

Exercices sur le chapitre « Précipitation - Produit de solubilité »

Exercice n° 1 :

On considère un litre de solution saturée en chlorure de plomb. Calculer la concentration en ions Pb^{2+} de la solution.

Donnée : $\text{p}K_s(\text{PbCl}_{2(s)}) = 4,8$

Réponse : $[\text{Pb}^{2+}] \cong 1,58 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice n° 2 :

Quelle volume d'eau doit-on employer pour dissoudre complètement une masse $m = 2,72 \text{ g}$ de sulfate de calcium ?

Données : $\text{p}K_s(\text{CaSO}_{4(s)}) = 4,6$

Masses molaires (en g.mol^{-1}) : Ca : 40 ; S : 32 ; O : 16.

Réponse : on doit utiliser 4 L d'eau

Exercice n° 3 :

Calculer la solubilité du sulfate de baryum :

- dans l'eau pure,
- dans une solution d'acide sulfurique à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Données : $\text{p}K_s(\text{BaSO}_{4(s)}) = 9,97$ à 298 K.

L'acide sulfurique sera considéré comme un **diacide fort**.

Réponse : $s \cong 1,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ et $s \cong 1,07 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice n° 4 :

1° question : Pour quelle valeur du pH observe-t-on la formation d'hydroxyde de zinc de formule $\text{Zn(OH)}_{2(s)}$ dans une solution de nitrate de zinc de concentration initiale $C = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$?

2° question : On se place à $\text{pH} = 4$.

a) Quelle est la concentration en ions hydroxyde de la solution ?

b) Calculer le produit $[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2$.

c) Comparer celui-ci au produit de solubilité de l'hydroxyde de zinc. La condition de non-précipitation est-elle respectée ?

Données : $\text{p}K_s(\text{Zn(OH)}_{2(s)}) = 17$ à 298 K , $K_e = 10^{-14}$

Réponse : 1°) $\text{pH} = 7$; 2°) a) $[\text{OH}^-] = 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$; b) $[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2 \cong 10^{-23}$.

Exercice n° 5 : Epreuve de chimie B.T.S. ETE 97 (5 points)

Pour qu'une eau soit propre à la consommation, elle doit répondre à un certain nombre de critères qui ont été codifiés. En particulier, le taux d'ions chlorure ne doit pas dépasser 250 mg / L.

Une quantité excessive d'ions chlorure dans l'eau lui donne une saveur désagréable et peut entraîner la corrosion des canalisations d'eau chaude. La norme NF 90 014 fixe la méthode de dosage des ions chlorure qui doit être utilisée pour analyser l'eau.

Le principe de la méthode est le suivant :

□ Les ions chlorure sont dosés en milieu neutre ($\text{pH} = 7$) par une solution de concentration connue en nitrate d'argent (AgNO_3) en présence de chromate de potassium. La fin du dosage est indiquée par l'apparition d'une teinte rouge caractéristique de la formation d'un précipité de chromate d'argent. On dit que l'équivalence est atteinte.

L'équation de la réaction de dosage est : $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}_{(s)}$

Le produit de solubilité du chlorure d'argent est : $K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$

1° question : Déterminer la solubilité S du chlorure d'argent. En déduire les concentrations des ions Ag^+ et Cl^- dans une solution saturée de chlorure d'argent.

2° question : Lors du dosage de $V_1 = 100$ mL de l'eau à analyser, l'équivalence est obtenue après avoir versé $v = 6$ mL de solution de nitrate d'argent de concentration $2,82 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Traduire l'équivalence de cette réaction en précisant les quantités d'ions Ag^+ et Cl^- qui ont été mises en présence.
- Calculer la concentration molaire volumique en ions chlorure de l'eau.
- Cette eau est-elle propre à la consommation ? Justifier et commenter le résultat annoncé.

Données :

- Masses molaires (en g.mol^{-1}) : Ag : 107,9 ; N : 14,0 ; O : 16,0 ; Cl : 35,5
- $K_s = 1,78 \cdot 10^{-10}$.

Réponse :

Voir **Annales** sur le site « *Sciences Physiques en BTS* » sur <http://nicole.cortial.net>.