

Chapitre 22 – Contrôle de la qualité : dosages par étalonnage

Corrigés des parcours en autonomie

Préparer l'évaluation – 13 – 17 – 18 – 22

13 Dosage d'un détartrant pour cafetière

Exercice résolu.

17 Dosage du bleu de méthylène dans un collyre

a. Le dosage peut être réalisé par spectrophotométrie car l'espèce à doser, le bleu de méthylène, est une espèce colorée.

b. Par lecture graphique : $c_m = 4,0 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$.

c. Le collyre a été dilué 50 fois ; d'où :

$$c_{m,B} = 50 \times c_m = 50 \times 4,0 = 2,0 \times 10^2 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$$

d. $m_B = c_{m,B} \times V = 2,0 \times 10^2 \times 0,100 = 20 \text{ mg}$.

e. Cette valeur correspond bien à celle indiquée sur l'étiquette du flacon.

18 Solution de Lugol[®]

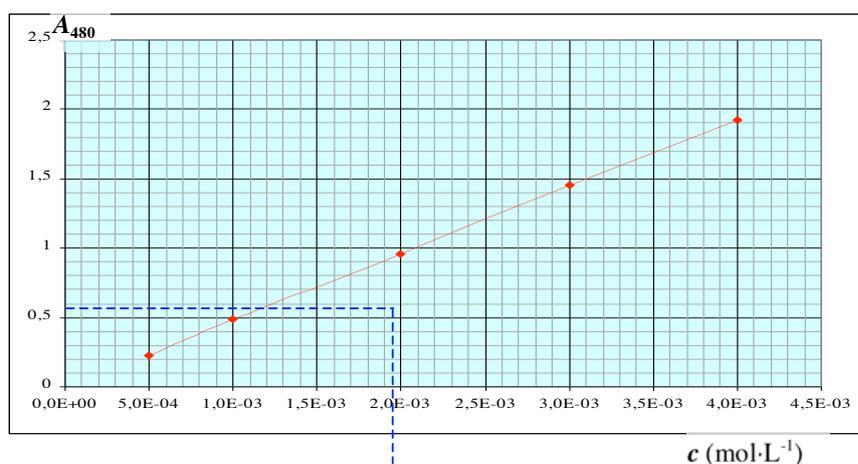
1. a. Au cours d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière :

$$c_0 \times V_i = c_i \times V$$

b.

| Solution S_i | S_1 | S_2 | S_3 | S_4 | S_5 |
|--|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| Volume V_i (mL) | 1,0 | 2,0 | 4,0 | 6,0 | 8,0 |
| Concentration c_i (mol·L ⁻¹) | $5,0 \times 10^{-4}$ | $1,0 \times 10^{-3}$ | $2,0 \times 10^{-3}$ | $3,0 \times 10^{-3}$ | $4,0 \times 10^{-3}$ |
| Absorbance $A_{480,i}$ | 0,23 | 0,49 | 0,96 | 1,45 | 1,92 |

c.



2. a. Par lecture graphique, on trouve : $c = 1,95 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

La solution de Lugol[®] a été diluée 20 fois d'où :

$$c_L = 20 \times c = 20 \times 1,95 \times 10^{-3} = 3,90 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b. $n_L = c_L \times V = 3,90 \times 10^{-2} \times 0,100 = 3,90 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

$m_L = n_L \times M(\text{I}_2) = 3,90 \times 10^{-3} \times (2 \times 126,9) = 0,990 \text{ g}$.

c. Écart relatif :

$$\frac{|1 - 0,99|}{1} \times 100 = 1 \%$$

La valeur de m_L trouvée correspond à celle écrite dans la composition de la solution de Lugol[®].

