

## Ex 23 p 141 type bac

## 1 Transformation chimique étudiée

1. Un acide de Brønsted est une espèce pouvant céder un ou plusieurs  $H^+$ .
2. Les couples acide base sont :  $CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$  et  $H_3O^+/H_2O$ .
3. La constante d'équilibre est par définition le quotient de réaction dans l'état d'équilibre. Rappelons que la constante d'équilibre ne dépend pas des quantités de matières initiales mais uniquement de la température. Notons également que l'état final est un état d'équilibre, les quantités à l'équilibre sont donc celles dans l'état final. On ne prend en compte que les espèces dissoutes :

$$K = \frac{[CH_3CO_2^-]_{eq} \cdot [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3CO_2H]_{eq}}$$

## 2 Étude pH-métrique

1.

$$n_1 = C_1 V_1 = 2,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Équation : $CH_3CO_2H + H_2O = CH_3CO_2^- + H_3O^+$				
2. État initial	$n_1$	excès	0	0
État eq (final)	$n_1 - x_f$	excès	$x_f$	$x_f$
État maximal	$n_1 - x_m = 0$	excès	$x_m$	$x_m$

Comme l'eau est le solvant on a  $x_m = n_1 = 2,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

3. Par définition

$$[H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 10^{-3,70} = 2,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

4.

$$\begin{aligned} \tau_1 = \frac{x_f}{x_m} &= \frac{[H_3O^+]_f V}{CV} \\ &= \frac{2,00 \cdot 10^{-4}}{2,7 \cdot 10^{-3}} = 7,4 \cdot 10^{-2} \end{aligned}$$

La réaction n'est pas totale, on peut dire qu'elle est limitée (ou encore peu avancée) car  $\tau \ll 1$ .

5. (a)

$$[CH_3CO_2^-]_f = [H_3O^+]_f = 2,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

(b) D'après le tableau, et en divisant par  $V$  ensuite :

$$\begin{aligned} n(CH_3CO_2H)_f &= n_1 - x_f \\ [CH_3CO_2H]_f &= C_1 - [H_3O^+]_f \\ &= 2,7 \cdot 10^{-3} - 2,0 \cdot 10^{-4} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

6. On remplace dans l'expression donnée au début de l'exercice

$$K_1 = \frac{(2,00 \cdot 10^{-4})^2}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

### 3 Étude conductimétrique

1. Seuls les ions conduisent, il sont :  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$ . On obtient d'après l'équation de réaction  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_f$

2.

$$\sigma = \lambda(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_f + \lambda(\text{H}_3\text{O}^+)[\text{H}_3\text{O}^+]_f$$

3. En utilisant l'égalité des concentrations on obtient :

$$\begin{aligned} \sigma &= \lambda(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)[\text{H}_3\text{O}^+]_f + \lambda(\text{H}_3\text{O}^+)[\text{H}_3\text{O}^+]_f \\ &= [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot (\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)) \\ [\text{H}_3\text{O}^+]_f &= \frac{\sigma}{\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)} \\ &= 1,25 \text{ mol.m}^{-3} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_f \end{aligned}$$

4. (a) On vérifie bien que  $1,25 \cdot 10^{-3} \ll C_2$ , environ 100 fois plus faible, l'approximation est donc bonne.  
 (b) L'acide est très peu dissocié (la réaction est très limitée) car  $\tau \ll 1$ .  
 (c)

$$\begin{aligned} K_2 &= \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} \\ &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_2} \\ &= \frac{(1,25 \cdot 10^{-3})^2}{1,0 \cdot 10^{-1}} \\ &= 1,6 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

(d)

$$\begin{aligned} \tau_2 &= \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{C_2} \\ &= \frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{1,0 \cdot 10^{-1}} = 1,2 \cdot 10^{-2} \end{aligned}$$

### 4 Conclusion

- La constante d'équilibre ne dépend pas de la concentration initiale mais uniquement de la température et de la réaction étudiée.
- $\tau$  dépend de l'état initial du système.