

# SA2 - TD

## Exercices d'application directe du cours

### Exercice n°1 Expression de produits de solubilité

Exprimer le  $K_s$  du carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3$ , du nitrate de plomb II  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , du difluorure de baryum  $\text{BaF}_2$  et de l'hydroxyde d'étain  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ .

### Exercice n°2 Présence ou absence de précipité

Q1. On mélange  $V = 100 \text{ mL}$  d'une solution de nitrate d'argent  $\text{AgNO}_3$  de concentration  $C$  et un même volume  $V$  d'une solution de chromate de potassium  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  de même concentration  $C$ .

(a) Le précipité se forme-t-il si  $C = 2 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ?

(b) Même question si  $C = 2 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Q2. On verse une masse  $m$  de chromate d'argent solide dans un volume  $V = 100 \text{ mL}$  d'eau pure.

(a) La solution est-elle saturée si  $m = 3 \text{ g}$  ?

(b) Même question si  $m = 2 \text{ mg}$

Données relatives au chromate d'argent :

produit de solubilité :  $K_s = 1,3 \times 10^{-12}$  ; masse molaire  $M = 332 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Exercice n°3 Diagramme d'existence de précipité

Les ions plomb  $\text{Pb}^{2+}$  précipitent avec les ions chlorure. Le  $\text{p}K_s$  de  $\text{Pb}(\text{Cl})_2$  vaut 4,8. Déterminer le domaine de  $\text{pCl}$  où le précipité existe, en prenant une concentration initiale de  $\text{Pb}^{2+}$  égale à  $C_1 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ . Tracer le diagramme d'existence du précipité dans ces conditions.

### Exercice n°4 Relation entre $K_s$ et $s$

Déterminer la solubilité massique du sulfure d'arsenic  $\text{As}_2\text{S}_3$  dont le  $\text{p}K_s$  vaut 3,4 à  $20^\circ\text{C}$  en négligeant la basicité de l'ion sulfure.

Données :  $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{As}) = 74,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

---

**Exercices** ★

---

**Exercice n°5 Conditions de précipitation**

- Q1. La solubilité de l'arséniate de cuivre (II)  $\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2$  dans l'eau pure est de  $1,74 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ . En déduire sa solubilité molaire.
- Q2. Déduire son produit de solubilité  $K_s$  et son  $\text{p}K_s$  en supposant que les ions formés lors de la dissociation du solide ne réagissent pas dans l'eau.
- Q3. On mélange  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de solution de sulfate de cuivre (II) à  $C_1 = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et un volume  $V_2 = 40,0 \text{ mL}$  de solution d'arséniate de sodium à  $C_2 = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Observe-t-on l'apparition d'un précipité ?
- Q4. Même question si  $C_1 = 8 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , la concentration  $C_2$  restant inchangée.
- Données :  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{As}) = 74,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**Exercice n°6 Influence du pH**

La solubilité de l'hydroxyde ferreux  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  dans l'eau vaut  $s = 1,5 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

- Q1. Déterminer la valeur du produit de solubilité de l'hydroxyde ferreux  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .
- Q2. Déterminer le pH correspondant à la précipitation lors de l'ajout de soude solide à une solution de sulfate de fer II de concentration  $C_1 = 1 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
- Q3. Comment la solubilité de l'hydroxyde ferreux  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  est-elle modifiée dans une solution de soude à  $1 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ? La calculer.

Données :  $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Exercice n°7 Transfert de cation**

On met, dans  $100 \text{ mL}$  d'eau pure, un excès de chromate de strontium solide.

- Q1. Calculer les concentrations des espèces ioniques présentes à l'équilibre.
- Q2. On rajoute à la solution précédente  $100 \text{ mL}$  de chlorure de baryum molaire. Quelles sont les concentrations des espèces présentes à l'équilibre ?

