

La proposition B est une bonne réponse.

La proposition C n'est pas une bonne réponse car c'est l'inverse de la longueur d'onde que l'on trouve en abscisse.

6 La proposition A n'est pas une bonne réponse car la longueur d'onde ne figure pas dans l'expression de la loi de Beer-Lambert.

La proposition B n'est pas une bonne réponse car c'est le spectre d'absorption qui caractérise la nature d'une solution.

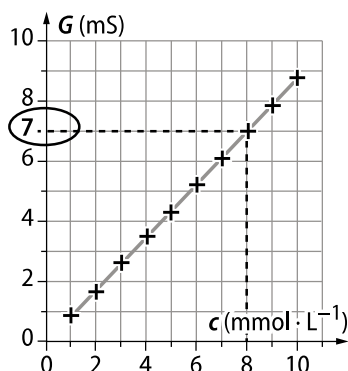
La proposition C est une bonne réponse.

7 La proposition A est une bonne réponse.

La proposition B est une bonne réponse.

La proposition C n'est pas une bonne réponse car la loi de Kohlrausch établit une relation de proportionnalité entre conductance et concentration d'une solution.

8 La proposition A est une bonne réponse : la valeur $8 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ de la concentration est trouvée graphiquement.



La proposition B n'est donc pas une bonne réponse.

La proposition C n'est donc pas une bonne réponse.

■ Acquérir les bases ■ p. 51

➤ 1. pH d'une solution

$$\begin{aligned} \text{9} \quad 1. \text{ pH} &= -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right) \\ &= -\log\left(\frac{1,5 \times 10^{-3}}{1}\right) = 2,8 \end{aligned}$$

$$2. [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,5 \times 10^{-3}}{100} = 1,5 \times 10^{-5}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right) \\ &= -\log\left(\frac{1,5 \times 10^{-5}}{1}\right) = 4,8 \end{aligned}$$

3. La solution la plus acide est la moins diluée.

10 1. La concentration en quantité de matière d'ions oxonium de l'eau est : $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \cdot 10^{-\text{pH}}$

On réalise le calcul en appliquant cette formule.

On sait que $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, donc :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

2. On peut rajouter de la solution d'acide chlorhydrique pour augmenter $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et ainsi faire diminuer le pH.

11

pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	Acide ou basique ?
12,3	$5,0 \times 10^{-13}$	basique
7	$1,0 \times 10^{-7}$	neutre
8,5	$3,2 \times 10^{-9}$	basique
4,2	$6,3 \times 10^{-5}$	acide

12 $1,63 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 3,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
On réalise le calcul en appliquant la relation :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right).$$

On sait que $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, donc $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$.

$$\text{pH}_1 = -\log(6,3 \times 10^{-5}) \text{ soit } \text{pH}_1 = 4,2.$$

$$\text{pH}_2 = -\log(3,2 \times 10^{-3}) \text{ soit } \text{pH}_2 = 2,5.$$

2. $2,5 < \text{pH} < 4,2$

3. Ces boissons sont acides car leur pH est inférieur à 7.

$$\begin{aligned} \text{13} \quad 1. [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{n}{V} = \frac{2,0 \times 10^{-4}}{200 \times 10^{-3}} \\ &= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

$$2. \text{ pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right) = -\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-3}}{1}\right) = 3$$

14 1. La relation est valable pour :

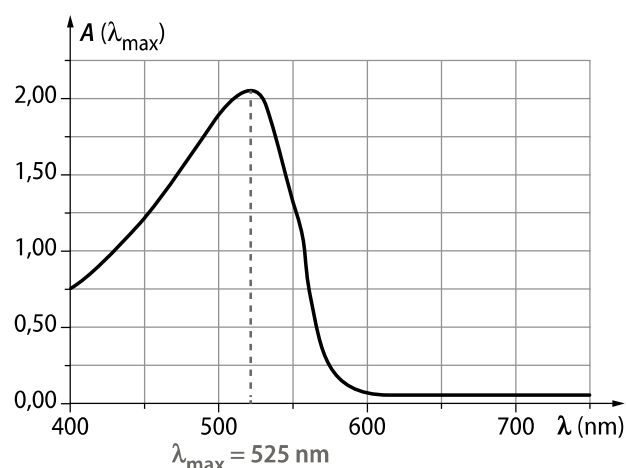
$$1,0 \times 10^{-6,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2. Pour les solutions trop diluées, l'eau impose un pH égal à 7.

3. On dilue d'un facteur $10^{5-2} = 1\,000$

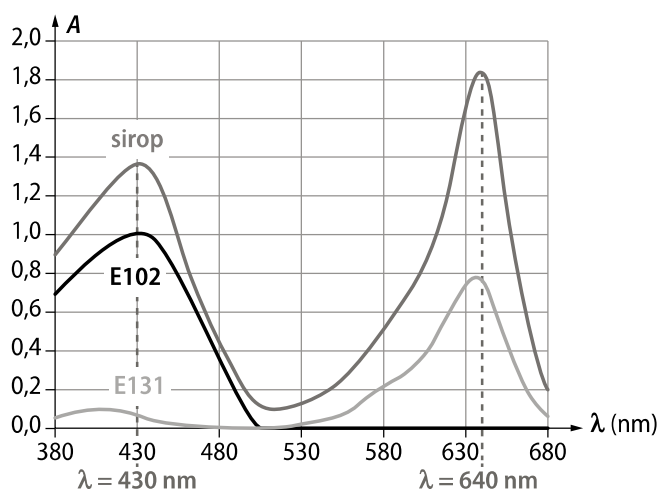
➤ 2. Identification par spectroscopie

15 1. On trouve graphiquement : $\lambda_{\text{max}} = 525 \text{ nm}$.



