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 mol.L^{-1} et 50 mL de solution de sulfate de sodium Na_2SO_4 à 0,30 mol.L^{-1}.

1°) Quelle est la nature et la concentration initiale des ions dans la mélange avant la formation du précipité de $CaSO_{4\,(s)}$ (Ks = 2,4.10^{-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 ?

<u>Données</u> : M(Ca) = 40 g.mol^{-1}, M(S) = 32 g.mol^{-1}, M(O) = 16 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 = 1,0.10^{-10} mol d'oxalate de sodium, noté $Na_2(ox)$ à un volume V de solution de nitrate d'aluminium $Al(NO_3)_3$ à 0,10 mol.L^{-1} :

a°) si V = 500 mL ;

b°) si V = 2,00 L.

<u>Données</u> : pKs ($Al_2(ox)_{3\,(s)}$) = 32.

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

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

1°) Déterminer une représentation d'un diagramme d'existence de $Cd(OH)_{2\,(s)}$ en fonction du pH.

2°) Calculer pKs ($Cd(OH)_2$).

activité S2 B.1.4. Titrage conductimétrique par précipitation des ions sulfate

La barytine ou sulfate de baryum $BaSO_{4\,(s)}$ est peu soluble en solution aqueuse, elle est caractérisée par un produit de solubilité Ks = 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 mol.L^{-1} dans un volume V_0 = 100 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 Ve = 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 $BaSO_{4\,(s)}$ 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 $\lambda_i°$ et des concentrations C_i des différentes espèces ioniques en solution : $\sigma = \sum_i \lambda_i° \times C_i$

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

ion	Na^+	Ba^{2+}	Cl^-	SO_4^{2-}	H_3O^+	HO^-
$\lambda°_i$ (mS.m².mol⁻¹)	5,0	13,0	7,5	16,0	35	20

activité S2 B.1.5. Titrage par différence d'un mélange d'acide

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 $Ag_2CrO_{4\,(s)}$ apparaît à l'équivalence.

2°) Calculer la concentration en ions Ag^+ et Cl^- qui restent en solution lorsque le précipité rouge de $Ag_2CrO_{4\,(s)}$ 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 Ve = 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 Ve' = 10,4 mL.

3°) Déterminer les concentrations C_1 et C_2.

<u>Données</u> : Ks_1 (AgCl) = 1,8.10^{-10} ; Ks_2 (Ag_2CrO_4) = 1,9.10^{-12}.