculer la concentration en quantité de matière de nitrate de plomb dans la solution S₂, puis en déduire [Pb²⁺]_{S₂} la concentration en ions plomb dans la solution S₂ ; M_{soluté} = 331,2 g.mol⁻¹
- 3) On mélange les deux solutions
- Calculer [I⁻]_{mélange} , et [Pb²⁺]_{mélange} les concentrations en ions iodure et en ions plomb juste après le mélange
- 4) Ecrire l'équation de dissolution de l'iodure de plomb ; en déduire l'expression du quotient de réaction Q_r en fonction des concentrations en ions iodure et plomb.
- 5) Calculer Q_r(i), le quotient de réaction au moment du mélange initial. Y-aura-t-il précipitation ?

Exercice 2 : précipitation du chlorure de plomb

On dispose de V₁ = 10 mL d'une solution S₁ de nitrate de plomb de concentration C₁ = 1,0.10⁻¹ mol.L⁻¹

On dispose de V₂ = 10 mL d'une solution S₂ de chlorure de potassium de concentration C₂ = 2,0.10⁻¹ mol.L⁻¹

- 1) Donner la concentration en ions plomb dans la solution S₁, et la concentration en ions chlorure dans la solution S₂

- 2) Calculer les concentrations en ions chlorure et en ions plomb juste après le mélange des 2 solutions
- 3) Ecrire l'équation de dissolution du chlorure de plomb
- 4) Calculer le quotient de réaction Q_r au moment du mélange. Y-aura-t-il précipitation ?

Exercice 3 : précipitation du sulfate de calcium et du sulfate de plomb

1) 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 ?

2) 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 ?

Exercice 4 : 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

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

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 $[Mg^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et $[Sr^{2+}] = 6,0 \cdot 10^{-2}$ 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 5 : 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.

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

- 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 6 : 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 Zn²⁺, mais également un grand nombre d'impuretés, parmi lesquelles figurent les ions fer Fe³⁺ et les ions cuivre Cu²⁺.

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

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 Zn²⁺, 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 ?