

1/ Solubilité du carbonate de baryum:

- 1/ Calculer la solubilité S en mol.L^{-1} du carbonate de baryum dans une solution dont le pH est fixé à 12.
- 2/ Soit S' la solubilité du carbonate de baryum dans une solution dont le pH est maintenu à 12 et qui contient 0,5 mol de chlorure de baryum par litre.
 - comparer qualitativement S' et S . Justifier votre réponse.
 - calculer S' .

Données

$$pK_{A1}(\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-) = 6,3 \quad pK_{A2}(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10,3 \quad pK_S(\text{BaCO}_3) = 8,3$$

NB : On considérera que l'hydroxyde de baryum ne précipite pas.

2/ Solubilité iodate de baryum:

Toutes les solutions sont prises à 25° C.

L'iodate de baryum $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ est un composé peu soluble dont le produit de solubilité est $K_s = 10^{-8,8}$

La constante d'acidité du couple $\text{HIO}_3/\text{IO}_3^-$ est $K_a = 10^{-1}$.

- 1/ Calculer la solubilité S en mol.L^{-1} de l'iodate de baryum dans l'eau pure. (Montrer qualitativement que l'on peut, dans ce cas, négliger l'action sur l'eau des ions iodates).
- 2/ On sature d'iodate de baryum une solution renfermant 0,5 mole de chlorure de baryum par litre. Calculer la nouvelle solubilité S' . Ce résultat était-il prévisible, qualitativement ?
- 3/ On sature d'iodate de baryum une solution dont la concentration molaire en H_3O^+ est fixe et connue.

Établir la relation liant la solubilité, K_s , K_a , $[\text{H}_3\text{O}]^+$.

Calculer la solubilité pour $\text{pH} = 7$, pour $\text{pH} = 1$

Justifier qualitativement l'évolution observée.

3/ Étude de solutions d'ions aluminium:

On prépare à 25 °C une solution aqueuse contenant 0,0005 moles de sulfate d'aluminium par litre.

1/ Cette solution est acide. Proposer une explication.

2/ On fait varier le pH de la solution de 3 à 11 sans modifier le volume. Qu'observe-t-on ?

Soit s la solubilité de l'élément aluminium sous toutes ses formes. Simplifier l'expression obtenue selon les domaines de pH où l'on se trouve. Exprimer $\log s$ en fonction du pH dans le domaine étudié. Tracer la courbe correspondante.

Calculer la valeur du pH au minimum de solubilité.

En quoi la courbe expérimentale diffère-t-elle un peu de la courbe tracée.

3/ On prépare à 25 °C une solution aqueuse de 100 g.L⁻¹ d'alun d'aluminium et d'ammonium, ayant pour formule $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$. Calculer le pH de cette solution.

On fera les approximations justifiées par les valeurs respectives de K_A^1 et K_A^2 .

Données à 25 °C:

constantes d'acidité: $\text{NH}_4^+ \quad K_A^1 = 10^{-9,2}$ $\text{Al}^{3+} \quad K_A^2 = 10^{-5,0}$

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{Al}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$

produits de solubilité de l'hydroxyde d'aluminium:

$[\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 \quad K_S^1 = 10^{-32,7}$ $[\text{AlO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \quad K_S^2 = 10^{-11,2}$

L'ion aluminate $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ soluble sera écrit ici par simplification AlO_2^- .

$M_{\text{alun}} = 906,78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

4/ Solubilité du sulfate de plomb:

Le sulfate de plomb a un produit de solubilité égal à $1,6 \cdot 10^{-8}$.

1/ Calculer la solubilité s dans l'eau et la masse de sulfate de plomb soluble dans 200 cm³ d'eau.

2/ Calculer la solubilité s_1 dans une solution décimolaire de nitrate de plomb.

3/ Calculer la solubilité s_2 dans une solution à 0,001 mol.L⁻¹ de sulfate de sodium.

$M_{\text{Pb}} = 207,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{\text{S}} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{\text{O}} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

5/ Solubilité du chromate d'argent:

Sachant qu'à 25 °C le produit de solubilité du chromate d'argent est $K_S = 3 \cdot 10^{-12}$.

1/ Calculer la solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 .

2/ Que devient cette solubilité dans une solution aqueuse de chromate de potassium K_2CrO_4 à 0,01 mol.L⁻¹ ?

3/ Que devient la solubilité si à 100 cm^3 de solution saturée de chromate d'argent, on ajoute sans variation de volume, $0,01$ mole de nitrate d'argent ?

6/ Solubilité de l'hydroxyde de magnésium:

La solubilité de l'hydroxyde de magnésium est à 20 °C de $8,7 \text{ mg.L}^{-1}$.