2. Il s'agit du colorant rouge cochenille.

16 1. Toutes les valeurs des longueurs d'onde sont déterminées graphiquement.



Pour le colorant alimentaire E102, $\lambda_{\text{max}} = 430 \text{ nm}$.

Pour le colorant alimentaire E131, $\lambda_{\text{max}} = 640 \text{ nm}$.

Pour le sirop de menthe :

$\lambda_{\text{max} 1} = 430 \text{ nm}$ et $\lambda_{\text{max} 2} = 640 \text{ nm}$.

2. On peut en déduire que la couleur verte du sirop de menthe est obtenue en mélangeant les colorants E102 et E131.

17 1. Cette bande est associée au groupe O—H d'un alcool.

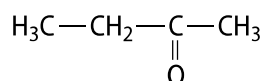
$$2. \lambda = \frac{1}{\tilde{\nu}} = \frac{1}{3\,500} = 2,86 \times 10^{-4} \text{ cm} \\ = 2,86 \times 10^{-6} \text{ m} = 2\,860 \text{ nm}$$

Cela correspond au domaine infrarouge, donc la radiation n'est pas visible à l'œil nu.

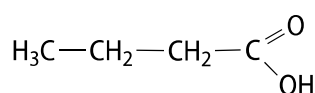
18 1. Il s'agit du nombre d'onde, qui s'exprime en cm^{-1} .

2. On note la présence à $1\,750 \text{ cm}^{-1}$ de la bande caractéristique du groupe C=O. La bande caractéristique du groupe C—H des aldéhydes est absente. Il s'agit donc d'une cétone.

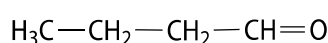
3. Il s'agit de la butanone, de formule semi-développée :



19 1. Formule semi-développée de l'acide butanoïque :



Formule semi-développée du butanal :



2. Spectre **A** :

La bande forte et fine située à $\tilde{\nu} = 1\,740 \text{ cm}^{-1}$ est caractéristique du groupe C=O des acides carboxyliques.

La bande forte et large située à $\tilde{\nu} = 3\,000 \text{ cm}^{-1}$ est caractéristique du groupe O—H des acides carboxyliques.

Spectre **B** :

La bande forte et fine située à $\tilde{\nu} = 1\,720 \text{ cm}^{-1}$ est caractéristique du groupe C=O des aldéhydes.

La bande faible et moyenne située à $\tilde{\nu} = 2\,830 \text{ cm}^{-1}$ est caractéristique du groupe C—H des aldéhydes.

3. Le spectre **A** est celui de l'acide butanoïque.

Le spectre **B** est celui du butanal.

3. Mesures physiques en solution

20 1. Pour réaliser une dilution, il faut prélever un volume V_m de solution-mère à l'aide d'une pipette jaugée, l'introduire dans une fiole jaugée de volume V_f et compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

2. La quantité de matière se conserve lors d'une dilution : la quantité de matière prélevée dans la solution-mère est la même que celle que l'on retrouve dans la solution-fille.

3. La concentration c_f de la solution-fille est calculée à partir de la relation :

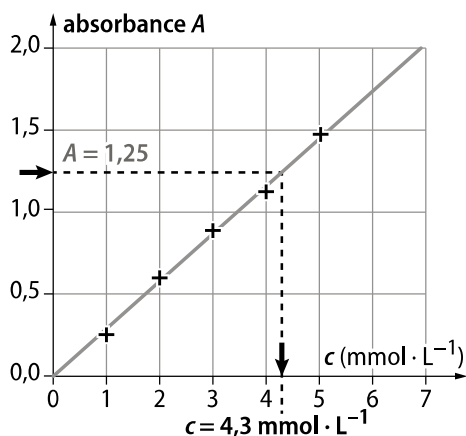
$$c_m \cdot V_m = c_f \cdot V_f$$

Volume V_m (en mL) de solution-mère prélevé	Volume V_f (en mL) de solution-fille	Concentration c_f (en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$) de solution-fille
10	50	$\frac{50 \times 10}{50} = 10$
20	50	$\frac{50 \times 20}{50} = 20$
30	50	$\frac{50 \times 30}{50} = 30$
40	50	$\frac{50 \times 40}{50} = 40$

4. On ne peut pas utiliser cette gamme étalon de solutions pour vérifier la loi de Beer-Lambert car cette loi n'est valable que pour des concentrations inférieures à $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

21 1. La longueur d'onde a été choisie en se plaçant au maximum d'absorption de la solution.

