

Contrôle n° 4

- ① Un catalyseur est une espèce chimique qui accélère une réaction sans être consommée.

Ici Fe^{3+} est consommé dans l'étape ① puis restitué à l'étape ②.

Ce n'est pas un réactif, c'est un catalyseur. (1)

- ② Les facteurs cinétiques utilisés pour stopper la réaction pendant le dosage sont la température car on refroidit le mélange réactionnel et la concentration des réactifs car on dilue avec 40 mL d'eau. (1)

- ③ On dose le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 avec l'ion permanganate MnO_4^- . Après l'équivalence, il reste des ions MnO_4^- et la solution est violette. (1)

- ④ A l'équivalence, les réactifs H_2O_2 et MnO_4^- sont consommés dans des proportions stoechiométriques.

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{5}$$

$$\frac{C_P \times V_E}{2} = \frac{V_R \times [\text{H}_2\text{O}_2]}{5}$$

$$\text{soit } [\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5 \times C_P \times V_E}{2 \times V_R}$$

(1)

- ⑤ A $t = 12 \text{ min}$, on applique la formule

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5 \times 2,00 \times 10^{-2} \times 11,4 \times 10^{-3}}{2 \times 10,0 \times 10^{-3}} = \frac{570 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{20} = 57 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (1)$$

- ⑥ $v_{\text{disp}}(\text{H}_2\text{O}_2) = - \frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt}$ par définition

Si la réaction est d'ordre 1 $v_{\text{disp}}(\text{H}_2\text{O}_2) = k \times [\text{H}_2\text{O}_2]$

$$\text{soit } - \frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt} = k \times [\text{H}_2\text{O}_2] \text{ donc } \frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt} = -k \times [\text{H}_2\text{O}_2] \quad (1)$$

⑦ A $t=0$ $[H_2O_2](t=0) = B \times e^0 = B = [H_2O_2]_0$

B est la concentration molaire de H_2O_2 à $t=0$ (1)

⑧ La courbe d'équation $\ln\left(\frac{[H_2O_2]}{C_0}\right) = f(t)$ est une droite.

On a bien une loi cinétique d'ordre 1.

Le coefficient directeur de la droite est $-k$

On prend 2 points A et B de la droite

$$-k = \frac{\ln(\quad)_A - \ln(\quad)_B}{t_A - t_B} = \frac{-2,5 - (-4,8)}{0 - 70} = -0,033 \text{ min}^{-1}$$

(1)

$$k = 0,033 \text{ min}^{-1}$$

Vos points A et B doivent apparaître sur votre graphique

⑨ A $t = t_{1/2}$ $[H_2O_2] = \frac{[H_2O_2]_0}{2}$

$$[H_2O_2]_0 = 82 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

(1)

$$\frac{[H_2O_2]_0}{2} = 41 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Graphiquement, il correspond au temps $t = 21 \text{ min}$

⑩ Pour une réaction d'ordre 1, $t_{1/2}$ est indépendant de la concentration initiale (voir cours) $[H_2O_2]_0$

De plus on nous donne $k \times t_{1/2} = \ln 2$ donc $k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$

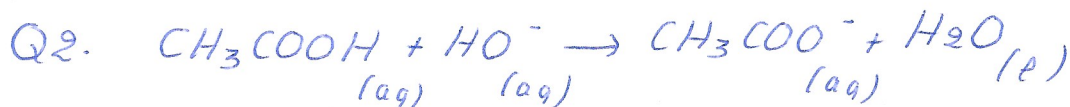
donc k ne dépend pas de $[H_2O_2]_0$

(1)

Exercice n° 2

Q1. fiole jaugée de 50,0 mL
pipette jaugée de 50 mL

(1)



est l'équation de la réaction support du titrage

(1)

Q3. On détermine $V_E = 14,0 \text{ mL}$ qui correspond au maximum de la courbe $\frac{d\text{pH}}{dV_E}$.

A l'équivalence du titrage, les réactifs ont réagi dans des proportions stoechiométriques soit $n_A = n_{B\text{eq}}$

$$C_S \times V_A = C_B \times V_{BE}$$

(1)

$$C_S = \frac{C_B \times V_{BE}}{V_A}$$

$$C_S = \frac{0,10 \times 14,0 \times 10^{-3}}{10,0 \times 10^{-3}} = 0,14 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C_{\text{com}} = 10 \times C_S = 1,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ car la solution commerciale est diluée 10 fois.

Q4. $P = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{m_{\text{total}}}$ $= \frac{C_S \times V \times M(\text{CH}_3\text{COOH})}{\rho \times V}$ $= \frac{C_S \times M(\text{CH}_3\text{COOH})}{\rho}$
 $\uparrow$ (mol·L⁻¹) $\uparrow$ (g·mol⁻¹)
 $\rho \rightarrow$ (g·L⁻¹)

$$P = \frac{0,14 \times (2 \times 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 16,0)}{1010} = 0,083 = 8,3 \%$$

(1)

$$z = \frac{P_{\text{thé}} - P}{u(P)} = \frac{8,3 - 8}{0,2} = 1,5 < 2$$

Le pourcentage en masse est conforme à la valeur théorique

Q5.
$$K_A = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH] \times C_0}$$

A l'équilibre $[CH_3COOH]_{eq} = [H_3O^+]_{eq}$
 $[CH_3COOH] = C_0 - [H_3O^+]_{eq}$

(1,5)

Soit
$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq}^2}{(C_0 - [H_3O^+]_{eq}) \times C_0}$$

