

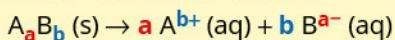
Avant d'aborder le chapitre EN AUTONOMIE

LES ACQUIS INDISPENSABLES

En chimie organique, les familles de composés sont définies par la présence d'un **groupe caractéristique** d'atomes.

Ce groupe caractéristique peut être identifié par **spectroscopie infrarouge**.

L'équation de dissolution d'un solide ionique de formule $A_aB_b(s)$ constitué de cation A^{b+} et d'anion B^{a-} , s'écrit :



Le spectre UV-visible d'une solution explique sa couleur.

La concentration c en quantité de matière de soluté est :

quantité de matière de soluté dissout (en mol)

$$c = \frac{n}{V}$$

concentration (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) volume (en L) de la solution

● 1^{re} Enseignement de spécialité ● Seconde

● La **loi de Beer-Lambert** est utile pour un dosage par étalonnage.

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

$$\text{absorbance} \rightarrow A = k \cdot c \rightarrow \text{concentration (sans unité)}$$

● La **loi d'Ohm** établit une relation de proportionnalité entre tension et intensité pour les conducteurs ohmiques.

intensité du courant (en A) traversant le conducteur ohmique

$$\text{tension (en V) aux bornes du conducteur ohmique} \rightarrow U = R \cdot I \rightarrow \text{résistance (en } \Omega \text{) du conducteur ohmique}$$

POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

Pour chaque situation, rédiger une réponse qui explique en quelques lignes le raisonnement.



SITUATION 1

L'éthanal est une espèce chimique volatile qui contribue à l'odeur des jonquilles.

Écrire la formule semi-développée de cette molécule.



SITUATION 2

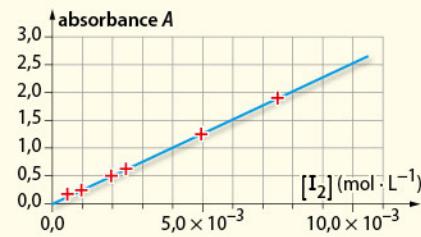
La principale source naturelle de fluor est le fluorure de calcium $\text{CaF}_2(s)$.

Quelle est l'équation de dissolution de ce solide ionique ?

Établir les relations entre la concentration en quantité de matière du soluté apporté c et les concentrations des ions présents en solution.

SITUATION 3

Cette courbe d'étalonnage du diiode I_2 a été tracée à l'aide d'un spectrophotomètre.



Quelle serait la concentration $[I_2]$ d'une solution d'absorbance $A = 1,5$?



physiques d'analyse

2

CHIMIE



Quelles méthodes issues des connaissances en physique permettent de mieux appréhender les systèmes chimiques ?

► EXERCICE 38

NOTIONS ET CONTENUS

- ▶ Calcul et mesure du pH.
- ▶ Absorbance d'une solution.
- ▶ Conductance et conductivité.
- ▶ Identification de groupes caractéristiques par spectroscopie infrarouge.
- ▶ Identification d'espèces chimiques par spectroscopie UV-visible.

CAPACITÉS EXPÉRIMENTALES

- ▶ Tester la relation de calcul du pH. ➔ **Activité 1**
- ▶ Réaliser une gamme étalon et déterminer la concentration d'un soluté par des mesures de conductance. ➔ **Activité 2**

CAPACITÉ MATHÉMATIQUE

- ▶ Utiliser la fonction logarithme décimal et sa réciproque.

1. DÉMARCHES DIFFÉRENCIÉES

TP

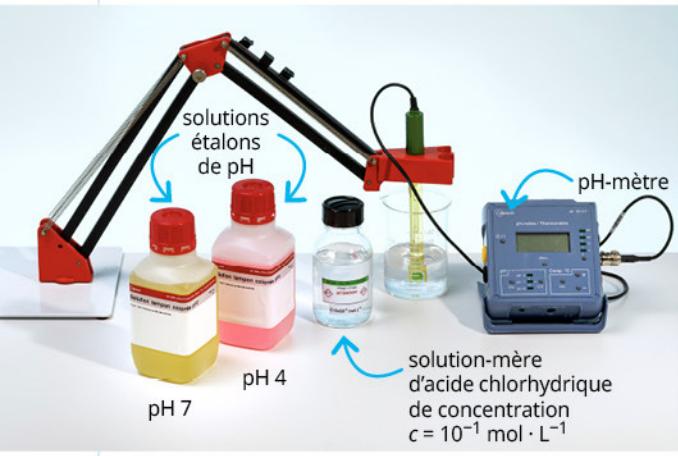
COMPÉTENCES :

