

## **EXERCICES – SÉRIE 7**

### ***Ionisation des acides et des bases, pH***

- 7.1** A 25 °C, une solution aqueuse d'ammoniaque  $10^{-2}$  M est ionisée à 4.2 %. Calculer (a) la concentration des ions  $\text{OH}^-$  et  $\text{NH}_4^+$ , (b) la concentration de l'ammoniac moléculaire  $\text{NH}_3$  et (c) la constante de basicité de l'ammoniaque.
- 7.2** (a) Calculer  $[\text{OH}^-]$  lorsque  $9 \cdot 10^{-3}$  mole de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  est ajoutée à un litre de la solution d'ammoniaque de l'exercice précédent. (b) Calculer  $[\text{OH}^-]$  d'une solution préparée par dissolution de  $10^{-2}$  mol de  $\text{NH}_3$  et de  $5 \cdot 10^{-3}$  mol de  $\text{HCl}$  par litre.
- 7.3** Calculer la molarité d'une solution aqueuse de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ionisé à 2.0 %.  
La constante d'acidité de l'acide acétique à 25 °C est  $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$ .
- 7.4** La concentration  $[\text{H}^+]$  d'une solution d'acide benzoïque  $7.2 \cdot 10^{-2}$  M est de  $2.1 \cdot 10^{-3}$  M. Calculer le  $K_a$  de l'acide à partir de cette donnée.  
$$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$$
- 7.5** Calculer la concentration en protons et en ions acétate,  $[\text{H}^+]$  et  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ , dans une solution aqueuse de 500 ml, préparée à partir du mélange de 100 ml d'acide acétique  $5 \cdot 10^{-1}$  M et de 100 ml d'acide chlorhydrique  $2.5 \cdot 10^{-1}$  M.  
La constante d'acidité de l'acide acétique à 25 °C est  $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$ .
- 7.6** Calculer la concentration en protons et en ions formiate,  $[\text{H}^+]$  et  $[\text{HCOO}^-]$ , dans une solution aqueuse contenant initialement 0.100 M d'acide formique et 0.100 M d'acide cyanique  $\text{HOCN}$ .  
La constante d'acidité de l'acide formique à 25 °C est  $K_a = 1.8 \cdot 10^{-4}$ . Celle de l'acide cyanique est  $K_a = 2.2 \cdot 10^{-4}$ .
- 7.7** Calculer le pH des solutions aqueuses suivantes, en supposant que l'ionisation est complète et que les solutions sont suffisamment diluées :  
(a)  $\text{HCl}$   $4.9 \cdot 10^{-4}$  N, (b)  $\text{NaOH}$   $1.6 \cdot 10^{-3}$  N, (c)  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $1.6 \cdot 10^{-7}$  M,  
(d)  $\text{HCl}$   $5.0 \cdot 10^{-8}$  M, (e)  $\text{NaOH}$   $5.0 \cdot 10^{-8}$  M, (f)  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $7.2 \cdot 10^{-10}$  N.
- 7.8** Quelle concentration d'acide acétique dans l'eau faut-il pour obtenir un pH de 2.5 ?  
Dans une telle solution concentrée, le coefficient d'activité approximatif des ions  $\text{H}^+$  est  $\gamma \approx 0.75 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
- 7.9** Calculer le degré d'hydrolyse et le pH d'une solution aqueuse d'acétate d'ammonium  $(\text{CH}_3\text{COO}^-)(\text{NH}_4^+)$   $10^{-2}$  M.  
La constante de basicité de  $\text{NH}_3$  à 25 °C est  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$ . La constante d'acidité de l'acide acétique dans les mêmes conditions est  $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$ .