1/ Calculer la valeur de son K_S .

2/ Calculer le pH de la solution saturée.

3/ On utilise une solution à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de magnésium, dans laquelle on ajoute progressivement une base concentrée (en négligeant la variation de volume). Quel est le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de magnésium ?

$$M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

7/ Solubilité du carbonate de calcium:

On donne pour l'acide carbonique: $\text{pKa}_1 = 6,4$ $\text{pKa}_2 = 10,3$

Le produit de solubilité du carbonate de calcium vaut $8,7 \cdot 10^{-9}$.

1/ Exprimer la solubilité s du carbonate de calcium en fonction de h (concentration en ions oxonium).

2/ Comment évolue la solubilité avec le pH ? Justifier.

3/ Calculer la solubilité à $\text{pH} = 5$ et $\text{pH} = 10$.

8/ Solubilité du sulfate de calcium:

On ajoute à 50 cm^3 de solution de chlorure de calcium à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$, 50 cm^3 de solution de sulfate de potassium à $0,03 \text{ mol.L}^{-1}$.

1/ Quelle est la concentration molaire des ions ne participant pas à la formation du précipité ?

2/ Quelles sont les concentrations en ions sulfate et calcium restant après la précipitation ?

3/ Quelle est la masse de précipité ?

4/ Quelle masse de sulfate de calcium reste-t-il en solution ?

$$K_S (\text{CaSO}_4) = 2,4 \cdot 10^{-5}$$

$$M (\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M (\text{S}) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M (\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

9/ Solubilités d'hydroxydes:

Calculer la solubilité de ces substances peu solubles dans les conditions indiquées:

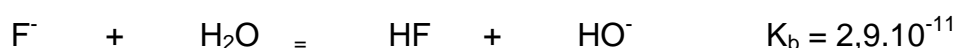
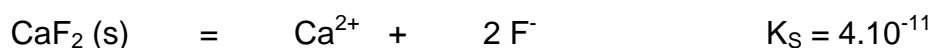
hydroxyde d'aluminium à pH = 7 et pH = 4,5.

hydroxyde de zinc à pH = 7 et pH = 6

$$pK_S (\text{Al}(\text{OH})_3) = 33 \quad pK_S (\text{Zn}(\text{OH})_2) = 16,7$$

10/ Solubilité du fluorure de calcium:

On considère les deux équilibres:



1/ Écrire l'équation chimique de l'équilibre global et déterminer la constante d'équilibre correspondante.

2/ Déterminer la solubilité de CaF_2 à pH = 7 et pH = 5.

11/ Solubilité du sulfure d'argent:

1/ Quelle est la solubilité molaire de Ag_2S , le film noir qui se forme sur les objets en argent ?

2/ Quelle est sa solubilité molaire dans AgNO_3 à $2.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$?

3/ Quelle masse de Ag_2S peut-on dissoudre dans 10 litres de la solution précédente ?

$$pK_S (\text{Ag}_2\text{S}) = 50,2 \quad M (\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1} \quad M (\text{S}) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$$

12/ Solubilité du sulfate d'argent:

Déterminer la solubilité du sulfate d'argent:

a/ dans l'eau pure

b/ dans une solution de sulfate de sodium à 1 mol.L^{-1}

c/ dans une solution de sulfate de sodium à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$

$$pK_S (\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 4,8$$

13/ Solution de sulfure d'hydrogène:

La solubilité de H_2S dans l'eau est de $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ à une température donnée.

1/ Calculer dans ce cas le pH d'une solution aqueuse saturée de H_2S .

2/ On fait varier le pH de cette solution toujours maintenue saturée en H_2S gazeux.

a/ Exprimer la concentration en ions sulfure en fonction de h.

b/ La solution renferme $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ de chlorure de nickel et $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ de chlorure de manganèse. Déterminer les limites du pH pour que seul le sulfure de nickel précipite puis pour qu'aucun des deux sulfures ne précipite.

3/ On dispose d'une solution de chlorure de nickel à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. On la sature de H_2S gazeux. A l'équilibre $[\text{Ni}^{2+}] = 0,0015 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le pH de la solution.

Les constantes d'acidité de H_2S sont $K_{a1} = 10^{-7}$ et $K_{a2} = 10^{-13}$.

$\text{P}k_S (\text{NiS}) = 21$ $\text{P}k_S (\text{MnS}) = 16$

14/ Solubilité de l'éthanoate d'argent en fonction du pH :

L'éthanoate d'argent (CH_3COOAg) est peu soluble dans l'eau. On donne $K_S = 2 \cdot 10^{-3}$.

