

Exercice 1 : précipité d'iodure de plomb :

On donne pour PbI_2 : $pK_s = 7,5$.

Déterminer l'état final de la solution lorsque :

- on introduit PbI_2 en excès dans 100 mL d'eau.
- on introduit 10^{-4} mol de PbI_2 dans 100 mL d'eau.

Exercice 2 : iodure de plomb et effet d'ion commun :

- Calculer la solubilité de PbI_2 dans l'eau pure.
- On introduit PbI_2 en excès dans une solution d'iodure de potassium à 10^{-1} mol.L⁻¹.

Calculer la solubilité de l'iodure de potassium dans cette solution.

Exercice 2 bis : On prendra pour cet exercice $pK_s(\text{AgCl}) = 10$.

- Calculer la solubilité de AgCl dans l'eau pure.
- Calculer la solubilité de AgCl dans une solution de chlorure de sodium à $c = 10^{-1}$ mol.L⁻¹.

Exercice 3 : compétition entre deux précipités :

Soit un litre d'eau contenant 10^{-2} mol.L⁻¹ de phosphate d'argent ($pK_s = 20$). Quelle est la quantité de NaCl que l'on doit ajouter sans variation de volume pour faire disparaître Ag_3PO_4 ?

Donnée : $pK_s(\text{AgCl}) = 9,7$

On fera l'hypothèse que $n(\text{Ag}^+)$ restant est bien négligeable devant $n(\text{AgCl})$ formé.

Exercice 4 : hydroxydes métalliques :

1. Calculer la valeur pH_{lim} à partir de laquelle on observe un précipité d'hydroxyde de magnésium pour une solution à $c_0 = 10^{-3}$ mol.L⁻¹ de Mg^{2+} .

2. Dans quel domaine de pH doit-on se situer pour avoir précipitation sélective de l'hydroxyde de magnésium, mais pas de précipité d'hydroxyde de calcium, pour une solution contenant initialement $c_0 = 10^{-3}$ mol.L⁻¹ de Mg^{2+} et $c_0 = 10^{-3}$ mol.L⁻¹ de Ca^{2+} ?

Données : $pK_s(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 10,7$.
 $pK_s(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 5,3$

Exercice 5 :

Déterminer tous les équilibres de dissolution possibles selon les COP. Calculer chaque constante d'équilibre à l'aide des données. Déterminer par 2 méthodes la solubilité du précipité en fonction des différentes concentrations.

A/ BaCO_3 en tenant compte du caractère basique de CO_3^{2-} .

Données : H_2CO_3 : $pK_{a1} = 6,3$ $pK_{a2} = 10,3$ et $pK_s(\text{BaCO}_3) = 8,3$

B/ AgCl en présence de NH_3

Données : $pK_s(\text{AgCl}) = 9,8$ et $\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ $\beta_2 = 10^{7,2}$

C/ Fe_2S_3 en tenant compte du caractère basique de S^{2-} .

Données : H_2S : $pK_{a1} = 7,0$ $pK_{a2} = 12,9$ et $pK_s(\text{Fe}_2\text{S}_3) = 85$

D/ Fe_2S_3 en présence d'ions SCN^- à $\text{pH} = 9$

Données : H_2S : $pK_{a1} = 7,0$ $pK_{a2} = 12,9$ $pK_s(\text{Fe}_2\text{S}_3) = 85$

et $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ $\beta_1 = 10^3$

Exercice 6 : python !!!

CN PCSI : Tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un ou plusieurs couple(s) acide-base, ou d'espèces impliquées dans une réaction de précipitation.

Tracer le diagramme de distribution du cours $\% \text{Pb}^{2+}$ et $\% \text{PbI}_2$ en fonction de $\text{pI} = -\log[\text{I}^-]$, connaissant $[\text{Pb}^{2+}]_0 = c = 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et $pK_s(\text{PbI}_2) = 7,5$.

☞ : il existe 2 cas :

- si $Q_{\text{ini}} = [\text{Pb}^{2+}]_{\text{ini}}[\text{I}^-]^2 \geq K_s \Rightarrow$ équilibre, alors déterminer $\% \text{Pb}^{2+}_{\text{eq}}$ et $\% \text{PbI}_{2\text{eq}}$
- si $Q_{\text{ini}} < K_s$ alors rupture d'équilibre et $\% \text{Pb}^{2+} = 100\%$ et $\% \text{PbI}_2 = 0\%$

Il faut donc introduire une structure conditionnelle dans le programme if... : else... :

Exercice 7 :

Ni^{2+} forme un précipité avec les ions sulfure S^{2-}

Tracer logs en fonction de pH.