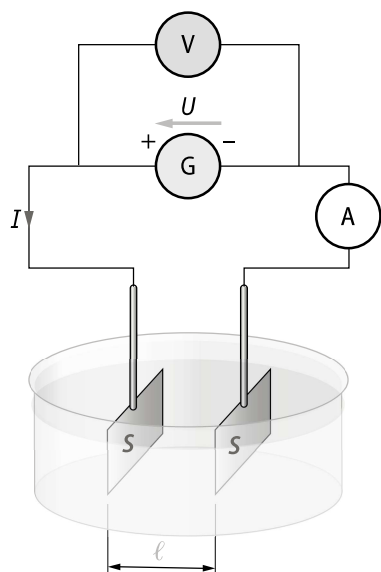
2.



3. La courbe tracée est une droite qui passe par l'origine. L'absorbance A et la concentration c sont proportionnelles. La loi de Beer-Lambert est vérifiée.

4. La concentration en quantité de matière de la solution est déterminée graphiquement : $c_s = 4,3 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ (voir graphique ci-dessus).

22 1.



Cellule de mesure

$$\begin{aligned} 2. \sigma &= \frac{\ell}{S} \cdot G \\ &= \frac{9 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-4}} \times 1,60 \times 10^{-3} \\ &= 0,144 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1} \end{aligned}$$

$$3. \sigma = \lambda_{\text{Na}^+} \cdot c + \lambda_{\text{HO}^-} \cdot c$$

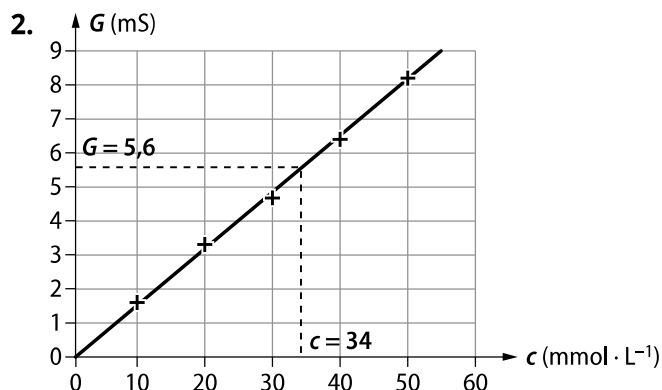
Donc :

$$\begin{aligned} c &= \frac{\sigma}{\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{HO}^-}} \\ &= \frac{0,144}{5,01 \times 10^{-3} + 19,9 \times 10^{-3}} \\ &= 5,78 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 5,78 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

23 Une erreur s'est glissée dans le spécimen du professeur : dans le tableau de mesures, l'intensité doit être en mA et non en A. Cette erreur a été corrigée dans le manuel de l'élève et les manuels numériques.

$$1. G = \frac{I}{U} = \frac{I}{5}$$

Concentration c (mmol · L ⁻¹)	10	20	30	40	50
Intensité I (mA)	8	16,5	23,5	32	41
Conductance G (mS)	1,6	3,3	4,7	6,4	8,2



3. On trouve une droite qui passe par l'origine. G et c sont proportionnelles. La loi de Kohlrausch est respectée.

$$4. G = \frac{I_s}{U} = \frac{28}{5} = 5,6 \text{ mS}$$

On trouve graphiquement $c_s = 34 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ (voir figure ci-dessus).

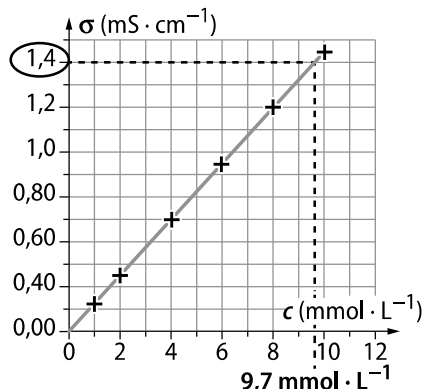
24 1. La courbe tracée est une droite qui passe par l'origine. La conductivité σ et la concentration c sont proportionnelles. La loi de Kohlrausch est vérifiée.

2. La solution est diluée avant la mesure pour correspondre à la courbe étalon et parce que la loi de Kohlrausch n'est valide que pour des concentrations inférieures à $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. La concentration en quantité de matière de soluté est déterminée graphiquement :

$$c = 9,7 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La solution initiale est 1 000 fois plus concentrée, donc $c_s = 9,7 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Faire le point avant d'aller plus loin ■ p. 53

► **Écrire la relation entre le pH et la concentration en quantité de matière d'ions oxonium, et expliciter chaque grandeur et son unité.**

concentration en ions oxonium (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

pH de la solution (sans unité) → $\text{pH} = -\log \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ} \right)$

concentration standard $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

► **Décrire le protocole expérimental permettant de réaliser une dilution d'un facteur 10 en nommant la verrerie utilisée.**

Dans une fiole jaugée de 100 mL, on introduit 10 mL de la solution-mère prélevée grâce à une pipette jaugée. Le niveau de la fiole jaugée est alors complété avec de l'eau distillée de manière à ce que le bas du ménisque tangente le trait de jauge.

► **Décrire une méthode spectroscopique d'identification d'espèces chimiques en insistant sur les grandeurs importantes.**

La spectroscopie UV-visible par comparaison de spectres permet d'identifier des espèces chimiques en solution notamment en utilisant les valeurs des longueurs d'onde au maximum d'absorption.