L'acide éthanoïque est un acide faible : $\text{p}K_A = 4,8$

1/ Calculer la solubilité s sans tenir compte de l'action des ions sur l'eau.

Quel est le pH de la solution saturée ?

L'approximation faite pour le calcul de s est-elle justifiée ?

En réalité la solubilité est-elle supérieure ou inférieure à la valeur calculée ? Justifier la réponse.

2/ A 100 cm^3 d'une solution d'éthanoate de sodium à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute 100 cm^3 d'une solution de nitrate d'argent à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. Montrer qu'il y a précipitation et calculer la masse du précipité obtenu.

On donne $M_{\text{Ag}} = 108 \text{ g.mol}^{-1}$.

3/ On tient compte de l'influence du pH sur la solubilité. Établir la relation entre s, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, K_S et K_a .

Calculer la valeur de s pour $\text{pH} = 7$ et pour $\text{pH} = 4,5$.

Justifier qualitativement l'évolution de s lorsque le pH diminue.

18/ Solubilités du chromate et de l'oxalate d'argent:

a/ Calculer la solubilité s_1 du chromate d'argent Ag_2CrO_4 ($\text{pK}_{\text{S}1} = 11,8$) dans l'eau pure.

b/ Calculer la solubilité s_2 de l'oxalate d'argent $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($\text{pK}_{\text{S}2} = 11$) dans l'eau pure.

c/ Calculer les solubilités simultanées (dissolution en même temps des deux composés) du chromate d'argent s_1' et de l'oxalate d'argent s_2' .

19/ Solubilités des chromate de baryum et de strontium:

A 1 litre de solution contenant 0,01 moles d'ions baryum Ba^{2+} et 0,01 moles d'ions strontium Sr^{2+} , on ajoute 0,1 moles de chromate de potassium.

Entre quelles limites faut-il maintenir le pH du mélange pour que 99 % au moins du chromate de baryum précipite sans que plus de 1 % du chromate de strontium précipite ? (la question se résout en écrivant des bilans sur l'espèce "chromate").

données: $\text{pK}_{\text{S}1} (\text{BaCrO}_4) = 9,7$ $\text{pK}_{\text{S}2} (\text{SrCrO}_4) = 4,4$
 $\text{pK}_a (\text{HCrO}_4^- / \text{CrO}_4^{2-}) = 6,4$

20/ Solubilité du sulfure de zinc:

Le produit de solubilité du sulfure de zinc ZnS ($M_{\text{ZnS}} = 97,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) est $K_{\text{S}} = 10^{-24}$. Soit S la solubilité du sulfure de zinc dans une solution de pH variable. Les constantes d'acidité de H_2S sont $\text{K}_{\text{a}1} = 10^{-7}$ et $\text{K}_{\text{a}2} = 10^{-13}$.

a/ Donner l'expression de $\log S$ en fonction du pH dans le cas où celui-ci est proche de 10.

b/ En déduire si on peut dissoudre 1 g de sulfure de zinc dans 1 litre d'une solution dont le pH est fixé par un tampon à $\text{pH} = 10$.

21/ Précipitation sélective du sulfure de nickel:

Toutes les solutions sont prises à 25 °C.

A/ Le sulfure d'hydrogène est un diacide.

1. Tracer le diagramme de prédominance des espèces, sur un axe de pH.
2. Calculer le pH d'une solution de sulfure d'hydrogène de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
3. Établir la relation liant la concentration en ions sulfure à la concentration en ions H_3O^+ et à la concentration en H_2S dans une solution aqueuse.

B/ Un échantillon de 3 g de déchets métalliques contenant 5 % de nickel et 15 % de fer (% en masse) est mis à réagir avec un acide fort qui fait passer ces éléments en solution à l'état d'ions Ni^{2+} et Fe^{2+} . Le volume de la solution est ajusté à 250 mL avec de l'eau déminéralisée. Soit S la solution obtenue :

1. Calculer la concentration en Ni^{2+} et Fe^{2+} de la solution S.

- Quel sulfure doit précipiter le premier ?
- On fait barboter du sulfure de dihydrogène dans cette solution (sans changement de volume) de telle sorte que la concentration de la solution en H_2S soit $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Quel doit être le pH de la solution lorsque FeS commence à précipiter ?
- Pour quelle valeur du pH peut-on observer la précipitation de 99,9 % de l'élément nickel ?
- Dans quel domaine de pH doit-on se placer pour éviter de précipiter l'élément fer tout en précipitant 99,9 % de l'élément nickel ?

