

Réaction de précipitation**Exercice 1 : Effet d'ion commun sur la solubilité**

Le solide $AgCl_{(s)}$ est placé dans 1 L d'une solution de $NaCl_{(aq)}$ à $0,55 \text{ mol.L}^{-1}$. Quelle masse de $AgCl_{(s)}$ va se dissoudre ?

Exercice 2 : Précipitation ou pas ?

On mélange 100 mL d'une solution de $BaCl_{2(aq)}$ à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ avec 50 mL d'une solution de $Na_2SO_{4(aq)}$ à $0,03 \text{ mol.L}^{-1}$. $BaSO_{4(s)}$ précipite-il ($K_s = 1,1 \times 10^{-10}$) ?

Exercice 3 : Diagramme de prédominance

$PbI_{2(s)}$ est un précipité jaune ($pK_{s1} = 8.2$) et $HgI_{2(s)}$ est un précipité rouge orangé ($pK_{s2} = 28.2$).

a) Pour des solutions à 0.1 mol.L^{-1} de cation Pb^{2+} et de cations Hg^{2+} , tracer en fonction de $pI = -\log[I^-]$, les courbes donnant les pourcentages de cations Pb^{2+} et Hg^{2+} présents en solution. Discuter les points anguleux.

b) En déduire les D.E (diagramme d'existence).

c) On ajoute Hg^{2+} à une solution contenant $PbI_{2(s)}$. Quelle réaction se produit-il ? Calculer sa constante d'équilibre et prévoir la couleur.

Exercice 4 : Les hydroxydes de fer

a) Pour une solution de chlorure de fer (II) à 0.01 mol.L^{-1} , déterminer la valeur du $pH \equiv -\log[H_3O^+]$ pour lequel commence à précipiter l'hydroxyde de fer (II).

Calculer la valeur de la concentration en ion Fe^{2+} pour $pH = 7$ puis 8 puis 9.

Etablir la relation donnant $\log[Fe^{2+}]$ en fonction du pH .

b) Calculer le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de fer (III) dans une solution de chlorure de fer (III) à 0.01 mol.L^{-1} .

Etablir la relation donnant $\log[Fe^{3+}]$ en fonction du pH .

c) Dans un diagramme où le pH est en abscisse et $\log[X]$ en ordonnée avec $X = Fe^{2+}$ ou Fe^{3+} , indiquer les domaines de prédominance des ions Fe^{2+} , Fe^{3+} et des hydroxydes de fer avec une concentration totale en X de $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

Retrouver les résultats précédents.

Données : $Fe(OH)_{2(s)}$, $pK_s = 15.1$, couleur verte, $Fe(OH)_{3(s)}$, $pK_s = 38$, couleur rouille.