► **Expliciter les grandeurs et unités des axes d'un spectre infrarouge.**

La transmittance T (exprimée en %) est le quotient de l'intensité de la radiation transmise par l'intensité de la radiation incidente.

Le nombre d'onde $\tilde{\nu}$ est l'inverse de la longueur d'onde : $\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda}$.

Si λ est en cm, $\tilde{\nu}$ s'exprime en cm^{-1} .

► **Décrire la méthode d'exploitation d'un spectre infrarouge.**

Des tables de données spectroscopiques permettent d'attribuer les bandes d'absorption à des groupes caractéristiques d'atomes.

► **Énoncer la loi de Beer-Lambert et préciser pourquoi elle peut être utile pour déterminer une concentration.**

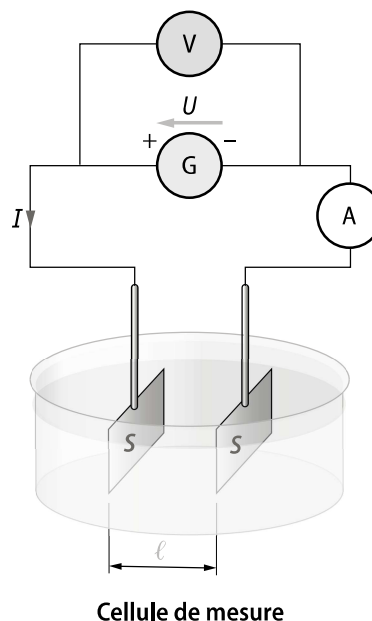
La loi de Beer-Lambert établit une proportionnalité entre l'absorbance A et la concentration en quantité de matière d'une solution c .

absorbance (sans unité) → $A = k \cdot c$ ← concentration (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

coefficient de proportionnalité (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Il est possible de s'appuyer sur une représentation graphique $A = f(c)$ pour réaliser un dosage par étalonnage.

► **Décrire le montage expérimental permettant la mesure d'une conductance.**



Les mesures de U et I permettent de calculer la conductance de la solution : $G = \frac{I}{U}$.

► **Écrire la loi de Kohlrausch appliquée à l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}^-(\text{aq})$) de concentration c en quantité de matière de soluté apporté.**

$$\sigma = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-} \cdot [\text{Cl}^-]$$

$$\sigma = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c + \lambda_{\text{Cl}^-} \cdot c$$

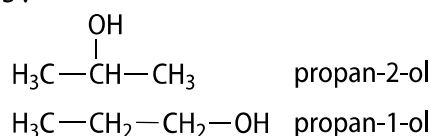
$$\sigma = (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{Cl}^-}) \cdot c$$

Exercices similaires aux exercices résolus ■ p. 54 et 55

26 1. L'ordonnée correspond à la transmittance en pourcentage. Cette grandeur traduit la capacité d'un échantillon à transmettre la lumière. On trouve en abscisse le nombre d'onde (exprimé en cm^{-1}), c'est l'inverse de la longueur d'onde.

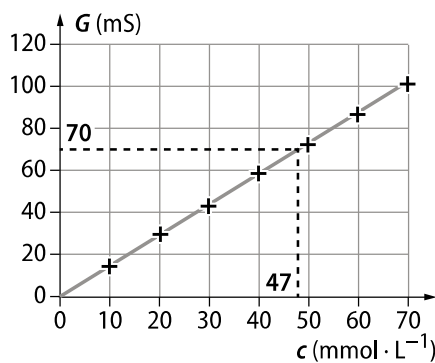
2. On repère une bande large et forte située vers $\tilde{\nu} = 3\,350 \text{ cm}^{-1}$ qui permet d'identifier la liaison O—H d'un alcool.

3. Il y a ici deux formules semi-développées possibles :



28 1. L'équation de dissolution permet de répondre à la question : $\text{MgSO}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

2. La courbe d'étalonnage permet par lecture graphique de déterminer la concentration molaire en soluté de la solution diluée : $c_5 = 47 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.



3. On en déduit :

$$[\text{Mg}^{2+}(\text{aq})] = c_5 = 47 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})] = c_5 = 47 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

■ S'entraîner pour maîtriser ■ p. 56

29 1. Comme $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} > \lambda_{\text{Cl}^-}$, l'intensité dans le circuit sera plus importante et le dégagement de H_2 plus efficace.

$$2. \sigma = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-} \cdot [\text{Cl}^-]$$

$$\sigma = (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{Cl}^-}) \cdot c$$

$$\sigma = (35,0 \times 10^{-3} + 7,6 \times 10^{-3}) \times 10^{-2} \times 10^3$$

$$\sigma = 4,26 \times 10^{-1} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$$

3. Pour multiplier l'intensité par 10, il est possible de multiplier la conductance par 10 en utilisant une solution 10 fois plus concentrée.

30 1. Le texte indique que l'ion hydrogène est responsable de l'acidité d'une solution.