22 Dosage d'un produit déboucheur d'évier

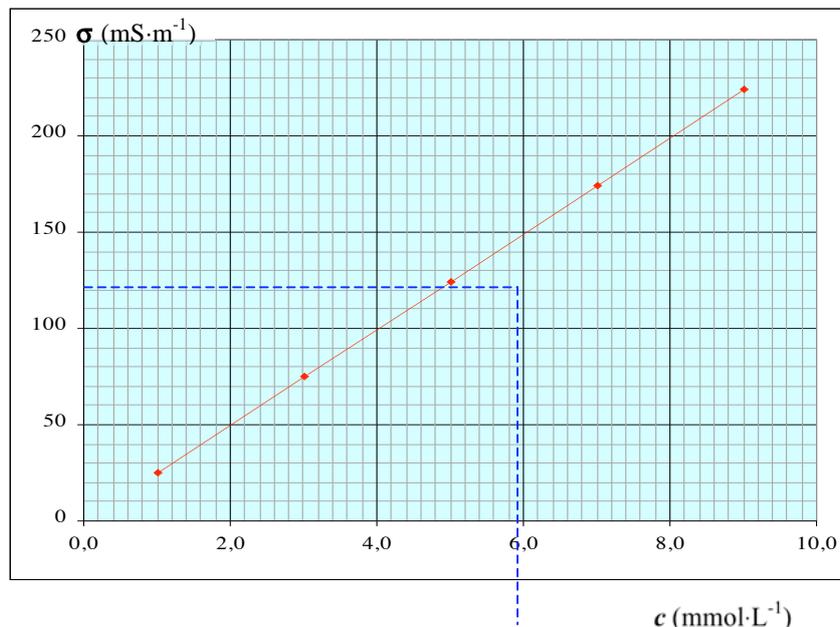
a. Matériel : un bécher de prélèvement ; cinq fioles jaugées de 50,0 mL ; une pipette graduée de 5 mL.

On prélève un volume V_i de solution mère S_0 à l'aide de la pipette graduée, et on verse ce prélèvement dans une fiole jaugée de 50,0 mL. On complète la fiole avec de l'eau distillée jusqu'aux $2/3$. On bouche et on agite. On finit de compléter la fiole jusqu'au trait de jauge et on homogénéise à nouveau.

b.

| Solution S_i | S_1 | S_2 | S_3 | S_4 | S_5 |
|--------------------------------|-------|-------|-------|-------|-------|
| Volume V_i (mL) | 0,5 | 1,5 | 2,5 | 3,5 | 4,5 |
| c_i (mmol·L ⁻¹) | 1,0 | 3,0 | 5,0 | 7,0 | 9,0 |
| σ (mS·m ⁻¹) | 24,8 | 75,0 | 124,0 | 174,5 | 224,1 |

c.



d. Par lecture graphique, on trouve :

$$c' = 5,90 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$$

e. La solution de déboucheur liquide a été diluée 50 fois.

D'où : $c = 500 \times c' = 500 \times 5,90 \times 10^{-3} = 2,95 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

f. La masse molaire de l'hydroxyde de sodium est :

$$M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La concentration massique c_m du déboucheur liquide est :

$$c_m = c \times M(\text{NaOH}) = 118 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

Le pourcentage en masse d'hydroxyde de sodium est :

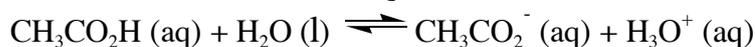
$$P = \frac{c_m}{\tilde{n}} = \frac{118}{1,2 \times 10^3} \times 100 = 9,8 \%$$

Cette valeur correspond à celle indiquée sur l'étiquette.

Approfondir — 27 — 28 — 29

27 Détermination du pK_a de l'acide éthanoïque

a. Équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau :



b.
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$

c. La conductivité σ de la solution est donnée par la relation :

$$\sigma = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}[\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-}[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$$

d. En conductimétrie, la concentration molaire est exprimée en mol·m⁻³.

e. On a : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = c_f$. D'où :

$$\sigma = (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-}) \times [\text{H}_3\text{O}^+] = (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-}) \times c_f$$

$$c_f = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-}}$$

$$c_f = \frac{1,59 \times 10^{-2}}{35,0 \times 10^{-3} + 4,09 \times 10^{-3}} = 4,07 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{m}^{-3}$$

$$c_f = 4,07 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

f. $c_f \ll c$: on peut négliger la concentration finale en ions éthanoate devant la concentration molaire c . D'où :

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_f = c - c_f = c$$

g.
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = \frac{c_f \times c_f}{c}$$

$$K_a = \frac{c_f^2}{c}$$

h.
$$K_a = \frac{(4,07 \times 10^{-4})^2}{1,00 \times 10^{-2}} = 1,66 \times 10^{-5}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log (1,66 \times 10^{-5}) = 4,78$$

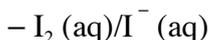
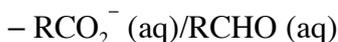
28 Dosage du glucose libre d'un jus de fruit

1. Mélange initial

$$n_D = c_0 \times V_0 = 2,0 \times 10^{-2} \times 20,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

2. Réaction entre le glucose et le diiode

a. Couples oxydant/réducteur :



Les oxydants sont l'ion gluconate RCO_2^- et le diiode I_2 .