- (RÉA) Mettre en œuvre les étapes d'une démarche
(COM) Présenter une démarche de manière argumentée

Calcul du pH d'une solution

L'acidité d'une solution dépend de sa concentration en quantité de matière d'ions oxonium H_3O^+ . Peut-on établir une relation mathématique entre ces différentes grandeurs ?

DOC 1 Du matériel utile



DÉMARCHE EXPÉRTE

Élaborer un protocole expérimental permettant de tester la relation entre le pH et la concentration en quantité de matière d'ions oxonium d'une solution.

DÉMARCHE AVANCÉE

1. Mesurer le pH d'une gamme de solutions obtenues par dilutions successives de la solution-mère (doc. 3) (FICHE PRATIQUE p. 571).
2. a. Tracer un graphique permettant de tester la relation mathématique donnée (doc. 2).
b. En déduire le domaine de validité de la relation donnant le pH.

DÉMARCHE ÉLÉMENTAIRE

1. a. Réaliser, par dilution d'un facteur 10 de la solution-mère, une solution d'acide chlorhydrique de concentration $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (voir geste expérimental).
b. Répéter cette opération pour obtenir une gamme de solutions jusqu'à $10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
c. Mesurer le pH de ces solutions.
2. Calculer l'opposé du logarithme des concentrations des solutions de la gamme obtenue (doc. 2).
3. a. Tracer le graphique représentant le pH des solutions en fonction de l'opposé du logarithme de leur concentration.
b. Repérer les valeurs de concentration pour lesquelles la relation du document 2 est vérifiée, puis en déduire le domaine de validité de cette relation.

DOC 2 Le pH

► Fiche MATHS p. 532

■ La valeur du potentiel Hydrogène, ou pH, d'une solution est un nombre compris entre 0 et 14. Il peut être mesuré avec un pH-mètre préalablement étalonné.

Le pH est directement relié à la concentration $[H_3O^+]$ en quantité de matière d'ions oxonium de la solution, cette relation mathématique s'écrit ainsi :

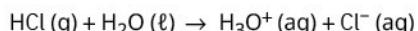
$$\text{concentration en ions } H_3O^+ (\text{en mol} \cdot \text{L}^{-1})$$
$$\text{pH de la solution (sans unité)} \rightarrow \text{pH} = -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ} \right)$$

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

■ Le logarithme décimal log est une fonction mathématique. La valeur du logarithme d'un nombre peut être calculée grâce à la touche **log** de la calculatrice.

DOC 3 Solutions diluées d'acide chlorhydrique

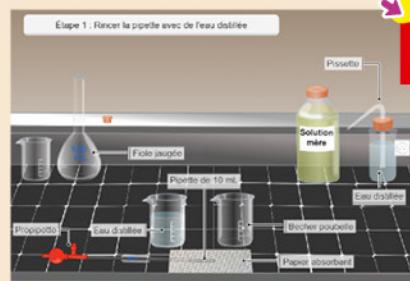
L'acide chlorhydrique ($H_3O^+ \text{ (aq)}$, $Cl^- \text{ (aq)}$) est obtenu par dissolution d'un gaz, le chlorure d'hydrogène, dans l'eau :



Une gamme de solutions de différentes concentrations peut être réalisée par dilutions successives d'une solution-mère.

GESTE EXPÉRIMENTAL

Une dilution est réalisée dans une fiole jaugée. De l'eau distillée est ajoutée à un volume de solution-mère, prélevé avec une pipette jaugée.



ANIMATION

Réalisation d'une dilution



Je réussis si...

- Je sais réaliser une gamme de solutions diluées à partir d'une solution-mère.
- Je sais utiliser un pH-mètre.
- Je sais exploiter un graphique pour tester une relation mathématique.
- DÉMARCHE EXPÉRTE Je décris le protocole expérimental avec du texte et des schémas.

