

CHAPITRE – ANALYSE PAR MÉTHODE PHYSIQUE

TRAVAIL AUTONOME PAGES 51 À 59



QCM

- ☐ Manuel p. 51
☐ Pronote



Focus MÉTHODE

- ☐ 11 p. 52
☐ 12 p. 53
☐ 13 p. 53



Exercices corrigés

- ☐ 14 ☐ 17 ☐ 18
☐ 20 ☐ 22 ☐ 28
☐ 34



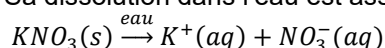
Exercices facultatifs

- ☐ 15 ☐ 16 ☐ 21
☐ 25 ☐ 26 ☐ 27
☐ 29 ☐ 30 ☐ 32
☐ 33 ☐ 35 ☐ 36
☐ 38

■ EXERCICE 19 PAGE 54

Loi de Kohlrausch

1. Il s'agit d'un solide ionique, formé de l'assemblage d'un cation, l'ion potassium K^+ , et l'ion nitrate dont la formule se déduit : NO_3^- . Sa dissolution dans l'eau est associée à l'équation suivante :



2. Par stoechiométrie de l'équation précédente, il est possible de déduire que chaque mole de solide dissous produit une mole d'ion potassium et une mole d'ion nitrate. La concentration de chacun de ses ions en solution est donc égale à la concentration en soluté apporté.

Calculons la quantité de matière en soluté apporté :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,0 \text{ g}}{101,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Exprimons le volume de la solution en m^3 . En se souvenant que $1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ L}$,

$$V = 2,0 \text{ L} = 2,0 \times \frac{1 \text{ m}^3}{1\,000} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Calculons la valeur de la concentration :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}}{2,0 \times 10^{-3} \text{ m}^3} = 10 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$$

Donc $[K^+] = [NO_3^-] = c = 10 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$

3. D'après la loi de Kohlrausch, $\sigma = \lambda_{K^+} \cdot [K^+] + \lambda_{NO_3^-} \cdot [NO_3^-] = (\lambda_{K^+} + \lambda_{NO_3^-}) \cdot c$.

Calculons la valeur de la conductivité :

$$\sigma = (7,4 + 7,1) \times 10^{-3} \frac{S \cdot m^2}{mol} \times 10 \frac{mol}{m^3} = 0,145 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$$

■ EXERCICE 24 PAGE 55

Loi des gaz parfaits, volume molaire

1. C'est le volume qu'il occupe par unité de quantité de matière de gaz. Ainsi, $V_m = \frac{V}{n}$.

2. Rappelons l'équation d'état des gaz parfaits : $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$. Divisons membre à membre par n puis divisons membre à membre par p , $\frac{V}{n} = \frac{RT}{p}$ donc $V_m = \frac{RT}{p}$

3. Convertissons la température en kelvins : $T = (20 + 273,15) = 293,15 \text{ K}$.

Convertissons la pression en pascals : $p = 1\,013 \text{ hPa} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$.

Calculons le volume molaire dans les conditions de l'exercice :

$$V_m = \frac{RT}{p} = \frac{8,314 \frac{J}{mol \cdot K} \times 293,15 \text{ K}}{1,013 \times 10^5 \text{ Pa}} = 0,02406 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 24,06 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

▪ EXERCICE 23 PAGE 55

Dilution, absorbance, étalonnage

COM j'indique mon raisonnement au lecteur

ANA je reconnais un tableau de valeurs d'une même grandeur (ici l'absorbance) obtenues dans le cas de solutions d'un même soluté à des concentrations différentes. C'est un dosage par étalonnage

RES je récite la loi de Beer Lambert

REA je trace l'absorbance en fonction de la concentration, j'obtiens l'équation du modèle linéaire

VAL je vérifie que les données respectent la loi de Beer Lambert et qu'il y a proportionnalité

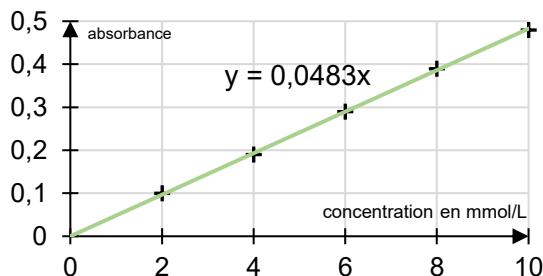
ANA j'adapte l'équation du modèle au problème, je suis attentif aux unités

L'absorbance de la solution inconnue est fournie, elle vaut 0,36. Je l'exploite pour trouver la concentration

ANA REA je tiens compte de la dilution précédente

Nous étudions le dosage par étalonnage d'une solution d'ions chrome avec mesure de l'absorbance à 610 nm.