Constantes d'acidité pKa :	$\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$	7,00
	$\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$	12,90
Constantes de solubilité pKs :	NiS	25,0
	FeS	18,4
	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	16,0

$$M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1} \quad M_{\text{Ni}} = 58,7 \text{ g.mol}^{-1}$$

22/ Solubilité et pKs:

Compléter le tableau suivant:

Composé	BaSO_4	Hg_2SO_4	$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	$\text{Hg}_2(\text{IO}_3)_2$	Ag_3AsO_4
pKs	10		8.8		
Solubilité dans l'eau (mol.L^{-1})		$6,9 \times 10^{-4}$		$1,6 \times 10^{-5}$	$1,8 \times 10^{-5}$

On négligera les propriétés acido-basiques éventuelles.

23/ Solubilité du chlorure d'argent dans différentes solutions:

Le produit de solubilité du chlorure d'argent est de $1,8 \times 10^{-10}$ à 25 °C. Calculer sa solubilité:

- dans l'eau pure
- dans une solution de nitrate d'argent à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$
- dans une solution d'acide chlorhydrique à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

24/ Précipitation du sulfate de plomb:

- Calculer la solubilité du sulfate de plomb dans l'eau.
- Dans 1 L d'eau on introduit 0,002 moles de sulfate de plomb. Déterminer le pourcentage de sel dissous.
- Mêmes questions si on introduit seulement 0,0001 moles de PbSO_4 .

d/ Déterminer la quantité de Na_2SO_4 solide à ajouter dans les deux cas pour que 99 % de PbSO_4 précipite.

Donnée: $\text{pK}_s (\text{PbSO}_4) = 7,7$

25/ Précipitation de l'iodure et du bromure de plomb:

A/ Exprimer le produit de solubilité et calculer la solubilité dans l'eau du bromure de plomb et de l'iodure de plomb (PbBr_2 et PbI_2). On donne $\text{pK}_{s1} = 4,4$ pour le bromure et $\text{pK}_{s2} = 8,2$ pour l'iodure.

B/ On traite une solution à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de bromure de potassium et $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ d'iodure de potassium en ajoutant sans variation sensible de volume du nitrate de plomb.

B-1/ Calculer les concentrations de début de précipitation $[\text{Pb}^{2+}]_1$ pour le bromure de plomb et $[\text{Pb}^{2+}]_2$ pour l'iodure de plomb. Quelle est l'espèce qui précipite en premier ?

B-2/ Étudier la sélectivité de la précipitation en calculant la concentration résiduelle de l'anion précipitant le premier lorsque le second précipité apparaît.

26/ Précipitation de l'hydroxyde de cuivre:

1/ La solubilité de l'hydroxyde de cuivre (II) est à 25°C dans l'eau pure de $9,75 \times 10^{-6} \text{ g.L}^{-1}$.

a/ Déterminer le pH d'une solution saturée en hydroxyde de cuivre.

b/ Calculer le produit de solubilité de l'hydroxyde de cuivre (II).

2/ On dispose de 5 mL d'une solution de sulfate de cuivre (II) à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ dont le pH est égal à 1,0. On ajoute de la soude à 2 mol.L^{-1} .

a/ Déterminer le pH de début de précipitation.

b/ Calculer le volume de soude alors ajouté.

c/ Quel est le pH pour que la concentration en ion cuivre (II) devienne inférieure à $1,0 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.?

27/ Solubilités dans des solutions tampons:

Calculer les solubilités des composés suivants dans les solutions données:

A/ chromate de baryum dans solution tampon de $\text{pH} = 5$

B/ sulfure de manganèse dans solution tampon de $\text{pH} = 6$

Données: pK_s : BaCrO_4 : 9,9 MnS : 9,6
 pKa : HCrO_4^- : 6,4 H_2S : 7 et 13

28/ Solubilité de l'hydroxyde ferreux:

A/ Quel est le pH d'une solution saturée en hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_2$? ($\text{p}K_s = 15,1$)

B/ Quelle est la solubilité de cet hydroxyde dans une solution dont le pH est fixé à 10 ?

C/ Si on ajoute de la soude (sans variation de volume appréciable) dans une solution de sulfate de fer (II) à $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$, à quel pH débute la précipitation de $\text{Fe}(\text{OH})_2$?

29/ Solubilités des sulfates de baryum et de calcium:

On donne $\text{p}K_{s1} (\text{BaSO}_4) = 9,9$ et $\text{p}K_{s1} (\text{CaSO}_4) = 4,6$

On négligera l'action des ions sulfates en tant que base.

