

## EXERCICE 1

Le jaune de chrome est obtenu par action de l'ion chromate  $\text{CrO}_4^{2-}$  sur un sel de plomb (II) apportant les ions  $\text{Pb}^{2+}$ .

Par précipitation en solution aqueuse, on obtient le chromate de plomb (II) :  $\text{PbCrO}_4$  (solide)

L'ion chromate  $\text{CrO}_4^{2-}$  appartient au couple acide-base :  $\text{HCrO}_4^- / \text{CrO}_4^{2-}$  ( $\text{pK}_a=6,4$ ).

- 1) A quel pH faut-il travailler pour que l'ion chromate soit prépondérant ?
- 2) Après précipitation et filtration,  $\text{PbCrO}_4$  est lavé et dans l'eau de lavage on retrouve les ions constitutifs du précipité dont les concentrations sont fixées par le produit de solubilité de  $\text{PbCrO}_4$ . Cette eau dépasse-t-elle la norme légale de  $50 \mu\text{g.L}^{-1}$  en plomb ?
- 3) Dans les ouvrages de peinture, on déconseille de mélanger le jaune de chrome et le sulfure de manganèse rose ( $\text{MnS}$ ) pour donner une couleur chair (utile pour peindre des visages). Expliquez pourquoi.

Données à  $T=298 \text{ K}$  : Masse molaire atomique de Pb :  $M=207 \text{ g.mol}^{-1}$ .

Produits de solubilité :  $\text{PbCrO}_4$  (jaune),  $K_{s1}=10^{-13}$  ;  $\text{MnS}$  (rose),  $K_{s2}=10^{-9,6}$  ;  $\text{PbS}$  (noir),  $K_{s3}=10^{-27,8}$

## EXERCICE 2

L'ion cuivrique a pour formule  $\text{Cu}^{2+}$ , l'ion hydroxyde  $\text{OH}^-$ .

a) Quelle est la formule de l'hydroxyde de cuivre ?

b) La solubilité de l'hydroxyde de cuivre dans l'eau pure est  $s = 9,75 \cdot 10^{-6} \text{ g/l}$ . Calculer le produit de solubilité de l'hydroxyde de cuivre.

c) Etudier la solubilité de l'ion  $\text{Cu}^{2+}$  en fonction du pH, en étudiant  $\log s = f(\text{pH})$ .

On rappelle que la solubilité est la quantité de corps (exprimée en  $\text{mol.l}^{-1}$ ) qu'on peut solubiliser dans un litre de solution.

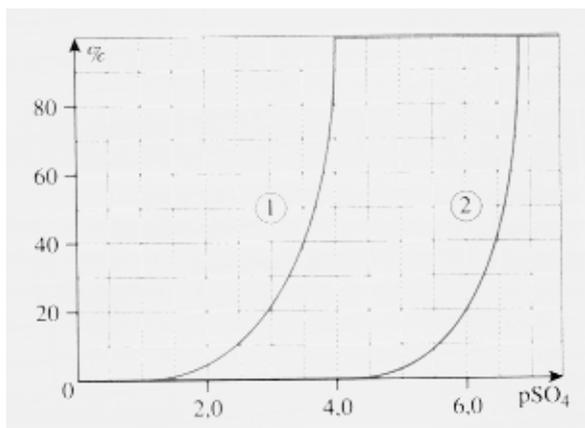
Données : Cu :  $63,5 \text{ g.mol}^{-1}$  ; O :  $16 \text{ g.mol}^{-1}$  ; H :  $1 \text{ g.mol}^{-1}$

## EXERCICE 3

Le document ci-dessous présente la simulation de l'ajout d'une solution de sulfate de sodium  $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$  à  $10,0 \text{ mL}$  d'une solution de chlorure de calcium à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  et de nitrate de plomb à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Les courbes tracées représentent l'évolution du pourcentage des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Pb}^{2+}$  lors de cet ajout en fonction de  $\text{pSO}_4 = -\log [\text{SO}_4^{2-}]$ . L'expérience montre que le sulfate de plomb est moins soluble que le sulfate de calcium.

- 1) Tracer les diagrammes d'existence des précipités  $\text{CaSO}_4$  et  $\text{PbSO}_4$  en fonction de  $\text{pSO}_4$ .
- 2) Identifier les deux courbes.
- 3) En déduire, en négligeant la dilution, le produit de solubilité de  $\text{CaSO}_4$  et celui de  $\text{PbSO}_4$ .



#### EXERCICE 4

On introduit sans variation de volume, une quantité  $n_0 = 1,0 \cdot 10^{-2}$  mol d'acétate d'argent (corps solide peu soluble de formule  $\text{AgCH}_3\text{CO}_2$ ) dans  $V = 50,0$  mL d'eau pure.

1. Ecrire les réactions chimiques qui peuvent se produire dans la solution.
2. Déterminer :
  - a. les concentrations des ions argent (I) et acétate dans cette solution ; cette solution est-elle saturée ?
  - b. le pH de cette solution.
3. Comment évoluera la solubilité du l'acétate d'argent si l'on acidifie la solution ? Justifier la réponse.

#### Données :

$$pK_a(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8 ; pK_s(\text{CH}_3\text{COOAg}) = 2,6.$$

#### EXERCICE 5

Le  $pK_s$  du chlorure d'argent  $\text{AgCl}$  est égal à 10 à 25°C.

- a) Calculer la solubilité de ce corps dans l'eau pure.
- b) Calculer la solubilité du chlorure d'argent dans une solution de chlorure de magnésium de concentration  $c = 0,2$  mol/L. Le chlorure de magnésium est un corps ionique parfaitement soluble de formule  $\text{MgCl}_2$ .
- c) Même question avec une solution de chlorure de magnésium de concentration  $c' = 10^{-7}$  mol/L.

Remarque : On s'efforcera de faire les calculs numériques les plus simples possible.

*On rappelle que la solubilité est le nombre maximal de moles d'un corps que l'on peut dissoudre dans un litre de solution.*