2. ACTIVITÉ EXPÉRIMENTALE

TP

COMPÉTENCES :

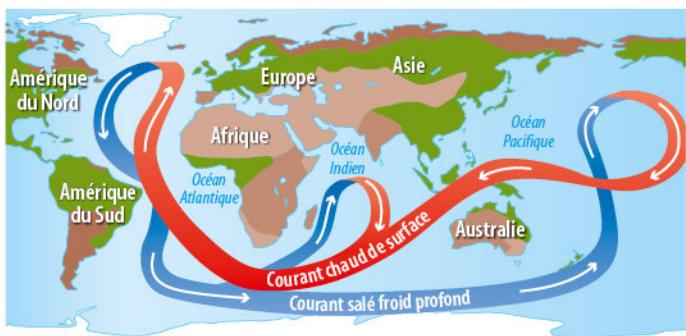
(APP) Rechercher et organiser l'information

(AN/R/AI) Élaborer un protocole

Dosage par conductimétrie

Comment surveiller la salinité des océans à partir d'une mesure de conductance ?

DOC 1 Salinité des océans

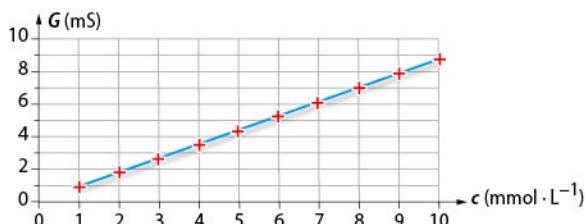


VOCABULAIRE

► **Densité** (d'une solution) : quotient de sa masse volumique ρ par celle de l'eau ρ_{eau} , prise comme référence.

DOC 2 Loi de Kohlrausch*

Un conductimètre mesure la conductance G d'une solution ionique. Cette grandeur est proportionnelle à la concentration en quantité de matière de soluté apporté c .



La mesure de la conductance n'est **valide** que pour des solutions ioniques diluées de concentration $c < 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

* Friedrich Kohlrausch (1840-1910), physicien allemand.

EXPLOITATION ET ANALYSE

- a. Réaliser une gamme étalon par dilution de la solution-mère S_m (**FICHE PRATIQUE** ▶ p. 571) en s'aidant du tableau ci-contre.
b. Recopier et compléter le tableau. La loi de Kohlrausch (**doc. 2**) est-elle valide pour ces concentrations ?
2 Élaborer un protocole expérimental permettant de déterminer la concentration en quantité de matière de la solution diluée S_d issue du prélèvement proche de la banquise.
3 Pourquoi les mesures de conductance n'ont-elles pas été effectuées directement sur le prélèvement ?

CONCLUSION

- Comment la salinité du prélèvement se situe-t-elle par rapport à la moyenne des océans ?

Les océanographes étudient les courants marins responsables du climat et notamment d'épisodes météorologiques violents tels que les ouragans.

Le moteur de ces courants est la différence de **densité** de l'eau suivant la profondeur et le lieu sur le globe terrestre.

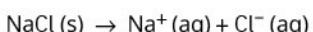
La densité dépend essentiellement de la température et de la concentration en masse de sels marins. Cette concentration vaut en moyenne $27 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ pour le chlorure de sodium.

Une équipe de scientifiques réalise un prélèvement proche de la banquise au pôle Nord. Celui-ci est dilué 100 fois avant la mesure de sa conductance. La conductance de la solution diluée S_d est $G = 0,74 \text{ mS}$.

DOC 3 Dissolution du chlorure de sodium

► Le chlorure de sodium est le principal responsable de la salinité des océans. C'est un composé ionique solide de formule brute NaCl et de masse molaire $M = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, plus communément appelé sel de table.

La dissolution dans l'eau de ce soluté s'écrit :



► Pour une solution de concentration c en quantité de matière de soluté apporté, on a :

$$[\text{Na}^+(\text{aq})] = c \text{ et } [\text{Cl}^-(\text{aq})] = c$$

On dispose au laboratoire d'une solution-mère S_m de concentration en quantité de matière $c_m = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Solution-fille S_i	Volume (en mL)		Concentration c_i (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) de la solution S_i
	S_m	S_i	
S_1	10	50	
S_2	20	50	
S_3	30	50	
S_4	40	50	

Je réussis si ...

