



Correction des exercices

Exercice 33 page 179

État	Avancement	CH ₃ CO ₂ H (aq) +	H ₂ O (ℓ) ⇌	CH ₃ CO ₂ ⁻ (aq) +	H ₃ O ⁺ (aq)
initial	0	c · V	excès	0	0
en cours	x	c · V - x	excès	x	x
final	x _f	c · V - x _f	excès	x _f	x _f

L'avancement maximal est : $x_{\max} = c \cdot V$ donc $c = \frac{x_{\max}}{V}$

Le taux d'avancement final est $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$ donc :

$$x_f = x_{\max} \cdot \tau.$$

La concentration effective de chacune des espèces dissoutes est :

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq})]_f &= [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f = \frac{x_f}{V} \\ &= \frac{x_{\max} \cdot \tau}{V} = c \cdot \tau \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq})]_f &= \frac{c \cdot V - x_f}{V} = \frac{x_{\max} - x_{\max} \cdot \tau}{V} \\ &= \frac{x_{\max} \cdot (1 - \tau)}{V} = c \cdot (1 - \tau) \end{aligned}$$

b. La constante d'acidité K_A du couple s'écrit donc :

$$K_A = \frac{(c \cdot \tau)^2}{c \cdot (1 - \tau)}$$

On en déduit l'équation du second degré :

$$c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0.$$

2. a. On résout l'équation précédente.

$$\tau = \frac{-K_A + \sqrt{\Delta}}{2 \cdot c} = 0,014 \text{ soit } 1,4 \%$$

On calcule ensuite les concentrations avec les relations de la question 1. a. :

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq})] &= [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] = c \cdot \tau \\ &= 8,0 \times 10^{-2} \times 0,014 \\ &= 1,1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq})] &= c \cdot (1 - \tau) \\ &= 8,0 \times 10^{-2} \times (1 - 0,014) \\ &= 7,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

b. $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] = -\log (1,1 \times 10^{-3}) = 3,0$

Le pH calculé correspond bien à la valeur mesurée.

Exercice 34 page 179

34 1. $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq})]_f}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq})]_f} \right)$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log 1$$

$$\text{p}K_A = \text{pH} = 4,8$$

2. Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par addition d'une petite quantité d'acide ou de base, et par dilution modérée.

3. $M_{\text{soude}} = 23,0 + 16,0 + 1,0 = 40,0$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,40}{40,0} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} ;$$

$$[\text{HO}^- (\text{aq})] = \frac{n}{V} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, \text{ d'où :}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] = 1,0 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} ;$$

$$\text{pH} = -\log ([\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]) = -\log (1,0 \times 10^{-12}), \text{ donc}$$

$$\text{pH} = 12,0.$$

Tandis que le pH de la solution contenant le mélange d'acide éthanoïque et d'ion éthanoate varie peu, le pH de l'eau varie beaucoup (de 7,0 à 12,0) : l'eau pure n'est pas une solution tampon.