A/ Partant d'une solution initiale $[\text{Ba}^{2+}]_i = [\text{Ca}^{2+}]_i = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$, entre quelles limites doit être comprise $[\text{SO}_4^{2-}]$ pour que BaSO_4 précipite sans que CaSO_4 précipite ?

B/ On ajoute en fait 0,02 moles de Na_2SO_4 à un litre de la solution initiale. Déterminer les solubilités s de BaSO_4 et s' de CaSO_4 .

C/ Partant d'une solution initiale $[\text{SO}_4^{2-}]_i = [\text{Ca}^{2+}]_i = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, combien faut-il ajouter de moles de Ba^{2+} dans 10 mL de cette solution pour dissoudre totalement le précipité CaSO_4 ?

30/ Précipitation du sulfure de zinc:

A/ On fait barboter du sulfure d'hydrogène gazeux dans l'eau, sous une pression de 1 bar, à 20°C , jusqu'à l'obtention d'une solution saturée en H_2S . La solubilité de H_2S dans l'eau est alors $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Déterminer le pH de cette solution, ainsi que les concentrations molaires de toutes les espèces en solution.

B/ À un litre de la solution précédente, on ajoute (sans variation de volume) 10^{-2} mole de nitrate de zinc. Y a-t-il précipitation de sulfure de zinc ($\text{p}K_s = 22,8$) ?

C/ On peut faire varier le pH de la solution du paragraphe 2.2 (par addition d'acide fort ou de base forte) tout en maintenant la saturation de H_2S (on admet donc que la concentration molaire en H_2S reste égale à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$).

Dans quel domaine de pH doit-on maintenir la solution pour que 99,9 % du zinc au moins soit précipité sous forme de sulfure ?

D/ On place maintenant 10^{-2} mole de sulfure de zinc solide dans un litre de solution tampon à $\text{pH} = 10$.

Quelle est l'espèce soufrée prédominante à ce pH ? (SH_2 ? , SH^- ? , S^{2-} ?)
Quelle est la quantité de sulfure de zinc qui se dissout ?

31/ Solubilité de l'éthanoate d'argent:

Déterminer la solubilité de l'éthanoate d'argent ($K_S = 2 \cdot 10^{-3}$) dans des solutions tampons de pH 1 et 11 (pK_a acide éthanoïque = 4,8).

32/ Solubilité des sulfures de manganèse et de cuivre:

On dispose d'une solution contenant les ions Mn^{2+} et Cu^{2+} à la concentration de $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ pour chacun. On fixe le pH de la solution à la valeur 2 et on le sature par H_2S (solubilité de $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ atteinte).

Les constantes d'acidité de H_2S sont $K_{a1} = 10^{-7}$ et $K_{a2} = 10^{-13}$.

Les produits de solubilité du sulfure de manganèse et du sulfure de cuivre sont respectivement de $5 \cdot 10^{-15}$ et $9 \cdot 10^{-36}$.

Les deux sulfures précipitent-ils ? Calculer les concentrations des ions Mn^{2+} et Cu^{2+} en solution.

33/ Précipitation sélective plomb – argent:

Il est souvent utile de savoir s'il est possible de séparer deux ions par précipitation sélective à partir d'une solution. En général on considère que le procédé est efficace si la séparation atteint 99%. Une solution contient Pb^{2+} ($0,01 \text{ mol.L}^{-1}$) et Ag^+ ($0,01 \text{ mol.L}^{-1}$). On ajoute des ions chlorure sous forme d'une solution de chlorure de sodium.

a/ Déterminer la concentration des ions chlorure nécessaire pour la précipitation de chaque cation.

b/ Quel cation précipite le premier ?

c/ Quelle est la concentration du premier cation lorsque le second cation commence à précipiter ?

d/ Déterminer le pourcentage du premier cation qui reste en solution lorsque le second cation commence à précipiter.

données: $pK_s (AgCl) = 9,8$

$pK_s (PbCl_2) = 4,8$

34/ Solubilité du zinc:

En milieu acide on prépare une solution de sulfate de zinc à $0,001 \text{ mol.L}^{-1}$. On augmente ensuite le pH de la solution sans variation de volume.

a/ Déterminer le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de zinc.

b/ Le précipité se redissout en milieu basique par formation du complexe $[Zn(OH)_4]^{2-}$. Déterminer à quel pH il y a redissolution de l'hydroxyde.

c/ Établir l'expression de la solubilité du zinc en fonction de K_s , $K_f = \beta$ et de $h = [H_3O^+]$.

données: $[Zn(OH)_4]^{2-} : \beta = 10^{15,5}$

$Zn(OH)_2 : K_s = 10^{-17}$

d/ Tracer $ps = f(pH)$