Q6.
$$[H_3O^+]_{eq}^2 + 10^{-pK_A} \times C_0 \times [H_3O^+]_{eq} - 10^{-pK_A} \times C_0 \times C_0 = 0$$

On pose $x = [H_3O^+]_{eq}$

$$x^2 + 10^{-4,8} x - 10^{-4,8} \times 0,14 = 0$$

$$x^2 + 1,58 \times 10^{-5} x - 2,22 \times 10^{-6} = 0$$

(1,5)

$$\Delta = (1,58 \times 10^{-5})^2 - 4 \times (-2,22 \times 10^{-6}) = 8,88 \times 10^{-6}$$

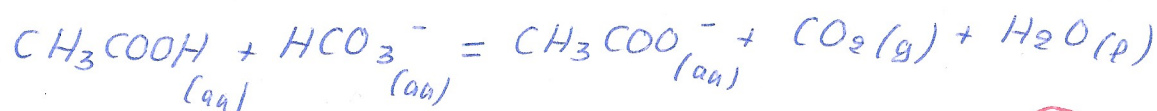
$$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} < 0$$

$$x_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-1,58 \times 10^{-5} + \sqrt{8,88 \times 10^{-6}}}{2} = 1,48 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[H_3O^+]_{eq} = 1,48 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

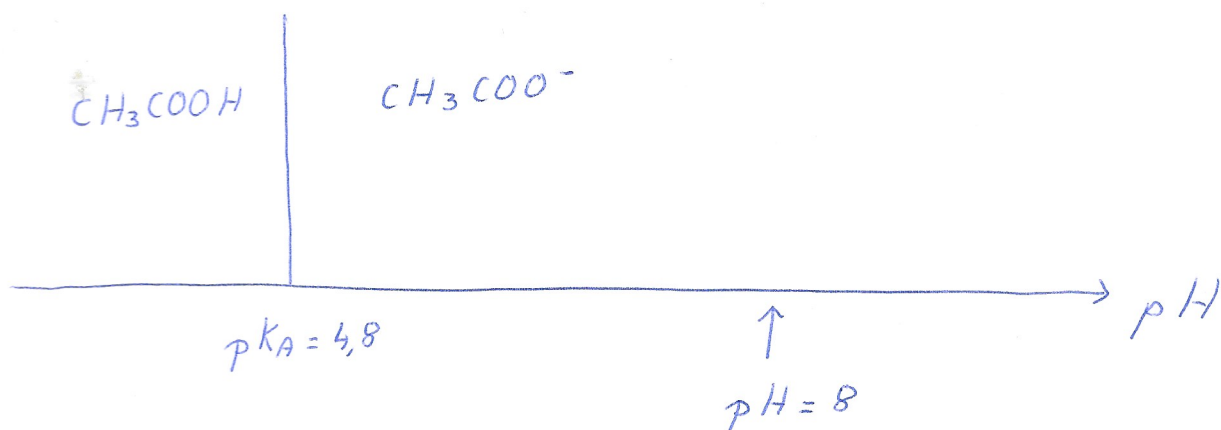
$$pH = -\log [H_3O^+]_{eq} = 2,8$$

Q7. L'acide CH_3COOH réagit avec HCO_3^- pour donner CO_2 , H_2O et CH_3COO^- . On a donc une effervescence due au dégagement de CO_2 .



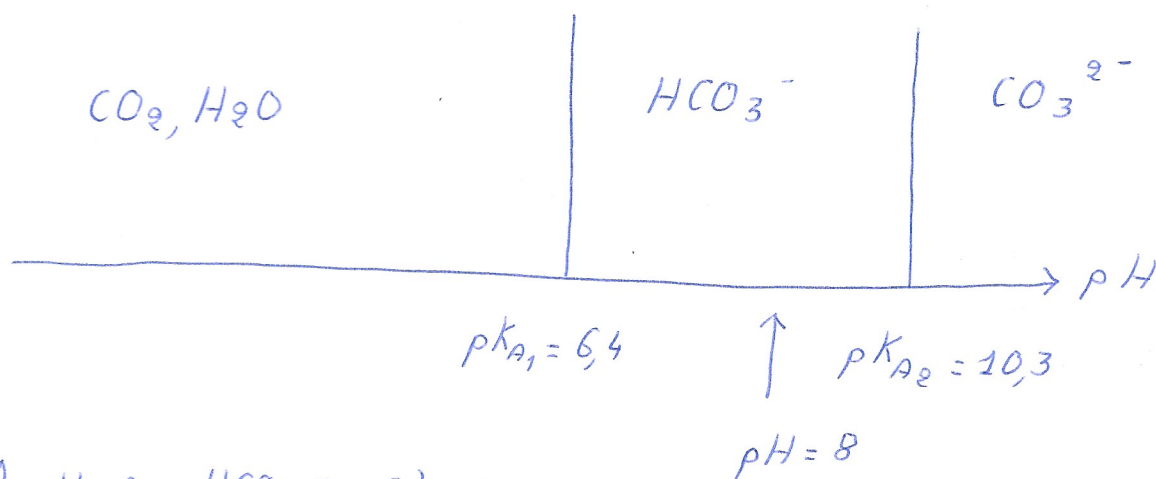
(1)

Q8



A $\text{pH} = 8$ CH_3COO^- prédomine

①



A $\text{pH} = 8$ HCO_3^- prédomine

Q9. Les ions CH_3COO^- et HCO_3^- prédominent.

Les ions CH_3COO^- peuvent capter les ions Ca^{2+} et il ne se forme pas de calcaire CaCO_3 .

①