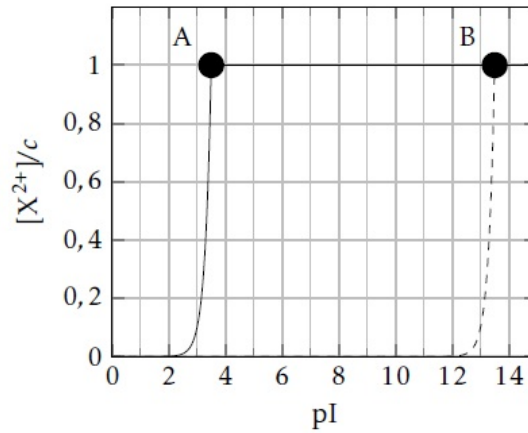
Données :  $K_{s1}(\text{SrCrO}_4) = 4,00 \times 10^{-5}$  ;  $K_{s2}(\text{BaCrO}_4) = 1,26 \times 10^{-10}$

**Exercice n°8 Diagramme d'existence de précipités**

En présence d'ions iodure  $\text{I}^-$  les ions plomb  $\text{Pb}^{2+}$  donnent un précipité jaune, et les ions mercure II  $\text{Hg}^{2+}$  un précipité rouge-orangé. Lorsqu'on ajoute goutte à goutte des ions mercure II dans un tube à essai contenant un précipité d'iodure de plomb, le précipité devient rouge-orangé dès les premières gouttes.

- Q1. Interpréter cette observation.

La figure ci-dessous donne la simulation d'un ajout d'une solution d'ions iodure à une solution équimolaire d'ions  $\text{Hg}^{2+}$  et  $\text{Pb}^{2+}$ , toutes deux à  $C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Les courbes tracées représentent le pourcentage de cations métalliques présents dans la solution en fonction de  $\text{pI} = -\log\left(\frac{[\text{I}^-]}{c^\circ}\right)$ .



- Q2. Que représentent les deux points anguleux ? À partir de la réponse à la première question, identifier les courbes tracées.
- Q3. Déterminer les produits de solubilité de  $\text{PbI}_2$  et  $\text{HgI}_2$ .
- Q4. Déterminer la constante de la réaction qui se produit lorsqu'on ajoute des ions mercure II à un précipité d'iodure de plomb.

### Exercices ★ ★

#### Exercice n°9 Redissolution d'un précipité par barbotage de $\text{CO}_2$ ?

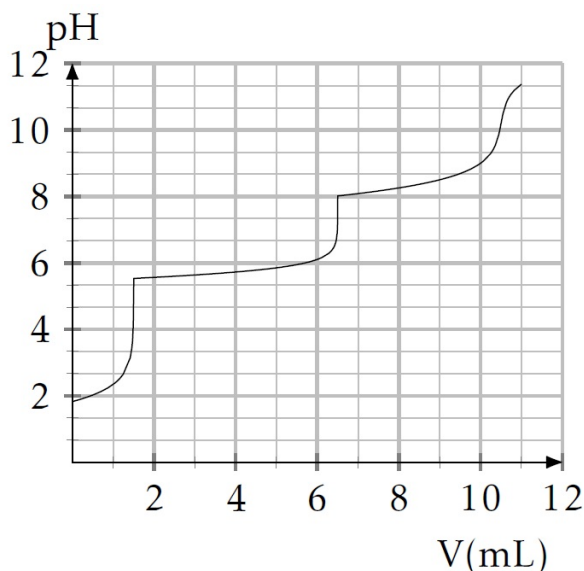
Est-il possible de redissoudre totalement 0,1 mol de carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3(s)$  mis en suspension dans un litre d'eau, par barbotage de  $\text{CO}_2$  ?

Données :  $K_s(\text{CaCO}_3) = 5 \times 10^{-9}$  ;  $\text{p}K_{A1}(\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-) = 6,4$  ;  $\text{p}K_{A2}(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10,2$  ; solubilité de  $\text{CO}_2$  moléculaire (gazeux)  $s = 4 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

#### Exercice n°10 Dosage d'un mélange de cations en milieu acide

Le graphe ci-dessous représente le dosage de  $V_0 = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution, mélange d'acide nitrique ( $\text{HNO}_3$ ) de concentration  $C_1$ , de nitrate de cuivre (II) ( $\text{Cu}^{2+} + \text{NO}_3^-$ ) de concentration  $C_2$  et de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ) de concentration  $C_3$  par de la soude à  $C_s = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Un test préliminaire, effectué en tube à essai sur la solution, montre que, lors de l'ajout de la soude, le premier précipité qui se forme a une couleur bleue (caractéristique du précipité d'hydroxyde de cuivre (II)) le second étant brun (couleur du précipité d'hydroxyde d'argent).



- Q1. Identifier les diverses parties du graphe et en déduire les concentrations  $C_1$ ,  $C_2$  et  $C_3$ .
- Q2. À l'aide de points bien choisis sur le graphe, déterminer le produit de solubilité des hydroxydes de cuivre et d'argent.