Les réducteurs sont le glucose RCHO et l'ion iodure I^- .

b. La solution étant colorée, il reste donc du diiode dans le milieu réactionnel. Le réactif limitant est le glucose

c.

| Équation | | $\text{I}_2 (\text{aq}) + \text{RCHO} (\text{aq}) + 3\text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow 2\text{I}^- (\text{aq}) + \text{RCO}_2^- (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ | | | | | |
|-----------------|------------------|---|------------------------|----------|-------------------|------------------|---------|
| État | Avancement | Quantités de matière | | | | | |
| initial | 0 | n_D | n_G | en excès | 0 | 0 | solvant |
| en cours | x | $n_D - x$ | $n_G - x$ | en excès | $2x$ | x | solvant |
| final | x_{max} | n_R | $n_G - x_{\text{max}}$ | en excès | $2x_{\text{max}}$ | x_{max} | solvant |

Le réactif limitant étant le glucose :

$$n_G - x_{\text{max}} = 0$$

De plus :

$$n_R = n_D - x_{\text{max}} = n_D - n_G \quad \gamma \quad n_G = n_D - n_R$$

3. Dosage du diiode en excès

a. Par lecture graphique, la concentration c_R de diiode restant dans la solution est :

$$c_R = 3,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

D'où : $n_R = c_R \times V_{\text{fiOLE}} = 3,0 \times 10^{-3} \times 50,0 \times 10^{-3} = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$

b. $n_G = n_D - n_R = 4,0 \times 10^{-4} - 1,5 \times 10^{-4} = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

4. Conclusion

n_G représente la quantité de glucose présent dans 2,0 mL de jus de fruit.

D'où : $n'_G = 500 \times n_G = 1,3 \times 10^{-1} \text{ mol}$

Et : $m_G = n'_G \times M = 500 \times n_G \times M = 500 \times 2,5 \times 10^{-4} \times 180$

$$m_G = 23 \text{ g}$$

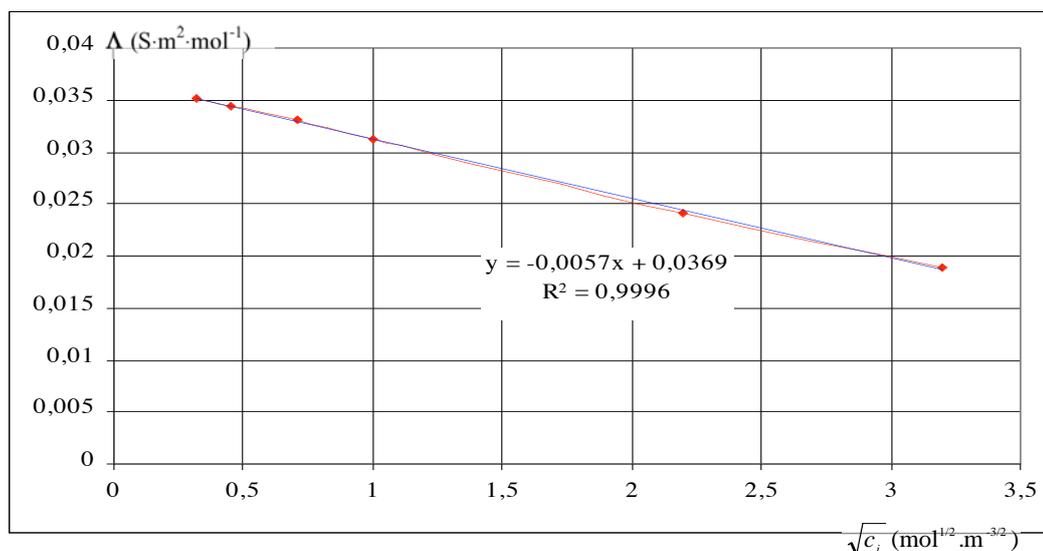
29 La « vraie » loi de Kohlrausch

1. Étude du sulfate de zinc

a. et b.

