

## Activité S2 B.1 : Équilibre de précipitation

### activité S2 B.1.1. Précipitation du sulfate de calcium

On ajoute 50 mL de solution de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  à  $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$  et 50 mL de solution de sulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  à  $0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- 1°) Quelle est la nature et la concentration initiale des ions dans la mélange avant la formation du précipité de  $\text{CaSO}_4$  (s) ( $K_s = 2,4 \cdot 10^{-5}$ ) ? Comment peut-on vérifier que la précipitation va avoir lieu ? Faites l'application numérique correspondante.
- 2°) Quelles sont les concentrations en ions restant après la précipitation ?
- 3°) Quelle est la masse de précipité formé ?

**Données :**  $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{S}) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

### activité S2 B.1.2. Condition de précipitation de l'oxalate d'aluminium

Que se passe-t-il si on ajoute, sans variation de volume, une quantité  $n = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol}$  d'oxalate de sodium, noté  $\text{Na}_2(\text{ox})$  à un volume  $V$  de solution de nitrate d'aluminium  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  :

a°) si  $V = 500 \text{ mL}$  ;

b°) si  $V = 2,00 \text{ L}$ .

**Données :**  $\text{p}K_s (\text{Al}_2(\text{ox})_3 \text{ (s)}) = 32$ .

### activité S2 B.1.3. Précipitation de l'hydroxyde de cadmium

On dispose d'une solution neutre ( $\text{pH} = 7$ ) d'ions  $\text{Cd}^{2+}$  à  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . A 500 mL de cette solution, on ajoute de la soude ( $\text{NaOH}$ ) jusqu'à l'apparition de  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  (s), à ce moment le pH est égal à 8,5.

- 1°) Déterminer une représentation d'un diagramme d'existence de  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  (s) en fonction du pH.
- 2°) Calculer  $\text{p}K_s (\text{Cd}(\text{OH})_2)$ .

### activité S2 B.1.4. Titrage conductimétrique du sulfate de baryum

La barytine ou sulfate de baryum  $\text{BaSO}_4$  (s) est peu soluble en solution aqueuse, elle est caractérisée par un produit de solubilité  $K_s = 10^{-10}$ .

- 1°) Écrire l'équation de la réaction chimique permettant la définition du produit de solubilité ; donner l'expression de ce produit de solubilité.

Afin de doser une solution d'ions sulfate,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  totalement soluble, on verse une solution de chlorure de baryum,  $\text{BaCl}_2$  totalement soluble, de concentration  $C = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$  dans un volume  $V_0 = 100 \text{ mL}$  de la solution à doser contenue dans un bécher.

On relève à l'aide d'un conductimètre la conductivité  $\sigma$  de la solution du bécher.

Le tracé de la conductivité en fonction du volume versé de  $\text{BaCl}_2$   $V$  permet de repérer le point équivalent pour un volume  $V_e = 12,0$  mL de solution de  $\text{BaCl}_2$  versé.

- 2°) Proposer un schéma du montage expérimental utilisé.
- 3°) Écrire l'équation de la réaction du dosage ; calculer sa constante d'équilibre et conclure.
- 4°) Définir le point équivalent pour ce dosage. À partir de la valeur du volume équivalent, calculer la concentration de l'ion sulfate dans le bécher initial.
- 5°) Montrer que  $\text{BaSO}_4(s)$  précipite dès la première goutte versée (1 goutte = 0,05 mL).

La conductivité d'une solution aqueuse peut, en première approximation, être calculée par combinaison linéaire des conductivités molaires à dilution infini  $\lambda_i^\circ$  et des concentrations  $C_i$  des différentes espèces ioniques en solution :  $\sigma = \sum_i \lambda_i^\circ \times C_i$

- 6°) Donner qualitativement l'allure de la courbe  $\sigma = f(V)$  en la justifiant à l'aide des valeurs de conductivité molaire  $\lambda_i^\circ$  suivantes :

ion	$\text{Na}^+$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Cl}^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{HO}^-$
$\lambda_i^\circ$ (mS.m <sup>2</sup> .mol <sup>-1</sup> )	5,0	13,0	7,5	16,0	35	20

### activité S2 B.1.5. Titrage par différence

On verse une solution de nitrate d'argent  $\text{AgNO}_3$  de concentration  $C_0 = 0,10$  mol.L<sup>-1</sup> dans un volume  $V_0 = 20,0$  mL d'une solution contenant des ions chlorure  $\text{Cl}^-$  à la même concentration.

- 1°) Écrire l'équation de la réaction de précipitation. Calculer le volume à verser pour voir apparaître un précipité. Conclusion ? Déterminer le volume équivalent théorique.

On introduit préalablement 0,010 mol de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  sans variation de volume dans la solution, puis on ajoute progressivement la solution de  $\text{AgNO}_3$ . On suppose que  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)$  apparaît à l'équivalence.

- 2°) Calculer la concentration en ions  $\text{Ag}^+$  et  $\text{Cl}^-$  qui restent en solution lorsque le précipité rouge de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)$  apparaît. Conclure.

On souhaite doser un mélange contenant de l'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$  (monoacide) de concentration  $C_1$  et de l'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (diacide) de concentration  $C_2$ .

Pour cela, on dose une première prise d'essai  $V_0 = 20,0$  mL par de la soude à la concentration 0,10 mol.L<sup>-1</sup> en utilisant le bleu de bromothymol.

L'indicateur coloré vire pour un volume  $V_e = 24,2$  mL ; on supposera que les deux acides ont été dosés simultanément et entièrement.

On dose ensuite une seconde prise de même volume par du nitrate d'argent 0,10 mol.L<sup>-1</sup> en présence de 0,010 mol de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  un précipité rouge apparaît pour un volume versé  $V_e' = 10,4$  mL.

- 3°) Déterminer les concentrations  $C_1$  et  $C_2$ .

**Données :**  $K_{s1}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$  ;  $K_{s2}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,9 \cdot 10^{-12}$ .