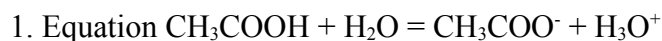


CORRECTION TP page 110

Etude pHmétrique du taux d'avancement final d'une réaction1) Préparation des solutions2. Il s'agit d'une dilution: $n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$ soit $c_{\text{mère}}V_{\text{mère}} = c_{\text{fille}}V_{\text{fille}}$

Pour la solution S_2 , il faut prélever $V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \times 100}{5 \cdot 10^{-2}} = 10 \text{ mL}$

Pour la solution S_3 , il faut prélever $V_2 = \frac{C_3 V_3}{C_2} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \times 100}{5 \cdot 10^{-3}} = 10 \text{ mL}$

2) Mesures de pH

3. On effectue les mesures en commençant par la solution la moins concentrée pour minimiser les erreurs de mesure en cas de mauvais rinçage (ou oubli) de la sonde de pH.

Solutions	S_3	S_2	S_1
pH	4,10	3,50	3,00
$-\log C$	3,30	2,30	1,30

4.5. Si les réactions étaient totales, on aurait $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{f}} = C$ et donc $\text{pH} = -\log C$. Or, on remarque que $\text{pH} > -\log C$ donc il y a moins de H_3O^+ que prévu: les réactions sont limitées.

3) Taux d'avancement final

6. Influence de la concentration initiale:

Equation		CH_3COOH	+	H_2O	=	CH_3COO^-	+	H_3O^+
état	Avancement (mol)	Quantités (mol)						
initial	$x=0$	n_0		excès		0		0
intermédiaire	x	$n_0 - x$		excès		x		x
final	x_{max}	$n_0 - x_{\text{max}} = 0$		excès		x_{max}		x_{max}

Pour S_1 : $x_{\text{max}} = n_0 = C_1 \times V = 5 \times 10^{-2} \times 0,1 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Pour S_2 : $x_{\text{max}} = n_0 = C_2 \times V = 5 \times 10^{-3} \times 0,1 = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Pour S_3 : $x_{\text{max}} = n_0 = C_3 \times V = 5 \times 10^{-3} \times 0,1 = 5 \times 10^{-5} \text{ mol}$

7. Détermination de x_{f} :

$$x_{\text{f}} = n_{\text{f}}(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{f}} \times V = 10^{-\text{pH}} \times V$$

pour S_1 : $x_{\text{f}} = 10^{-3,00} \times 0,1 = 1 \times 10^{-4} \text{ mol}$

pour S_2 : $x_{\text{f}} = 10^{-3,50} \times 0,1 = 3,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$

pour S_3 : $x_{\text{f}} = 10^{-4,10} \times 0,1 = 7,9 \times 10^{-6} \text{ mol}$

8. On a donc :

<i>Solutions</i>	<i>S₃</i>	<i>S₂</i>	<i>S₁</i>
$x_{\max}$ (mmol)	0,05	0,5	5
x_f (mmol)	$7,9 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-1}$
$\tau = x_f / x_{\max}$	16%	6,4%	2,0%

9. Plus la solution est diluée, plus τ est grand, c'est-à-dire plus la transformation chimique est avancée.

2. Influence de la nature de l'acide

10.

S₄: couple HCOOH/HCOO⁻ et $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

S₅: couple NH₄⁺ / NH₃ et $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

11.

- On mesure le pH de ces deux solutions et on détermine x_f pour 100 mL de solution par exemple; on calcule $x_{\max}$ puis on calcule le taux d'avancement final.

Valeurs mesurées: pH₄ = 2,96 et pH₅ = 5,80

- Calcul de $x_{\max}$:

$$x_{\max} = n_{\max}(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{acide introduit}) = C \cdot V$$

$$\text{pour S}_4: x_{\max} = C_4 \cdot V = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{pour S}_5: x_{\max} = C_5 \cdot V = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

- Détermination de x_f :

$$x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V = 10^{-\text{pH}} \cdot V$$

$$\text{pour S}_4: x_f = 10^{-2,96} \cdot 0,1 = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{pour S}_5: x_f = 10^{-5,81} \cdot 0,1 = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

- Calcul de τ :

$$\text{pour S}_4: \tau = x_f / x_{\max} = 1,1 \cdot 10^{-4} / 5 \cdot 10^{-4} = 22 \%$$

$$\text{pour S}_5: \tau = x_f / x_{\max} = 1,6 \cdot 10^{-7} / 5 \cdot 10^{-4} = 0,032 \%$$

et on avait (pour la même concentration au départ) la solution S₂ avec un troisième acide différent:

$$\tau = 6,4\%$$

12.

<i>Solution</i>	<i>S2</i>	<i>S4</i>	<i>S5</i>
C (mol/L)	$5,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-3}$
acide	éthanoïque	méthanoïque	ammonium
τ (%)	6,4	22	0,032

τ dépend donc de la nature de l'acide.