2. Aujourd'hui, on l'appelle ion oxonium H_3O^+ .

3. a. La relation mathématique conduisant au calcul du pH est :

concentration en ions oxonium (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

$$\text{pH de la solution (sans unité)} \rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) \leftarrow \begin{array}{l} \text{concentration} \\ \text{standard} \\ c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{array}$$

b. $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$ puisque $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$c = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, alors $\text{pH} = -\log(0,10)$, soit $\text{pH} = 1$.

4. Ce calcul n'est pas valide car la solution est trop concentrée.

La relation est valide pour $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

31 Une erreur s'est glissée dans le spécimen du professeur à la question 1 : il faut lire « Describe the protocol for preparing 100 mL of solution no. 1 from solution no. 5. » Cette erreur a été rectifiée dans le manuel de l'élève et dans les manuels numériques.

Suivi de la glycémie

Le diabète est une maladie qui affecte l'assimilation et le stockage du sucre dans le corps. Une personne saine à jeun a une glycémie (taux de glucose dans le sang) située entre $3,6$ et $6,1 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. Au laboratoire, une gamme de solutions de glucose est préparée et on en mesure l'absorbance.

Solution	1	2	3	4	5
Concentration en masse (g · L ⁻¹)	0,20	0,40	0,60	0,80	1,0
Absorbance	0,090	0,17	0,25	0,34	0,42

L'analyse d'un échantillon sanguin d'un patient donne une absorbance mesurée de $A = 0,39$.

1. Décrire le protocole expérimental pour préparer 100 mL de la solution 1 à partir de la solution 5.

2. Déterminer la concentration en masse en glucose dans le sang de ce patient.

3. Que peut-on conclure de l'analyse sanguine ?

1. Au cours d'une dilution, la masse de soluté se conserve : $m_5 = m_1$. Il faut prélever un volume V_5 de la solution-mère 5 cinq fois plus faible que le volume de solution-fille préparée.

Protocole :

- On prélève 20,0 mL de solution 5 à l'aide d'une pipette jaugée préalablement rincée avec un peu de solution.

- On verse le prélèvement dans une fiole jaugée de 100,0 mL.

- On remplit aux trois quarts avec de l'eau distillée, on bouche et on agite.

- On complète à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

- On bouche et on agite.

2. Il faut tracer la courbe d'étalonnage ou utiliser la loi de Beer-Lambert.

Pour $A = 0,39$, on trouve $c_m = 0,92 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. La concentration en quantité de matière est calculée à partir de la concentration en masse :

$$c = \frac{c_m}{M} = \frac{0,92}{180} = 0,0051 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 5,1 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Cette concentration est dans l'intervalle donné, donc le patient a une glycémie normale et n'a pas de diabète.

32 1. a. $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$.

b. $2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$

c. Autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde sont formés, donc les concentrations sont égales.

2. On trouve $\bar{\sigma} = 5,5 \times 10^{-6} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$ et un écart-type de $0,12 \times 10^{-6} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$.

$$3. \sigma = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{HO}^-} \cdot [\text{HO}^-]$$

Donc :

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{HO}^-] = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{HO}^-}} \\ &= \frac{5,5 \times 10^{-6}}{35,0 \times 10^{-3} + 19,8 \times 10^{-3}} \\ &= 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

$$4. \text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) = -\log\left(\frac{1,00 \times 10^{-7}}{1}\right) = 7,00$$

On retrouve le pH connu de l'eau pure.

33 1. a. et b. Pour la voie de synthèse ①, le groupe caractéristique est le groupe hydroxyle qui appartient à la famille des alcools.

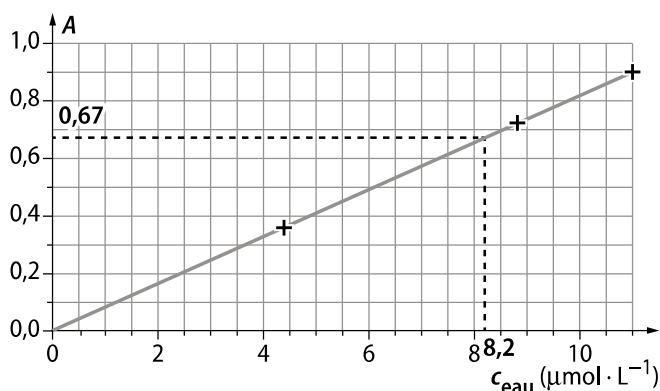
Pour la voie de synthèse ②, le groupe caractéristique est le groupe hydroxyle qui appartient à la famille des acides carboxyliques.

2. Avec les tables de données, on constate, sur le spectre B, la disparition de la bande relative à la liaison C=O des aldéhydes, située vers $\tilde{\nu} = 1\,680 \text{ cm}^{-1}$. De plus, la bande relative à la liaison O—H est présente dans les deux spectres, mais se décale vers les grands nombres d'onde, ce qui correspond plus à un alcool qu'à un acide carboxylique (la molécule de la voie ② garde un groupe hydroxyle tout de même). C'est donc la voie ① qui a été utilisée pour synthétiser cette molécule et conduire à la nouvelle fonction hydroxyle.

L'espèce chimique obtenue est donc la molécule ①.

