

plomb	potassium	calcium	civre	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-}	$C_2O_4^{2-}$	

Exercice 1 : Hydroxyde d'argent

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

Le pH d'une solution saturée d'hydroxyde d'argent est de 10,2.

- Calculer la concentration en ions HO^- dans la solution saturée.
- En déduire la concentration en quantité de matière d'hydroxyde d'argent dans la solution saturée, puis la solubilité S de l'hydroxyde d'argent
- Calculer la constante d'équilibre de solubilité de l'hydroxyde d'argent

Exercice 2 : Hydroxyde de calcium

	hydroxyde de calcium	d'hydroxyde de fer 3
solubilité à 24°C	$1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$9,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$[H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

- On considère une solution d'hydroxyde de calcium saturée.
 - Quelle est la concentration en quantité de matière d'hydroxyde de calcium dans la solution saturée ? En déduire la concentration en ions hydroxyde et calcium dans la solution saturée
 - Calculer la valeur du pH de la solution saturée en chaux. ;
 - Calculer la constante d'équilibre de solubilité de l'hydroxyde de calcium
- En s'aidant du raisonnement de la question 1) calculer la constante d'équilibre de solubilité de l'hydroxyde de fer 3

Exercice 3 : précipitation sélective

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

- 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 ?
- 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 $[Sr^{2+}] = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; 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 $Sr(OH)_2$: $K_s = 3,16 \cdot 10^{-4}$

- 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 ?
- 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 $[Mg^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[Sr^{2+}] = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

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

- 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 ?
- 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 4 : 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

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

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

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 5 : obtention industrielle du zinc

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

Pour récupérer le métal zinc $\text{Zn}(\text{s})$, 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

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

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

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

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

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 ?