

## FICHE DE TD CHIMIE PRECIPITES

### EXERCICE 1

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  $s = 9,75 \cdot 10^{-6}$  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 mol.l-1) qu'on peut solubiliser dans un litre de solution.

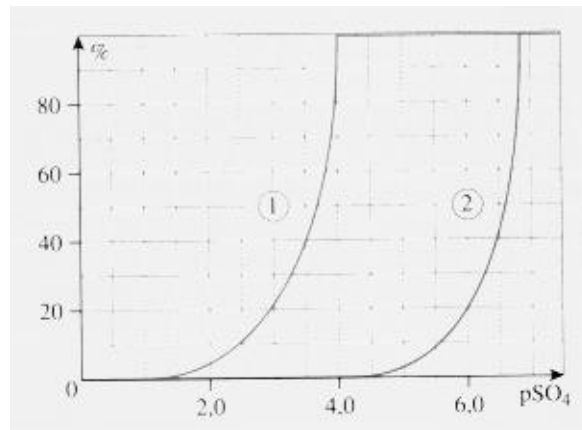
On donne les molaires suivantes : Cu :  $63,5 \text{ g.mol}^{-1}$  ; O :  $16 \text{ g.mol}^{-1}$  ; H :  $1 \text{ g.mol}^{-1}$

### EXERCICE 2

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 3

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  $V = 50,0 \text{ mL}$  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 :**

$$pK_a(CH_3COOH / CH_3COO^-) = 4,8 ; pK_s(CH_3COOAg) = 2,6.$$

**EXERCICE 4**

On négligera la réaction de  $NH_3$  dans l'eau.

- 1) A  $V_0=10\text{ml}$  d'une solution  $S_1$  de nitrate d'argent  $AgNO_3$  de concentration  $C_0=0,1\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$ , on ajoute progressivement une solution de chlorure de potassium  $KCl$  de même concentration  $C_0$ .
  - a- Pour quel volume  $V$  ajouté le précipité apparaît-il ? (on fera attention à l'effet de dilution et on supposera  $V \ll V_0$ )
  - b- On prélève à nouveau  $V_0=10\text{ml}$  de la solution  $S_1$  auxquels on ajoute, sans variation de volume,  $10^{-2}$  mole d'ammoniac  $NH_3$ , on obtient une solution  $S_2$ . Quelle est la concentration initiale en ammoniac dans  $S_2$  ? Calculer une fois l'équilibre atteint, les concentrations des espèces présentes dans  $S_2$ .
- 2) On verse maintenant dans  $S_2$  une solution de  $KCl$  à  $C_0=0,1\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$ , et on cherche pour quel volume  $V'$  versé le précipité apparaît. Pour cela, tant que le précipité n'apparaît pas, l'équilibre de la question précédente subit un simple effet de dilution et les ions  $Cl^-$  ajoutés sont indifférents.
  - a. Exprimer en fonction de  $K_d$ ,  $V_0$  et  $V'$  la concentration en ions  $Ag^+$  lorsqu'on est à la limite de formation du précipité, ainsi que celle des ions  $Cl^-$ .
  - b. Appliquer la condition de précipitation et en déduire la valeur du volume  $V'$ . Est-il négligeable devant  $V_0$  ?
- 3) Calculer de même les volumes  $V$  et  $V'$  quand on remplace  $KCl$  par l'iodure de potassium  $KI$  de même concentration  $C_0$ . Comparer les résultats. Conclusion ?

**Données :**  $AgCl : pK_s=9,8 ; AgI : pK_s=16,1 ; Ag(NH_3)_2^+$  seul complexe formé de  $pK_d=7,2$ .

**EXERCICE 5**

Le dioxyde de carbone dissout dans l'eau est un diacide caractérisé par  $pK_{a1}(CO_2, HCO_3^-)=6.39$  et  $pK_{a2}(HCO_3^-, CO_3^{2-})=10.3$  à  $25^\circ$ .

- 1) Tracer les domaines de prédominance de chaque espèce en fonction du pH.
- 2) On dissout  $3.6 \cdot 10^{-2}$  mol de dioxyde de carbone dans un litre d'eau sans variation de volume.

Calculer le pH de la solution obtenue. On détaillera les différentes étapes du raisonnement : hypothèses et vérification des hypothèses en particulier.

- 3) On ajoute au litre de solution précédente, sans variation de volume,  $X$  mol d'hydroxyde de sodium ( $Na^+ + OH^-$ ). On obtient la solution **A**. Le pH de la solution est alors égal à 12.
  - a) Ecrire la réaction prépondérante qui se produit lors de cet ajout.
  - b) Déterminer l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction en fonction de  $K_{a1}$ ,  $K_{a2}$  et  $K_e$ . Faire l'application numérique à  $25^\circ$ .
  - c) Déduire de ce qui précède la valeur de  $X$ .
- 4) On ajoute  $10^{-4}$  mol de chlorure de calcium ( $Ca^{2+} ; 2Cl^-$ ) à la solution **A**, sans variation de volume.
  - a) Déterminer quel est, de  $Ca(OH)_2$  ou de  $CaCO_3$ , le précipité qui se forme.
  - b) Calculer la concentration des ions  $Ca^{2+}$  restant en solution après précipitation.

**Données :**  $K_{s1}(Ca(OH)_2)=5.3 \cdot 10^{-6}$  ;  $K_{s2}(CaCO_3)=3.1 \cdot 10^{-9}$  et  $K_e=10^{-14}$ .

**EXERCICE 6**

Le  $pK_s$  du chlorure d'argent  $AgCl$  est égal à 10 à  $25^\circ C$ .

- 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  $c = 0,2 \text{ mol/L}$ . 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  $c' = 10^{-7} \text{ mol/L}$ .

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.*