34 > Démarche experte

• On détermine d'abord graphiquement la concentration en quantité de matière en vert de malachite pour $A = 0,67$. On trouve : $c = 8,2 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



• On calcule ensuite :

– le volume V d'eau dans le bassin : $V = \ell \cdot L \cdot h$

$$V = 3,0 \times 8,0 \times 0,5 = 12 \text{ m}^3 = 12\,000 \text{ L} ;$$

– la quantité de matière n de vert de malachite dans le bassin : $n = c \cdot V$

$$n = 8,2 \times 10^{-6} \times 12\,000 = 9,8 \times 10^{-2} \text{ mol} ;$$

– la masse m de vert de malachite dans le bassin :

$$m = n \cdot M$$

$$m = 9,8 \times 10^{-2} \times 329 = 32 \text{ g}.$$

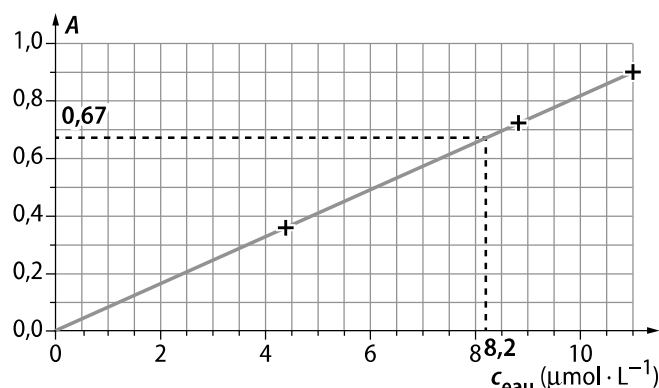
• Enfin, comme 1 g de charbon actif permet d'éliminer 10 mg de vert de malachite, la masse de charbon actif nécessaire à l'élimination du reste de vert de malachite est (sachant que $32 \text{ g} = 32\,000 \text{ mg}$) :

$$m_{\text{charbon}} = \frac{1 \times 32\,000}{10} = 3\,200 \text{ g soit } m_{\text{charbon}} = 3,2 \text{ kg}.$$

> Démarche avancée

1. Graphiquement, pour $A = 0,67$, on trouve :

$$c = 8,2 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$



2. On calcule le volume V d'eau dans le bassin :

$$V = \ell \cdot L \cdot h.$$

$$V = 3,0 \times 8,0 \times 0,5 = 12 \text{ m}^3 = 12\,000 \text{ L}.$$

La quantité de matière n de vert de malachite dans le bassin est : $n = c \cdot V$.

$$n = 8,2 \times 10^{-6} \times 12\,000 = 9,8 \times 10^{-2} \text{ mol}.$$

La masse m de vert de malachite dans le bassin est :

$$m = n \cdot M.$$

$$m = 9,8 \times 10^{-2} \times 329 = 32 \text{ g}.$$

3. 1 g de charbon actif permet d'éliminer 10 mg de vert de malachite.

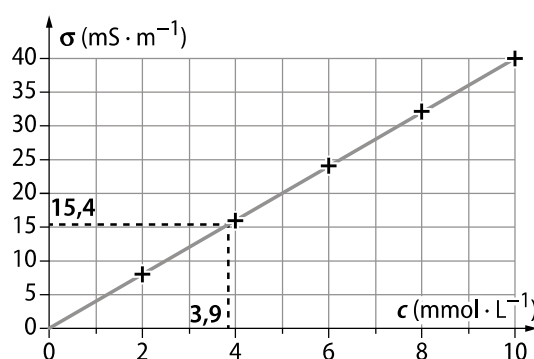
La masse de charbon actif nécessaire à l'élimination du reste de vert de malachite est (sachant que $32 \text{ g} = 32\,000 \text{ mg}$) :

$$m_{\text{charbon}} = \frac{1 \times 32\,000}{10} = 3\,200 \text{ g soit } m_{\text{charbon}} = 3,2 \text{ kg}.$$

35 1. La solution obtenue est ionique, donc elle est conductrice d'électricité.

2. Graphiquement, pour la solution S_1 , on trouve : $c_1 = 3,9 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La solution S est 10 fois plus concentrée que S_1 , donc $c = 3,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



3. La loi de Kohlrausch n'est valide que pour des concentrations $c < 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, la solution S doit donc absolument être diluée ici.

4. • Calcul de la quantité de matière d'acide sulfamique dissoute dans S :

$$n = c \cdot V = 3,9 \times 10^{-2} \times 0,200 \text{ soit } n = 7,8 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

• Calcul de la masse d'acide sulfamique dans 1 g de détartrant :

$$m = n \cdot M = 7,8 \times 10^{-3} \times 97,0 \text{ soit } m = 0,76 \text{ g.}$$

5. Calcul de la proportion en masse d'acide sulfamique dans ce détartrant :

$$\frac{0,76}{1} = 0,76 \text{ soit } 76 \text{ \%}.$$

36 1. On calcule la longueur d'onde correspondant à chaque borne de l'axe des abscisses.

$$\lambda = \frac{1}{\tilde{\nu}} = \frac{1}{400} = 25 \times 10^{-4} \text{ cm}$$

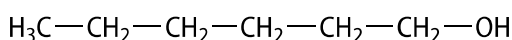
$$= 25 \times 10^{-6} \text{ m} = 25 \text{ 000 nm}$$

$$\lambda = \frac{1}{\tilde{\nu}} = \frac{1}{4\,000} = 25 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

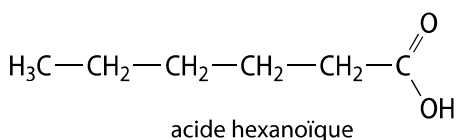
$$= 25 \times 10^{-7} \text{ m} = 2\,500 \text{ nm}$$

Les longueurs d'onde sont au-delà du domaine du visible et correspondent bien au domaine des infrarouges.

