

## EXERCICES. CRITÈRE D'ÉVOLUTION ET PRÉVISION DE L'ÉTAT FINAL

### Exercice 1. Dissolution d'un composé ionique

À 25°C, on introduit 5,0 g de sulfate de baryum  $BaSO_{4(s)}$  dans 2,0 L d'eau.

Données :

- constante d'équilibre à 25°C de la réaction  $BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$  est  $K = 10^{-9.9}$
- $M(BaSO_{4(s)}) = 233,4 \text{ g.mol}^{-1}$

1. Calculer le quotient de réaction initial. Le sulfate de baryum se dissout-il dans l'eau ?
2. À l'état final,  $[Ba^{2+}]_f = 1,1 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ . Calculer le taux d'avancement final. La transformation est-elle totale ?

### Exercice 2. Identification de l'ion cobalt (II)

L'hydroxyde de cobalt  $Co(HO)_{2(s)}$  est un composé ionique utilisé dans la fabrication des batteries Lithium-ion. Un bécher contient un volume  $V_1 = 50,0 \text{ mL}$  de solution de chlorure de cobalt ( $Co^{2+} + 2Cl^-$ ) de concentration  $c_1 = 20,0 \text{ mmol.L}^{-1}$ . On y introduit un volume  $V_2 = 25,0 \text{ mL}$  de solution d'hydroxyde de sodium ( $Na^+ + HO^-$ ) de concentration  $c_2 = 40,0 \text{ mmol.L}^{-1}$ .

Données :

- constante d'équilibre à 25°C de la réaction  $Co_{(aq)}^{2+} + 2HO_{(aq)}^- \rightleftharpoons Co(HO)_{2(s)}$  est  $K = 4,0 \times 10^{15}$
1. Calculer les concentrations molaires initiales des ions cobalt et hydroxyde dans le mélange.
  2. Calculer le quotient de réaction initial.
  3. Déterminer le sens d'évolution spontané du système et préciser si cette transformation peut servir de test d'identification de l'ion cobalt.

### Exercice 3. Solution aqueuse d'acide éthanoïque

Le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque  $CH_3COOH_{(aq)}$  de concentration molaire en soluté apporté  $c_A = 4,5 \text{ mmol.L}^{-1}$  est de 3,6 à 25°C.

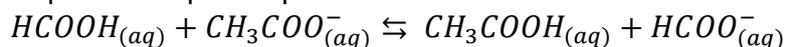
1. Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'acide éthanoïque et l'eau.
2. Calculer le taux d'avancement final de la réaction de l'acide avec l'eau. La transformation est-elle totale ?
3. Calculer les concentrations molaires de toutes les espèces dans l'état final.
4. En déduire la constante d'équilibre de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau à 25°C.
5. Prévoir le pH à 25°C d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire en soluté apporté  $6,5 \text{ mmol.L}^{-1}$ .

### Exercice 4. Un équilibre acide-base

On introduit dans un bécher le même volume  $V_0 = 25 \text{ mL}$  de quatre solutions de même concentration  $c = 100 \text{ mmol.L}^{-1}$  :

- solution d'acide éthanoïque  $CH_3COOH$
- solution d'acide méthanoïque  $HCOOH$
- solution d'ions éthanoate  $CH_3COO^-$
- solution d'ions méthanoate  $HCOO^-$

La réaction acido-basique qui a lieu a pour équation :



et pour constante d'équilibre à la température de l'expérience :  $K = 10$

1. Calculer la concentration  $c_0$  de chaque espèce chimique dans le mélange initialement.
2. Calculer le quotient de réaction initial.
3. Dans quel sens (direct ou opposé) l'évolution du système se fait elle spontanément ?
4. À l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'avancement volumique à l'équilibre (état final).
5. Calculer le taux d'avancement final. La transformation est-elle très déplacée dans le sens direct ?