| Solution S_i | S_1 | S_2 | S_3 | S_4 | S_5 | S_6 |
|---|---------------|---------------|---------------|---------------|---------------|---------------|
| c_i (mmol·L ⁻¹) | 0,10 | 0,20 | 0,50 | 1,0 | 5,0 | 10 |
| σ_i (en 10 ⁻³ S·m ⁻¹) | 3,51 | 6,87 | 16,5 | 31,2 | 121 | 189 |
| c_i (mol·m ⁻³) | 0,10 | 0,20 | 0,50 | 1,0 | 5,0 | 10 |
| $\sqrt{c_i}$ (mol ^{1/2} ·m ^{-3/2}) | 0,32 | 0,45 | 0,71 | 1,0 | 2,2 | 3,2 |
| Λ (S·m ² ·mol ⁻¹) | 0,0351 | 0,0344 | 0,0330 | 0,0312 | 0,0242 | 0,0189 |

c.



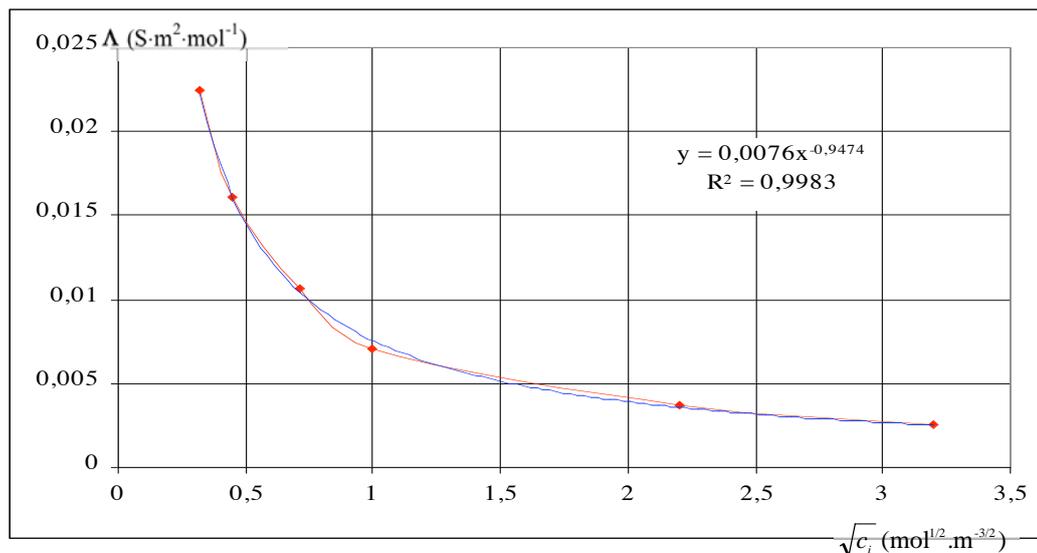
d. On observe bien une relation linéaire entre Λ et $\sqrt{c_i}$. La loi de Kohlrausch s'écrit alors :

$$\Lambda = 0,0369 - 0,0057\sqrt{c_i}$$

2. Étude de l'acide éthanoïque

a.

| Solution S_i | S_1 | S_2 | S_3 | S_4 | S_5 | S_6 |
|---|---------------|---------------|---------------|----------------|----------------|----------------|
| c_i (mmol·L ⁻¹) | 0,10 | 0,20 | 0,50 | 1,0 | 5,0 | 10 |
| σ_i (en 10 ⁻³ S·m ⁻¹) | 2,25 | 3,22 | 5,35 | 7,80 | 18,5 | 25,0 |
| c_i (mol·m ⁻³) | 0,10 | 0,20 | 0,50 | 1,0 | 5,0 | 10 |
| $\sqrt{c_i}$ (mol ^{1/2} ·m ^{-3/2}) | 0,32 | 0,45 | 0,71 | 1,0 | 2,2 | 3,2 |
| Λ (S·m ² ·mol ⁻¹) | 0,0225 | 0,0161 | 0,0107 | 0,00708 | 0,00370 | 0,00250 |



b. La courbe obtenue n'est pas une droite, contrairement au cas précédent. Il n'y a donc pas de relation simple entre Λ et $\sqrt{c_i}$.

Dans le cas d'un électrolyte fort comme le sulfate de zinc, c'est-à-dire une espèce se dissociant totalement dans l'eau, il existe une relation linéaire entre Λ et $\sqrt{c_i}$: c'est la loi de Kohlrausch. Cette relation linéaire n'existe plus dans le cas d'électrolytes faibles.