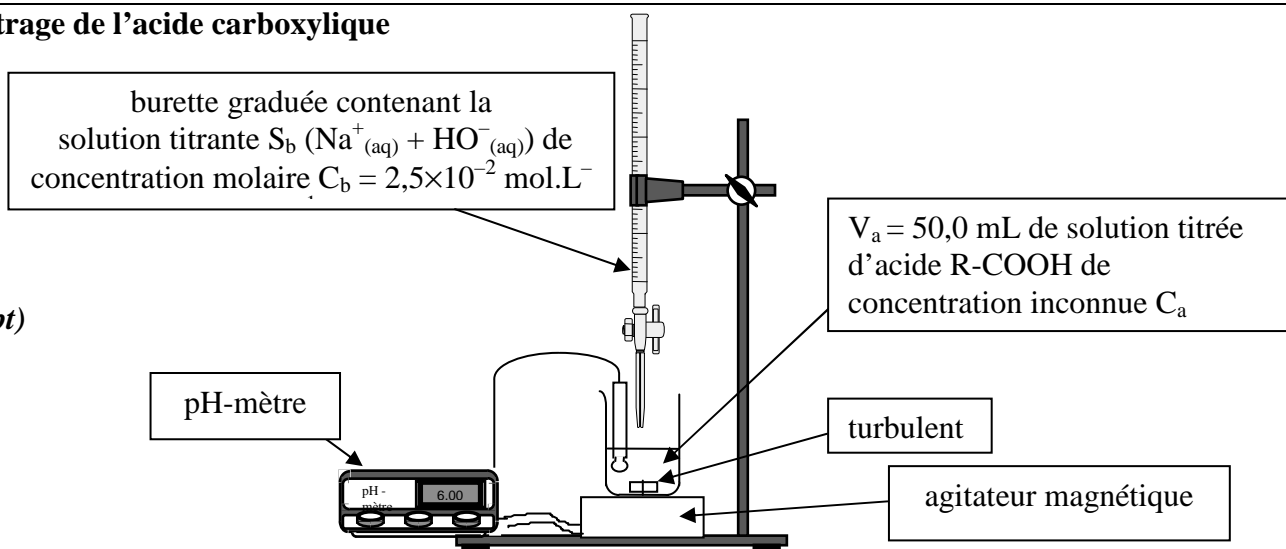


1. Titrage de l'acide carboxylique

1.1.

(0,5 pt)



1.2. (0,125 pt) Équation de la réaction support du titrage : $R-COOH_{(aq)} + HO^{-}_{(aq)} = R-COO^{-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

1.3. (0,5 pt)

équation de la réaction du titrage		$R-COOH_{(aq)} + HO^{-}_{(aq)} = R-COO^{-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$			
état du système	avancement en mol	quantités de matière en mol			
initial	$x = 0$	$C_a \cdot V_a$	$C_b \cdot V_b$	0	beaucoup
intermédiaire	x	$C_a \cdot V_a - x$	$C_b \cdot V_b - x$	x	beaucoup
final	x_f	$C_a \cdot V_a - x_f = 0$	$C_b \cdot V_b - x_f = 0$	x_f	beaucoup

On considère un état initial fictif où les réactifs auraient été introduits directement dans les proportions stœchiométriques.

1.4. (0,25 pt) À l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, ils sont alors totalement consommés. Il y a changement de réactif limitant.

1.5. (0,125 construction + 0,125 résultat) On utilise la méthode des tangentes.

1.6.

D'après le tableau d'avancement :

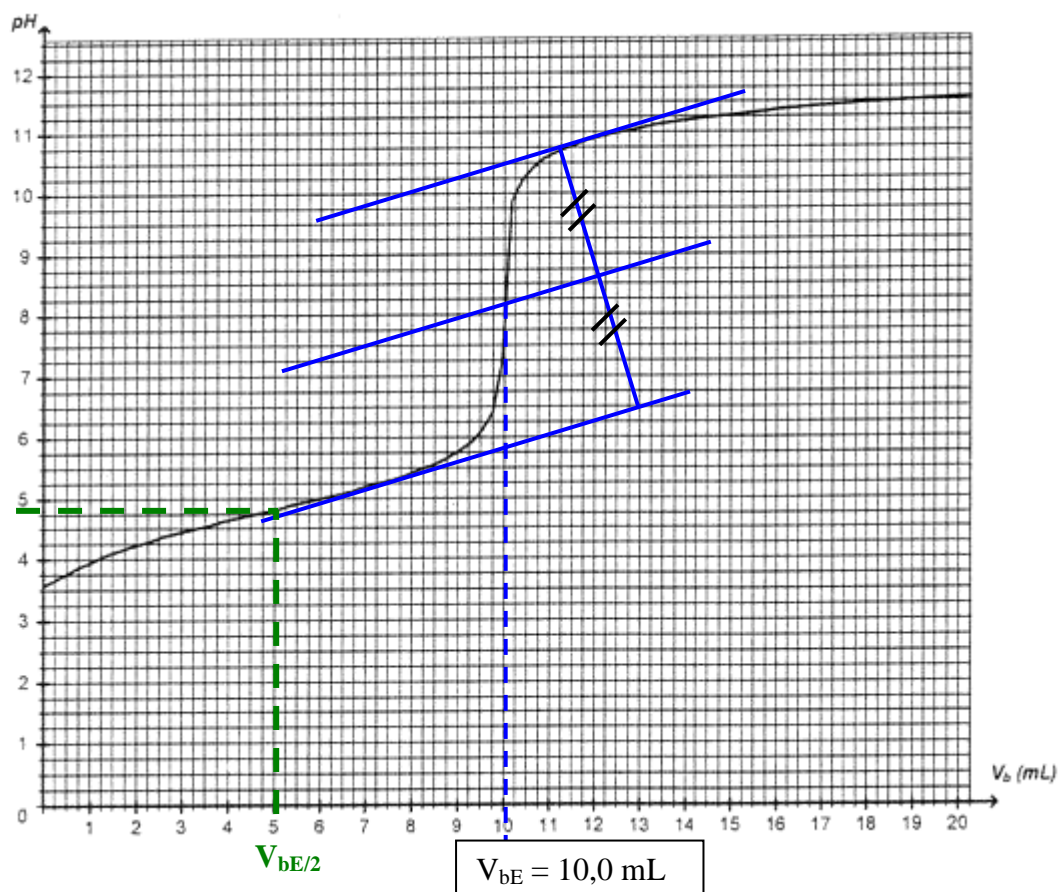
$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE}$$