- Je sais choisir la verrerie appropriée pour effectuer une dilution.
- Je sais réaliser une courbe d'étalonnage, puis l'utiliser pour déterminer une concentration inconnue.

3. TÂCHE COMPLEXE

TP

COMPÉTENCES :

(APP) Rechercher et organiser l'information

(AN/RAI) Proposer une stratégie de résolution

Spectroscopie infrarouge

LE PROBLÈME À RÉSOUTRE

On dispose de deux échantillons de vin*, prélevés dans deux bouteilles différentes.

Le bouchon de l'une des deux bouteilles est poreux, le vin semble altéré.

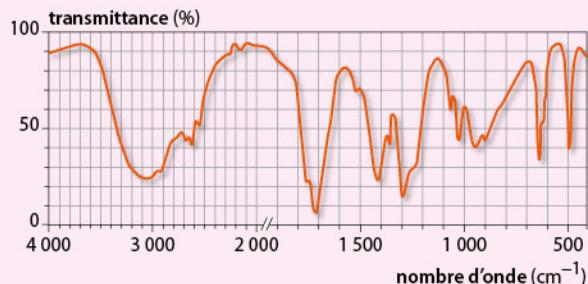
En effet, le vin se dégrade au contact de l'air. On réalise alors une analyse des deux échantillons par spectroscopie infrarouge (IR).

Cette méthode d'analyse permet-elle de conclure quant à la qualité du contenu des deux bouteilles ?

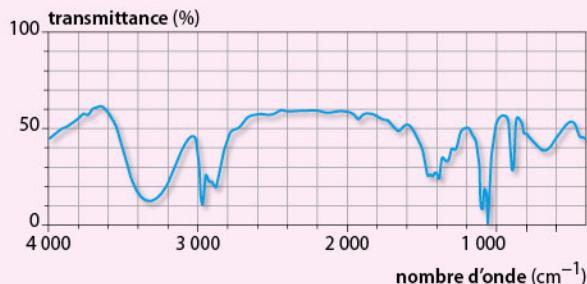


* Attention : l'abus d'alcool est dangereux pour la santé.

Spectre IR du composé majoritaire dans la bouteille 1



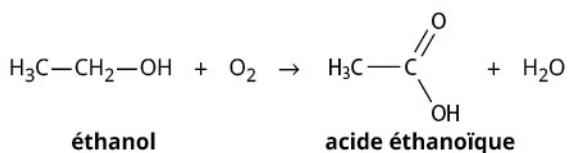
Spectre IR du composé majoritaire dans la bouteille 2



COUP DE POUCE ➔ p. 593

DOC 1 Du vin au vinaigre

Le vinaigre est utilisé comme condiment depuis les babyloniens, environ 4 000 ans avant notre ère. En 1865, Louis Pasteur décrit une espèce bactérienne, l'*Acetobacter*, responsable de la transformation de l'éthanol du vin en acide acétique (*acetum* signifie *vinaigre* en latin). Dans la nomenclature systématique, l'acide acétique est aujourd'hui nommé *acide éthanoïque*. En présence du dioxygène contenu dans l'air, cette transformation chimique peut être modélisée par la réaction d'équation :



DOC 2 Spectroscopie infrarouge

La spectroscopie infrarouge (IR), par analyse de la fréquence des ondes électromagnétiques absorbées par un échantillon, permet d'obtenir des informations sur la structure de la matière.

Un spectre IR représente la **transmittance** T en fonction du **nombre d'onde** v . Les pics (ou bandes) observés correspondent aux longueurs d'onde absorbées et peuvent être associés, en utilisant des tables ([doc. 3](#)), à des groupes d'atomes caractéristiques.

VOCABULAIRE

- ▶ **Nombre d'onde** : inverse de la longueur d'onde λ (v est exprimé en cm^{-1} si λ est en cm).
 - ▶ **Transmittance** : quotient de l'intensité de la radiation transmise par l'intensité de la radiation incidente (T est exprimée en %).

