

CHAPITRE – ANALYSE PAR MÉTHODE CHIMIQUE

TRAVAIL AUTONOME PAGES 77 À 85



QCM

- ☐ Manuel p. 77
☐ Pronote

Focus
MÉTHODE

- ☐ 9 p. 78
☐ 10 p. 79

Exercices
corrigés

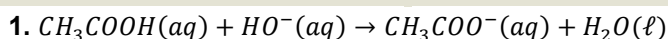
- ☐ 13 ☐ 15 ☐ 18
☐ 20 ☐ 22 ☐ 25
☐ 27

Exercices
facultatifs

- ☐ 11 ☐ 12 ☐ 14
☐ 16 ☐ 21 ☐ 23
☐ 26 ☐ 28 ☐ 30
☐ 31

▪ EXERCICE 17 PAGE 80

Titration suivie par pH-métrie



2. Par la méthode des tangentes, le point équivalent est à l'intersection entre la courbe de titrage (en bleu) et la parallèle à mi-distance des deux autres. Ici ce point a pour coordonnées (12 mL ; 8,2) par lecture graphique.

3. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc

$$\frac{n_i(\text{CH}_3\text{COOH})}{1} = \frac{n_E(\text{HO}^-)}{1} \text{ ou plus simplement } n_i(\text{CH}_3\text{COOH}) = n_E(\text{HO}^-).$$

4. Calculons la quantité de matière initialement introduite dans le système. D'après l'égalité précédente,

$$n_i(\text{CH}_3\text{COOH}) = n_E(\text{HO}^-) = C_B \cdot V_{BE} = 2,0 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 12 \text{ mL} = 24 \times 10^{-2} \text{ mmol}$$

Cette quantité de matière était initialement présente dans le volume $V_A = 15,0 \text{ mL}$. La concentration en acide dans la solution vaut donc

$$C_A = \frac{n_i(\text{CH}_3\text{COOH})}{V_A} = \frac{24 \times 10^{-2} \text{ mmol}}{15,0 \text{ mL}} = 16 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

▪ EXERCICE 19 PAGE 81

Titration suivie par conductimétrie, pente

enseignement
explicite

ANA je liste tous les ions de façon exhaustive, y compris les ions spectateurs.

Je détaille le rôle de chacun pour m'aider ensuite à étudier comment varie la conductivité lors de la descente de burette

RES je récite le rôle de chaque réactif avant et après l'équivalence

1. Le système contient en général les ions :

- Na^+ , spectateurs, introduits lors de la descente de burette,
- les ions hydroxyde HO^- , réactifs, consommés d'abord puis introduits en excès lors de la descente de burette et
- les ions benzoate $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$, produits de la réaction.

2. Avant l'équivalence, le réactif limitant est le réactif titrant, le réactif en excès est le réactif titré. Après l'équivalence, le réactif limitant est le réactif titré (absent puisque totalement consommé) et le réactif en excès est le réactif titrant.

	Réactif lim	Réactif excès
Avant l'équiv.	Na^+ , HO^-	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$
Après l'équiv.	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	Na^+ , HO^-

Avant l'équivalence, la goutte qui tombe de la burette contient quelques HO^- mais ils sont entièrement consommés, les Na^+ qui tombent restent. La quantité d'acide diminue, il se forme des ions benzoate.

Après l'équivalence, plus aucun acide donc pas de nouveaux ions benzoate formés. Ce qui tombe de la burette (Na^+ et HO^-) s'accumule dans le bécher sans réaction.