$$\text{soit } C_a = \frac{C_b \cdot V_{bE}}{V_a}$$

$$C_a = \frac{2,5 \times 10^{-2} \times 10,0}{50,0}$$

$$C_a = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.5. $pH = pK_A = 4,8$



2. Identification de l'acide carboxylique R-COOH

$$2.1. (0,25 \text{ pt}) K_A = \frac{[R-COO^-]_{\text{éq}} \cdot [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[R-COOH]_{\text{éq}}}$$

$$2.2. (0,375 \text{ pt}) -\log K_A = -\log \left(\frac{[R-COO^-]_{\text{éq}} \cdot [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[R-COOH]_{\text{éq}}} \right)$$

$$pK_A = -\log \frac{[R-COO^-]_{\text{éq}}}{[R-COOH]_{\text{éq}}} - \log [H_3O^+]_{\text{éq}}$$

$$\log a.b = \log a + \log b$$

$$pK_A = -\log \frac{[R-COO^-]_{\text{éq}}}{[R-COOH]_{\text{éq}}} + \text{pH}$$

$$\text{pH} = pK_A + \log \frac{[R-COO^-]_{\text{éq}}}{[R-COOH]_{\text{éq}}}$$

2.3.1. (0,125 pt) Pour $V_b = \frac{V_{\text{bE}}}{2}$ (demi-équivalence), il reste de l'acide R-COOH non consommé, les ions hydroxyde versés sont totalement consommés. **HO⁻ est le réactif limitant.**

$$2.3.2. (0,125 \text{ pt}) C_b \cdot \frac{V_{\text{bE}}}{2} - x_f = 0 \text{ donc } x_f = C_b \cdot \frac{V_{\text{bE}}}{2}$$

$$2.3.3. [R-COO^-]_{\text{éq}} = \frac{x_f}{V_a + \frac{V_{\text{bE}}}{2}} = \frac{C_b \cdot \frac{V_{\text{bE}}}{2}}{V_a + \frac{V_{\text{bE}}}{2}} \quad (0,125 \text{ pt})$$

$$[R-COOH]_{\text{éq}} = \frac{C_a \cdot V_a - x_f}{V_a + \frac{V_{\text{bE}}}{2}}, \text{ comme } C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{\text{bE}} \text{ et } x_f = C_b \cdot \frac{V_{\text{bE}}}{2},$$

$$\text{alors } [R-COOH]_{\text{éq}} = \frac{C_b \cdot V_{\text{bE}} - C_b \cdot \frac{V_{\text{bE}}}{2}}{V_a + \frac{V_{\text{bE}}}{2}} = \frac{C_b \cdot \frac{V_{\text{bE}}}{2}}{V_a + \frac{V_{\text{bE}}}{2}}, \quad (0,25 \text{ pt})$$

on vérifie bien que $[R-COO^-]_{\text{éq}} = [R-COOH]_{\text{éq}}$ (0,125 pt)

$$2.4. (0,25 \text{ pt}) \text{ pH} = pK_A + \log \frac{[R-COO^-]_{\text{éq}}}{[R-COOH]_{\text{éq}}}$$

$$\text{pH} = pK_A + \log 1$$

$$\text{pH} = pK_A \quad \text{pour } V_b = \frac{V_{\text{bE}}}{2}$$

2.5. (0,25 pt) Graphiquement (voir page précédente) pour $V_b = \frac{V_{\text{bE}}}{2} = 5,0 \text{ mL}$, on lit $\text{pH} = 4,8$.

Donc **pK_A = 4,8**.

Parmi les acides proposés, l'**acide éthanoïque H₃C-COOH** est celui qui correspond à l'acide inconnu puisqu'il possède un tel pK_A.