DOC 3 Tables de données spectroscopiques

Famille	Liaison	Nombre d'onde (en cm ⁻¹)	Largeur/Intensité du pic d'absorption
Alcools	O—H	3 200 – 3 700	large/forte
Cétones	C=O	1 705 – 1 725	fine/forte
Aldéhydes	C—H C=O	2 650 – 2 830 1 680 – 1 740	moyenne/moyenne fine/forte
Acides carboxyliques	O—H C=O	2 500 – 3 200 1 740 – 1 800	large/moyenne fine/forte

Je réussis si...

- Je connais les groupes caractéristiques en chimie organique.
 - Je sais identifier un groupe caractéristique à l'aide d'un spectre IR.

1 pH d'une solution

Détermination par le calcul

L'acidité ou la basicité d'une solution dépendent des valeurs des concentrations en ions **oxonium** H_3O^+ (aq) et **hydroxyde** HO^- (aq).

Les solutions utilisées au laboratoire étant souvent diluées, on donne plutôt leur **potentiel Hydrogène** : le pH.

- Le pH se calcule directement à partir de la **concentration en quantité de matière d'ions oxonium**.

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

concentration en ions H_3O^+ (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

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

- Réiproquement, il est possible de calculer la concentration en ions oxonium connaissant le pH de la solution.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$$

UN PONT VERS LES MATHS

Fonctions mathématiques

- Le logarithme décimal, ou log, est une fonction définie pour tout réel strictement positif.
- Il transforme un produit en somme :
 $\log(a \times b) = \log a + \log b$
 $\log 1 = 0$ et $\log 10 = 1$

- Le log est la fonction réciproque de la fonction 10^x .

Pour $a > 0$, si $x = \log a$ alors $a = 10^x$.

→ Fiche MATHS p. 532

EXEMPLE

- Le pH d'une solution de concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est : $\text{pH} = -\log \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ} \right) = -\log \left(\frac{0,010}{1} \right)$ soit pH = 2.
- La concentration en ions oxonium d'une solution de pH = 8,5 est :
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}} = 1 \times 10^{-8,5}$ soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Le pH est une **fonction décroissante** de la concentration en ions oxonium H_3O^+ : plus la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est élevée, plus le pH est faible. Le pH de l'eau pure est égal à 7, cela signifie que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

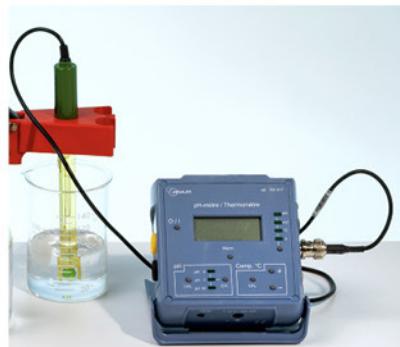


FIG. 1 Un pH-mètre.

Détermination par la mesure

- Le papier pH permet d'évaluer le pH d'une solution aqueuse avec une précision sur la mesure d'une unité.

Pour plus de précision, on utilise un **pH-mètre** (FIG. 1). La mesure est fiable pour des pH variant entre 1 et 13, soit pour des concentrations en ions H_3O^+ variant entre 10^{-1} et $10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'incertitude sur la mesure est alors de **0,1 unité**.

- Il est possible de tester la relation entre le pH et la concentration en ions oxonium apportés en mesurant le pH de solutions d'acide chlorhydrique (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)), obtenues par dilutions successives d'un facteur 10.

Le **diagramme de Flood** (FIG. 2) est la représentation graphique de la fonction :

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

On y distingue trois zones.

- Zone 1** : pour de faibles dilutions, la relation $\text{pH} = -\log \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ} \right)$ n'est pas valide.
- Zone 2** : pour des concentrations en quantité de matière comprises entre 10^{-2} et $10^{-6,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, cette relation est valide.
- Zone 3** : pour de fortes dilutions, l'eau solvant impose son pH = 7.

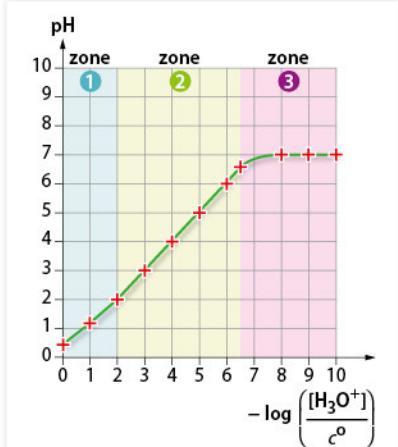


FIG. 2 Diagramme de Flood de l'acide chlorhydrique.

