

Chimie des solutions

4.1 Énoncés

► Exercice 4.1 : Questions de cours

- Définir la constante d'acidité K_a d'un acide faible ainsi que la constante K_e d'autoprotolyse de l'eau.
- Définir la solubilité d'un précipité et exprimer la constante de solubilité K_s pour le précipité $Zn(OH)_2$.
- Établir, dans le cas le plus simple, le pH d'un acide faible de concentration c dans l'eau et de constante d'acidité K_a (par exemple, $pK_a = 5,0$ et $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$).

► Exercice 4.2 : Dilution d'un acide faible

On considère un acide HA de pK_a donné. On s'intéresse au coefficient de dissociation α de cet acide mis en solution aqueuse à la concentration initiale c_0 .

- Donner la relation existant entre α , K_a , K_e et c_0 dans le cas général.
- Discuter de la limite de α quand $c_0 \rightarrow 0$ (dilution infinie), suivant la valeur de K_a .

► Exercice 4.3 : L'acide fluorhydrique

Calculer, avec une précision de 0,01 unité de pH , le pH des solutions suivantes :

- HF $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$,
- HF $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$,
- HF $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Commenter.

On donne $pK_a(HF/F^-) = 3,20$.

► Exercice 4.4 : L'ion cyanure

Calculer le pH et les concentrations des espèces en solution dans une solution initialement $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en KCN .

On donne $pK_a(HCN/CN^-) = 9,0$.

► Exercice 4.5 : Les acides méthanoïque et éthanoïque

Le pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est $pK_{a1} = 4,75$, celui du couple $HCOOH/HCOO^-$ est $pK_{a2} = 3,70$.

1. Calculer le pH d'une solution d'acide méthanoïque $HCOOH$ à la concentration $c_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.
2. Calculer le pH d'une solution d'acide éthanoïque CH_3COOH à la concentration $c_2 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$.
3. Calculer le pH d'une solution obtenue en mélangeant 25 mL d'une solution de CH_3COOH à la concentration $c_2 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ et 25 mL d'une solution de $HCOOH$ à la concentration $c_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

► **Exercice 4.6 : Solubilité du chlorure de plomb**

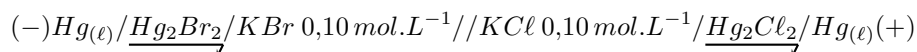
On dispose de 960 mL d'une solution aqueuse contenant $66,2 \text{ g}$ de nitrate de plomb. On ajoute à cette solution 40 mL d'acide chlorhydrique $10,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Sachant que, dans le mélange obtenu, la solubilité du chlorure de plomb est égale à $1,00 \text{ g}$ dans 100 mL , calculer la masse de chlorure de plomb précipité à l'équilibre.
2. Calculer le produit de solubilité du chlorure de plomb.

On supposera qu'il n'y a pas eu de contraction de volume au cours de l'addition d'acide chlorhydrique et on donne les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} :
 Pb (207) ; N (14) ; O (16) ; Cl (35,5).

► **Exercice 4.7 : Pile au mercure**

On réalise la pile suivante à 25°C :



Sa force électromotrice e est égale à $0,127 \text{ V}$.

Le potentiel normal du couple $Hg_2^{2+} / Hg_{(l)}$ vaut $E^\circ = 0,80 \text{ V}$.

Sachant que le potentiel d'une nappe de mercure mise en contact avec une solution de KCl molaire saturée en calomel Hg_2Cl_2 est égal à $0,275 \text{ V}$ par rapport à l'électrode standard à hydrogène (ESH), calculer les produits de solubilité K_s de $\underline{Hg_2Cl_2}$ et K'_s de $\underline{Hg_2Br_2}$.



— Le "Coup de pouce" —

Exercice 2 :

1. Il faut tenir compte de la réaction de l'acide faible sur l'eau ainsi que de l'autoprotolyse de l'eau. 2. On trouve $\alpha_{\text{lim}} = \frac{1}{1 + \frac{\sqrt{K_e}}{K_a}}$

Exercice 3 :

4. On peut utiliser la formule générale pour les acides faibles.

Exercice 4 :

1. CN^- est une base faible.
2. CN^- réagit avec HNO_3 puis sur H_2O (on trouve $pH = 10,42$).

Exercice 5 :

3. Les réactions sont simultanées.

Exercice 6 :

1. $\underline{PbCl_2}$ précipite et on trouve $45,6 \text{ g}$.
2. On trouve $K_s = 1,86.10^{-4}$.