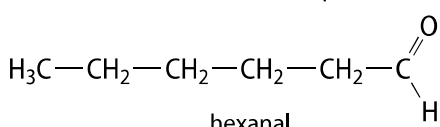
2.



hexan-1-ol



acide hexanoïque



hexanal

3. Spectre A : on note une bande large et forte à $3\,310 \text{ cm}^{-1}$, caractéristique de la liaison O—H des alcools. Il s'agit de l'hexan-1-ol (étiquette 2).

Spectre B : on note une bande moyenne à $2\,800 \text{ cm}^{-1}$, caractéristique de la liaison C—H des aldéhydes et une bande forte et fine à $1\,720 \text{ cm}^{-1}$, caractéristique de la liaison C=O des aldéhydes. Il s'agit de l'hexanal (étiquette 1).

Spectre C : on note une bande large moyenne à $2\,950 \text{ cm}^{-1}$, caractéristique de la liaison O—H des acides carboxyliques et une bande forte et fine à $1\,720 \text{ cm}^{-1}$, caractéristique de la liaison C=O des acides carboxyliques. Il s'agit de l'acide hexanoïque (étiquette 3).

37 Exemple d'exposé oral

Dans le montage à double faisceau, la source lumineuse passe par le **monochromateur** qui

sélectionne une seule longueur d'onde. Le **faisceau incident** est partagé en deux faisceaux : l'un dirigé vers le « blanc », c'est-à-dire le compartiment contenant le solvant, l'autre dirigé vers le compartiment de l'échantillon. L'intensité de la **lumière transmise** est mesurée par deux capteurs. Après avoir effectué le blanc avec les deux cuves remplies de solvant (**étalonnage**), l'appareil mesure l'absorbance de l'échantillon tout en corrigeant d'éventuelles variations du blanc au cours de la mesure. Ces variations peuvent être dues par exemple aux fluctuations d'intensité des lampes.

38 Exemple d'exposé oral

La mesure du pH permet de connaître la concentration en ions oxonium des solutions. Cette grandeur est primordiale pour la compréhension de nombreux processus biologiques et chimiques.

La spectroscopie UV-visible permet d'identifier certaines espèces absorbant dans le visible. Elle est aussi utile, comme la conductimétrie, pour des dosages par étalonnage.

Enfin, la spectroscopie IR est indispensable pour identifier les groupements d'atomes caractéristiques des molécules organiques.

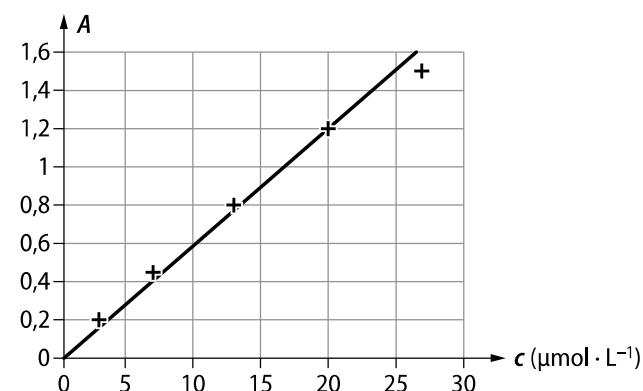
Développer ses compétences ■ p. 59

39 > Questions préliminaires

1. Lors de la fluorescence, une molécule absorbe un maximum de lumière, qu'elle restitue ensuite avec une longueur d'onde plus élevée. La courbe bleue correspond donc au spectre d'absorption de la fluorescéine.

2. Par lecture graphique du doc. 2, on voit que l'absorbance est maximale pour des concentrations en quantité de matière en ions oxonium inférieures à $10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. Si on trace le graphe $A = f(c)$, on obtient une droite qui passe par l'origine, l'absorbance est donc proportionnelle à la concentration en quantité de matière de fluorescéine : la loi de Beer-Lambert est respectée.



► Le problème à résoudre

Il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption (courbe bleue du doc. 1) soit $\lambda_{\max} = 490 \text{ nm}$ et à un pH supérieur à 8 (d'après la réponse à la question 2) pour que l'absorption soit maximale.

Sur la courbe tracée à la question 2, pour $A = 0,85$, on trouve $c_{\text{diluée}} = 15,1 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La solution injectable est 4 000 fois plus concentrée donc :

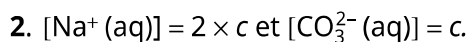
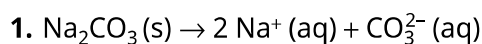
$$\begin{aligned} c_{\text{injectable}} &= 4\,000 \times 15,1 \\ &= 60\,400 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ &= 60,4 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

Soit une concentration en masse :

$$\begin{aligned} c_m &= c_{\text{injectable}} \cdot M = 60,4 \times 330 \\ &= 19\,932 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} = 19,9 \text{ mg} \cdot \text{mL}^{-1} \end{aligned}$$

La solution semble optimale.