ANA je réponds en utilisant la loi et les données

RES je réemploie les raisonnements et le vocabulaire du cours

COM je rédige en donnant du sens aux grandeurs et aux valeurs employées

VAL je vérifie que le raisonnement me conduit à déclarer des conclusions compatibles avec le graphique fourni

3. Tableau d'évolution des concentrations des ions en solution

	Avant l'équiv.	Après l'équiv.
Na^+	↗	↗
HO^-	= 0	↗
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	↗	= cste

4. D'après la loi de Kohlrausch, la conductivité est proportionnelle aux concentrations des ions, dont l'évolution a été établie ci-dessus. Avant l'équivalence, la conductivité varie donc parce que les ions sodium et benzoate sont de plus en plus concentrés. La conductivité augmente donc et le coefficient directeur est proportionnel à $\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{benzoate}}$. Cette somme vaut $8,25 \text{ mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$.

Après l'équivalence, la conductivité varie parce que les ions sodium et hydroxyde sont de plus en plus concentrés. La conductivité augmente et le coefficient directeur est proportionnelle à $\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{HO}^-}$. Cette somme vaut $24,81 \text{ mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$.

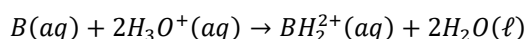
La conductivité est donc une fonction croissante du volume versé en solution titrante et le coefficient directeur est proportionnel à 8,25 d'abord puis à 24,81 ensuite, il y a rupture de pente à l'équivalence.

• EXERCICE 24 PAGE 83

Titration suivie par pH-métrie

1. L'hexaméthylènediamine (HMD) présente deux groupements terminaux amine – NH_2 . Elle présente donc une double basicité, ce qui se traduit lors du titrage par un double saut de pH.

2. Chaque groupement – NH_2 va capter un ion H^+ , donc deux en tout. Ils proviennent de deux ions oxonium qui descendent de la burette. L'équation de la réaction est donc



3. D'après la courbe $\frac{d\text{pH}}{dV_A}$ qui présente un pic, le volume équivalent vaut environ 9 mL.

Or à l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc

$$\frac{n_i(\text{B})}{1} = \frac{n_E(\text{H}_3\text{O}^+)}{2}$$

$$\text{Ainsi, } n_i(\text{B}) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V_{AE}}{2} = \frac{C_A \cdot V_{AE}}{2} = \frac{1}{2} \cdot 1,0 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 9 \text{ mL} = 45 \mu\text{mol}.$$

Cette quantité de matière était initialement présente dans un volume $V_B = 10,0 \text{ mL}$ donc la concentration en HMD dans la solution fournie vaut

$$C_B = \frac{n_i(\text{B})}{V_B} = \frac{45 \times 10^{-3} \text{ mmol}}{10,0 \text{ mL}} = 4,5 \text{ mmol/L}$$

▪ EXERCICE 29 PAGE 84

Titration suivie par conductimétrie

1. Voir schéma ci-contre.

2. L'équivalence du titrage est repérée à la rupture de pente donc par lecture graphique, $V_E = 12 \text{ mL}$.

L'équivalence est l'état du système pour lequel les réactifs ont été introduits

dans les proportions stœchiométriques donc $\frac{n_i(\text{Cl}^-)}{1} = \frac{n_E(\text{Ag}^+)}{1}$

Donc $n_i(\text{Cl}^-) = [\text{Ag}^+] \cdot V_E = 2,5 \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \cdot 12 \text{ mL} = 30 \mu\text{mol}$.

3. Pour conclure, calculons la concentration en ions chlorure dans l'eau du robinet. Cette quantité de matière était initialement présente dans 50,0 mL

donc $[\text{Cl}^-]_{\text{eau}} = \frac{n_i(\text{Cl}^-)}{V_{\text{eau}}} = \frac{30 \times 10^{-3} \text{ mmol}}{50 \text{ mL}} = 0,6 \text{ mmol/L}$.

Compte tenu de la masse molaire du chlore, la concentration en masse vaut

$$c_m = [\text{Cl}^-] \cdot M = 0,6 \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \times 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 21,3 \text{ mg/L}$$

Cette valeur est bien inférieure à la limite fixée à 250 mg/L : l'eau du robinet respecte le critère de potabilité relatif au chlore.

