

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 CaCl_2 à $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ et 50 mL de solution de sulfate de sodium Na_2SO_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 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 Cd^{2+} à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. A 500 mL de cette solution, on ajoute de la soude (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 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, Na_2SO_4 totalement soluble, on verse une solution de chlorure de baryum, 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 σ de la solution du bécher.

Le tracé de la conductivité en fonction du volume versé de BaCl_2 V permet de repérer le point équivalent pour un volume $V_e = 12,0$ mL de solution de 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 λ_i° 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 λ_i° suivantes :

ion	Na^+	Ba^{2+}	Cl^-	SO_4^{2-}	H_3O^+	HO^-
λ_i° (mS.m ² .mol ⁻¹)	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 AgNO_3 de concentration $C_0 = 0,10$ mol.L⁻¹ dans un volume $V_0 = 20,0$ mL d'une solution contenant des ions chlorure 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 K_2CrO_4 sans variation de volume dans la solution, puis on ajoute progressivement la solution de AgNO_3 . On suppose que $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)$ apparaît à l'équivalence.

- 2°) Calculer la concentration en ions Ag^+ et 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 HCl (monoacide) de concentration C_1 et de l'acide sulfurique H_2SO_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⁻¹ 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⁻¹ en présence de 0,010 mol de K_2CrO_4 un précipité rouge apparaît pour un volume versé $V_e' = 10,4$ mL.

- 3°) Déterminer les concentrations C_1 et C_2 .

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