2 Identification par spectroscopie

► Principe de la spectroscopie

Les niveaux d'énergie de la matière sont quantifiés. La lumière peut être considérée comme une onde électromagnétique ou un ensemble de particules : les **photons**. Un photon ne peut être absorbé par une molécule (ou par un atome) que si son énergie correspond exactement à celle permettant un changement de niveau d'énergie dans la molécule (ou l'atome) (FIG. 3).

La **spectroscopie**, par analyse de la fréquence des ondes absorbées, permet d'obtenir des informations sur les niveaux d'énergie des espèces chimiques, donc sur la **structure de la matière**.

► Spectroscopie UV-visible : identification d'espèces

En spectroscopie **UV-visible**, l'énergie du photon absorbé est gagnée par les électrons. L'**absorbance**, grandeur sans unité, mesure la capacité d'un milieu à absorber la lumière qui le traverse. À l'aide d'un **spectrophotomètre**, on détermine, pour chaque radiation lumineuse, l'absorbance de la solution (FIG. 4).

Le **spectre d'absorption** obtenu représente l'absorbance A de la solution en fonction de la longueur d'onde λ . Il est caractéristique de la solution étudiée et permet ainsi d'identifier l'**espèce** dissoute dans la solution.

EXEMPLE

Le spectre obtenu (FIG. 4) caractérise le bleu de méthylène. Il comporte notamment un maximum d'absorption dans le domaine UV ($\lambda_{\text{max}} 1 = 295 \text{ nm}$) et un autre dans le visible ($\lambda_{\text{max}} 2 = 660 \text{ nm}$).

► Spectroscopie IR : identification de groupes

Lorsque les photons incidents sont dans le domaine de l'**infrarouge**, l'énergie absorbée fait vibrer les atomes de la molécule autour des liaisons covalentes (FIG. 5).

La **spectroscopie IR** apporte des informations sur le type de liaisons, donc permet d'identifier les **groupes caractéristiques** présents dans la molécule étudiée.

Un **spectre IR** représente la transmittance T en fonction du nombre d'onde v . Les **pics** (ou **bandes**) observés correspondent donc aux **longueurs d'onde** absorbées (FIG. 6).

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

Le **nombre d'onde** v est l'inverse de la longueur d'onde λ :

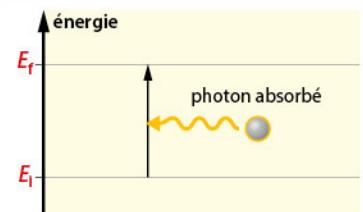
V

Si l'unité de la longueur d'onde λ est le cm, le nombre d'onde v s'exprime en cm^{-1} .

EXEMPLE

La zone ① du spectre d'absorption IR (FIG. 6) pour $v > 1300 \text{ cm}^{-1}$ comporte les bandes d'absorption caractéristiques des différents types de liaisons.

La zone ② (FIG. 6) pour $v < 1300 \text{ cm}^{-1}$ est appelée *zone des empreintes digitales*, les bandes y sont difficilement exploitable, mais elle permet d'identifier une molécule par comparaison avec un **spectre de référence**.



$$\Delta E = E_f - E_i = h \cdot v$$

h étant la constante de Planck

FIG. 3 Absorption d'un photon de fréquence v par de la matière.

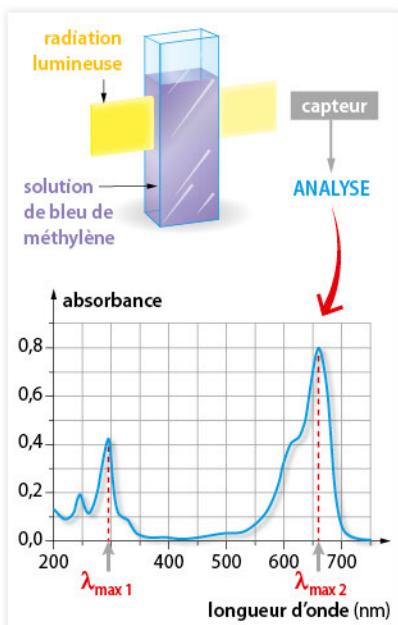


FIG. 4 Principe de la spectroscopie UV-visible appliquée à l'étude d'une solution de bleu de méthylène.