Donnée : $pK_s(\text{NiS}) = 25,0$; $pK_{a1}(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = 7,0$; $pK_{a2}(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 12,9$

Exercice 8 : solubilité d'un hydroxyde amphotère :

Le cation Al^{3+} peut former avec l'ion hydroxyde l'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ ($\text{pKs} = 32$) et le complexe $\text{Al}^{3+} + 3 \text{HO}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_4^-$ $K=\beta_4 = 10^{33}$. On dispose d'une solution $C_0=0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ de chlorure d'aluminium AlCl_3 en milieu acide et on ajoute de la soude sans variation de volume.

- 1) Décrire les phénomènes observés sur la vidéo dont le lien est ci-dessous lors de l'ajout de OH^- à une solution qui contient initialement des Al^{3+}

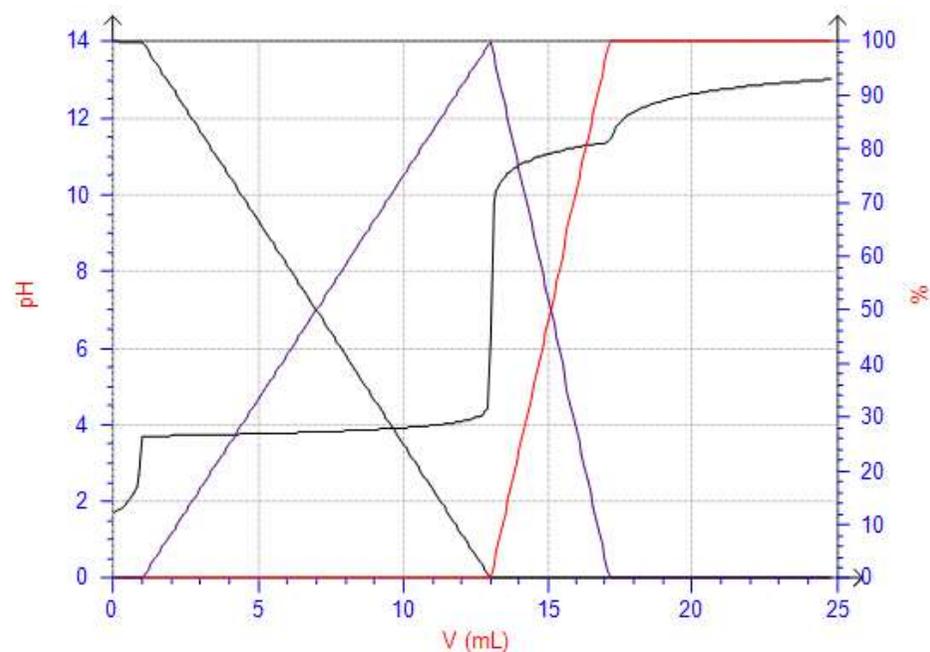
https://uel.unisciel.fr/chimie/solutaque/solutaque_ch07/co/apprendre_ch7_03.html

- 2) Déterminer le pH de début de précipitation et celui de redissolution du précipité
- 3) Exprimer s pour les différents domaines de pH, en considérant certaines espèces majoritaires selon le pH enfin tracer $\log(s)$, s solubilité de l'hydroxyde d'aluminium, en fonction du pH.

Exercice 9 : dosage

On donne la simulation suivante du titrage de 50 mL d'une solution mélange de Al^{3+} à c_{a1} et HNO_3 à c_{a2} par de la soude à $c_b=1,0 \text{ mol.L}^{-1}$. On a superposé à la courbe pHmétrique les pourcentages de Al^{3+} sous ses diverses formes au cours du titrage.

- a) - A l'aide d'un axe en p(particule échangée à définir), écrire les réactions de titrage par zone.
 - Associer chaque courbe de distribution à l'espèce contenant Al(+III)
 - Commenter l'allure observée : points anguleux.
 - déterminer les concentrations c_{a1} et c_{a2} .
- b) Relever sur la courbe simulée les pH d'apparition (pH_1) et de disparition (pH_2) du précipité. En déduire le diagramme de prédominance ou d'existence de Al^{3+} , $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ et $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ selon le pH. Retrouver les valeurs de pH_1 et pH_2 à l'aide de c_{a1} .



Données :