À l'aide du tableau de données, traçons la représentation graphique de l'absorbance en fonction de la concentration



D'après la loi de Beer-Lambert, les deux grandeurs sont proportionnelles entre elles, ce que le graphique confirme. Donc ici d'après le modèle linéaire,

$$A = \left(0,0483 \frac{L}{\text{mmol}}\right) \cdot c$$

Comme $A = 0,36$,

$$c = \frac{0,36 \text{ mmol}}{0,0483 \text{ L}} = 7,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Cette valeur a été obtenue à partir d'une solution diluée 5 fois. La concentration de la solution mère est donc 5 fois plus grande et

$$c_{\text{mère}} = 5 \times 7,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 37 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

▪ EXERCICE 31 PAGE 56

Beer-Lambert, étalonnage

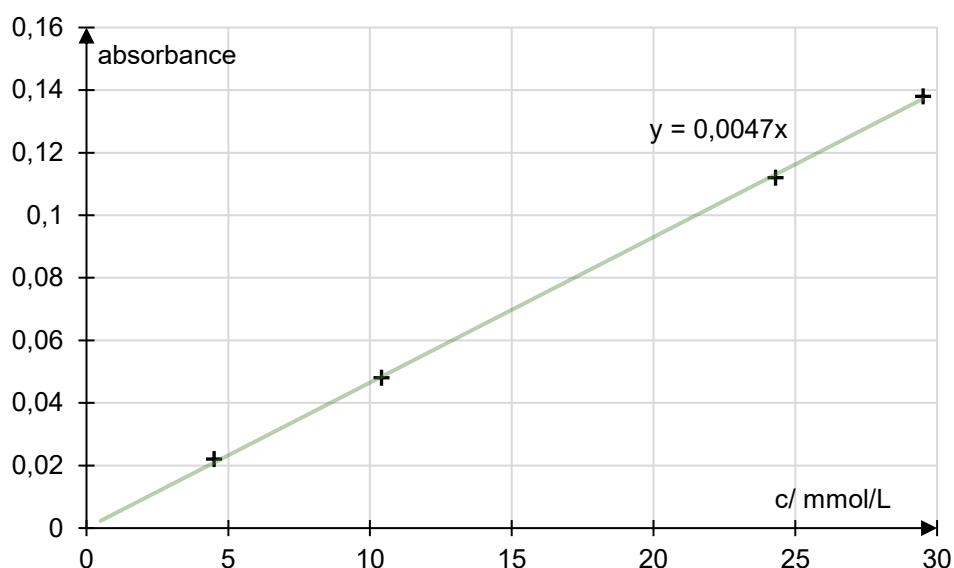
1. La longueur d'onde à retenir est celle du maximum d'absorption, soit ici celle correspond au nombre d'onde $\sigma = 2\,350 \text{ cm}^{-1}$. Donc $\lambda_{\text{max}} = \frac{1}{\sigma} = \frac{1}{2350} \text{ cm} = 4,2610^{-4} \text{ cm} = 4,26 \mu\text{m}$.

2. Une solution étalon désigne une solution de référence préparée au laboratoire à partir du soluté étudié et à une concentration bien connue.

3. Par lecture graphique sur le document 2 pour le nombre d'onde de $2\,350 \text{ cm}^{-1}$,

Solution n°	1	2	3	4	5
$c / \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$	4,5	10,4	24,3	29,5	?
Absorbance à $2\,350 \text{ cm}^{-1}$	0,022	0,048	0,112	0,138	0,061

4. Tracé de la courbe d'étalonnage :



5. Dans le logiciel tableur grapheur, il a été demandé de tracer un modèle linéaire des données, il est satisfaisant car la droite s'ajuste bien sur les points expérimentaux (elle ne s'en éloigne pas) donc il y a bien proportionnalité entre A et c , la loi de Beer-Lambert est vérifiée.

6. Concernant la mesure réalisée à partir de la solution 5, comme $A = 0,061$, il est possible de déterminer la valeur de c par mesure de l'antécédent graphique, soit ici environ 13 mmol·L⁻¹.

En exploitant l'équation de la droite modèle, $c = \frac{A}{0,0047} \frac{\text{mmol}}{\text{L}} = \frac{0,061}{0,0047} \frac{\text{mmol}}{\text{L}} = 13 \text{ mmol/L}$.