40 ► Questions préliminaires



3. On trouve $\bar{\sigma} = 181 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$ et un écart-type de $11 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$.

► Le problème à résoudre

$$\begin{aligned} \sigma_{\text{diluée}} &= \lambda_{\text{Na}^+} \cdot [\text{Na}^+] + \lambda_{\text{CO}_3^{2-}} \cdot [\text{CO}_3^{2-}] \\ &= c_{\text{diluée}} \cdot (\lambda_{\text{Na}^+} \times 2 + \lambda_{\text{CO}_3^{2-}}) \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} c_{\text{diluée}} &= \frac{\sigma_{\text{diluée}}}{(\lambda_{\text{Na}^+} \times 2 + \lambda_{\text{CO}_3^{2-}})} \\ &= \frac{181 \times 10^{-3}}{2 \times 5,0 \times 10^{-3} + 13,9 \times 10^{-3}} \\ &= 7,6 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 7,6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

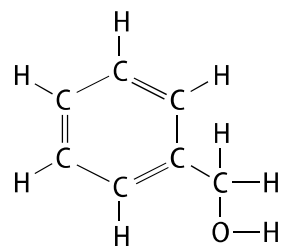
La concentration du produit d'entretien est 10 fois supérieure, donc $c = 7,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La concentration en masse vaut alors :

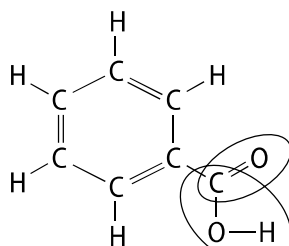
$$c_m = c \cdot M = 7,6 \times 10^{-2} \times 286 = 21,7 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

D'après le doc. 1, la préparation peut être utilisée pour le nettoyage des murs et du sol.

41 Il faut tout d'abord repérer qu'une réaction acide-base a permis de passer de l'ion benzoate à l'acide benzoïque. On peut alors écrire les formules développées des molécules mises en jeu :



Alcool benzylique



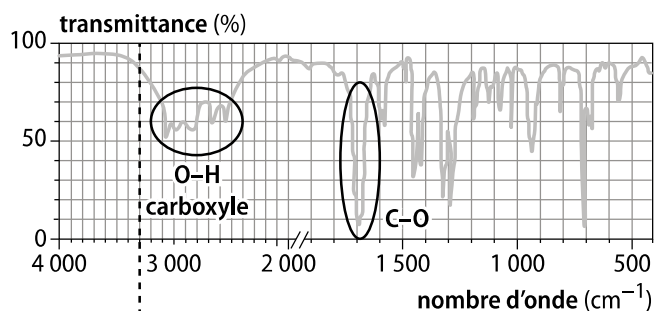
Alcool benzoïque

Le spectre IR du produit brut montre la présence d'une liaison $\text{C}=\text{O}$ et d'une liaison $\text{O}-\text{H}$ d'un groupe carboxyle, ce qui est conforme avec l'acide benzoïque, le produit désiré.

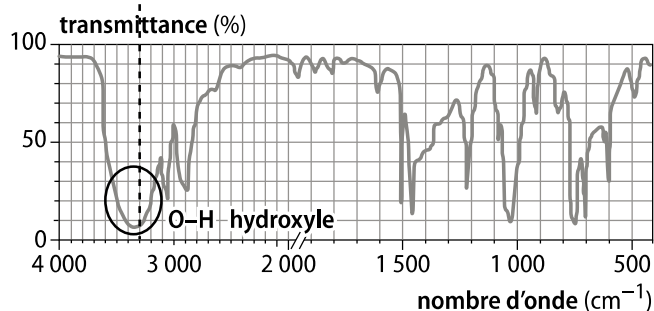
De plus, on constate la disparition de la bande relative à la présence d'une liaison $\text{O}-\text{H}$ d'un groupe hydroxyle, donc on peut penser qu'il ne reste pas de traces de l'alcool benzylique.

Le produit obtenu est bien le produit désiré et la totalité du réactif utilisé a disparu, la synthèse semble donc être de bonne qualité.

Spectre du produit brut obtenu



Spectre de l'alcool benzylique



42 1. a. L'agitation thermique et donc la vitesse des ions augmentent avec la température. À champ électrique constant (même tension et même distance séparant les électrodes), la mobilité des ions augmente donc.

b. La conductivité molaire ionique augmente avec la mobilité des ions, donc avec la température.

2. La mobilité change de signe avec la charge de l'ion. Les ions se déplacent donc en sens opposés s'ils ont des charges opposées.

3. Oui, la conductivité et la conductivité molaire ionique augmentent avec la valeur de la charge d'un ion.

4. a. La conductivité molaire ionique dépend de la mobilité d'un ion, donc de sa taille et de la température. Elle dépend aussi de la charge de l'ion.

b. La conductivité molaire ionique d'un ion traduit donc sa capacité à transporter des charges d'une électrode à l'autre.