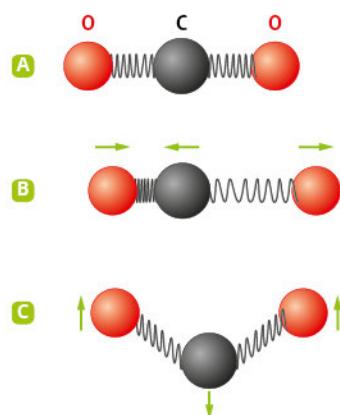


FIG. 5 Différents mouvements de vibration possibles (B, C) pour une molécule (A).

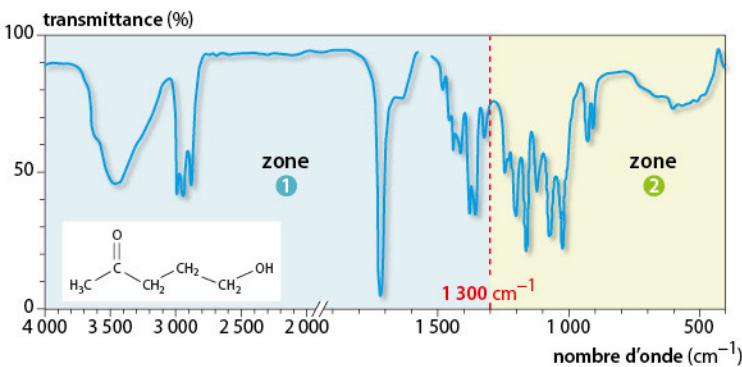


FIG. 6 Spectre d'absorption IR de la 5-hydroxypentan-2-one.

Famille	Liaison	Nombre d'onde (en cm⁻¹)
Alcools	O—H	3 200 – 3 700
Cétones	C=O	1 705 – 1 725
Aldéhydes	C—H C=O	2 650 – 2 830 1 680 – 1 740
Acides carboxyliques	O—H C=O	2 500 – 3 200 1 740 – 1 800

FIG. 7 Extrait de tables de données spectroscopiques.

Des **tables de données spectroscopiques** (FIG. 7) permettent d'attribuer les bandes d'absorption à des groupes caractéristiques d'atomes.

EXEMPLE

Sur le spectre d'absorption IR de la 5-hydroxypentan-2-one (FIG. 6), la bande large et forte autour de 3 500 cm⁻¹ peut être attribuée grâce aux tables (FIG. 7) au **groupe hydroxyle O—H** et la bande fine et forte à 1 720 cm⁻¹ au **groupe carbonyle C=O** des cétones.

3 Mesures physiques en solution

► Loi de Beer-Lambert

■ L'**absorbance** d'une solution dépend de la nature de la solution, de la longueur d'onde (FIG. 4), de l'épaisseur de solution traversée par la lumière, de la température et de la concentration de la solution.

La **loi de Beer-Lambert** établit une proportionnalité entre l'absorbance et la concentration en quantité de matière d'une solution (FIG. 8).

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

coefficient de proportionnalité (en L · mol⁻¹)

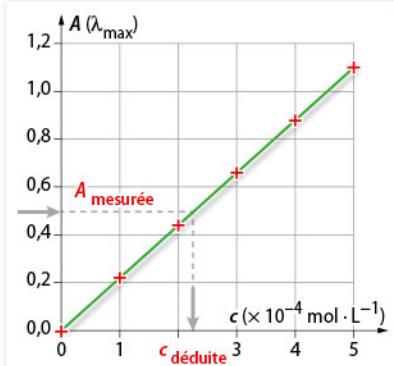


FIG. 8 L'absorbance A d'une solution de bleu de méthylène est proportionnelle à sa concentration c.

■ Afin d'augmenter la précision des mesures du spectrophotomètre, il est important d'établir le spectre d'absorption de la solution étudiée, puis de se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption λ_{\max} .