7. Pour comparer avec les données de l'énoncé, nous devons comparer des concentrations en masse. Or $c_m = c \cdot M$.

Calculons la masse molaire du dioxyde de carbone :

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Donc $c_m = 13 \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \times 44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5,7 \times 10^2 \frac{\text{mg}}{\text{L}}$. Cette valeur est bien comprise entre 200 et 700 mg/L donc le vin étudié appartient en effet à la gamme des vins cités dans l'en-tête de l'exercice.

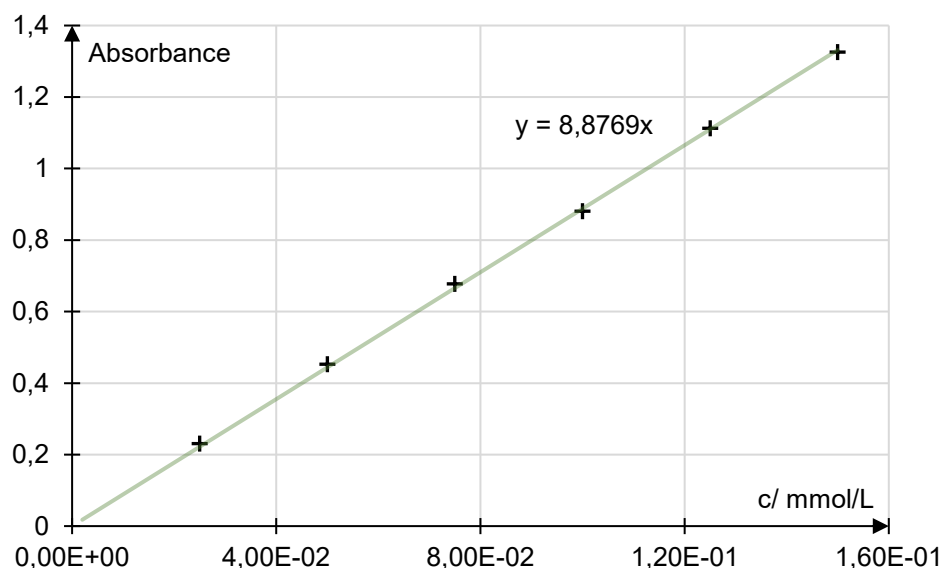
▪ EXERCICE 37 PAGE 59

Beer-Lambert, étalonnage

Il s'agit d'un dosage par étalonnage. Nous allons donc :

1. étudier les résultats obtenus à l'aide de la gamme de solutions étalons, notamment en traçant et en modélisant l'absorbance en fonction de la concentration ;
2. exploiter la valeur obtenue de l'absorbance à partir de la dissolution d'une gélule, en confrontant avec le graphique obtenu précédemment ;
3. tenir compte des éventuelles dilutions, des volumes et des masses pour confronter à la dose journalière admissible.

1. Graphique représentant l'absorbance en fonction de la concentration :



2. Concernant la gélule dissoute, $A = 0,524$ donc à l'aide de l'équation du modèle,

$$c_1 = \frac{A}{8,8769} \frac{\text{mmol}}{\text{L}} = \frac{0,524}{8,8769} \frac{\text{mmol}}{\text{L}} = 0,0590 \frac{\text{mmol}}{\text{L}} = 5,90 \times 10^{-2} \frac{\text{mmol}}{\text{L}}$$

3. Cette mesure a été obtenue à l'aide d'une gélule, dissoute dans 500 mL d'eau et cette solution a ensuite été diluée 10 fois. Donc la solution mère possède une concentration

$$c_2 = 10 \times c_1 = 5,90 \times 10^{-1} \frac{\text{mmol}}{\text{L}}$$

Grâce au volume de cette solution, calculons la quantité de matière dissoute, donc présente dans une gélule :

$$n = c_2 \cdot V = 5,90 \times 10^{-1} \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \times 0,500 \text{ L} = 2,95 \times 10^{-1} \text{ mmol}$$

Pour calculer la masse de guarana présente dans une gélule, comme $m = n \times M$, calculons la masse molaire de l'espèce chimique :

$$M(\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2) = 8M(\text{C}) + 10M(\text{H}) + 4M(\text{N}) + 2M(\text{O}) = 194 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La masse de guarana contenue dans une gélule vaut donc

$$m = n \times M = 2,95 \times 10^{-1} \text{ mmol} \times 194 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 57,2 \text{ mg}$$

La dose journalière admissible (DJA) est de 3 mg par kilogramme de masse corporelle.

L'adolescent pèse 60 kg, il peut donc consommer jusqu'à $60 \times 3 \text{ mg} = 180 \text{ mg}$ de guarana par jour.

Comme une gélule en contient 57,2 mg, cette personne peut consommer un maximum de 3 gélules par jour sans risque pour la santé.