De plus, l'**absorbance mesurée** doit être suffisamment **faible** pour être déterminée correctement, ainsi les concentrations en quantité de matière des solutions doivent rester inférieures à 10^{-2} mol · L⁻¹.

EXEMPLE

Dans le cas du bleu de méthylène, $\lambda_{\max} = 660$ nm (FIG. 4) et les concentrations utilisées sont de l'ordre de 10^{-4} mol · L⁻¹ (FIG. 8).

■ L'absorbance est une **grandeur additive** : si une solution est un mélange de plusieurs espèces chimiques e_1, e_2, \dots, e_n de concentrations respectives c_1, c_2, \dots, c_n , l'absorbance de la solution vaut $A = A_1 + A_2 + \dots + A_n = \sum_{i=1}^n k_i \cdot c_i$.

► Loi de Kohlrausch

■ Pour mesurer la conductance (FIG. 9), deux électrodes sont immergées dans une solution ionique, soumises à une tension électrique U. Un courant d'intensité I circule dans le circuit, donc dans la solution où les ions, libres de se déplacer, portent les charges.

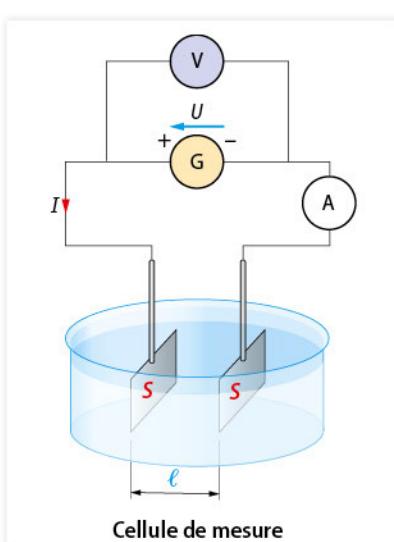


FIG. 9 Dispositif expérimental de mesure de la conductance d'une solution ionique.

La **conductance** G d'une solution, exprimée en siemens (S), est l'inverse de sa résistance R . Elle traduit sa capacité à **conduire le courant électrique**.

$$\text{conductance (en } S\text{)} \rightarrow G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$$

intensité du courant (en A)

résistance (en Ω)

tension (en V)

■ La conductance d'une solution dépend de la température, de la nature et de la concentration de la solution étudiée, mais aussi de la géométrie de la cellule de mesure (FIG. 9). Pour s'affranchir des dimensions de la cellule, on utilise souvent la **conductivité** σ de la solution.

La **conductivité** σ est une grandeur proportionnelle à la conductance. Elle ne dépend que de la température et de la nature de la solution.

$$\text{conductivité} \rightarrow \sigma = \frac{\ell}{S} \cdot G$$

écart entre les électrodes (en m)

conductance (en S)

surface des électrodes (en m^2)

La conductivité σ et la **conductivité molaire ionique** λ_i sont reliées par la **loi de Kohlrausch** :

$$\text{conductivité (en } S \cdot m^{-1}\text{)} \rightarrow \sigma = \sum_{i=1}^n \lambda_i \cdot [X_i]$$

concentration de l'ion i (en $mol \cdot m^{-3}$)

conductivité molaire ionique de l'ion i (en $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$)

La conductivité molaire ionique dépend de la température (FIG. 10).

Ion	Conductivité molaire ionique λ (en $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$)
H_3O^+	$35,0 \times 10^{-3}$
Na^+	$5,0 \times 10^{-3}$
K^+	$7,4 \times 10^{-3}$
HO^-	$19,8 \times 10^{-3}$
Cl^-	$7,6 \times 10^{-3}$
Br^-	$7,8 \times 10^{-3}$

FIG. 10 Conductivités molaires ioniques de quelques ions à 25 °C.

■ La loi de Kohlrausch n'est valable que pour des concentrations en quantité de matière inférieures à $10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

EXEMPLE

La conductivité σ d'une solution de chlorure de sodium (Na^+ (aq), Cl^- (aq)) de concentration en quantité de matière de soluté apporté c est :

$$\sigma = \lambda_{Na^+} \cdot [Na^+] + \lambda_{Cl^-} \cdot [Cl^-] = \lambda_{Na^+} \cdot c + \lambda_{Cl^-} \cdot c = (\lambda_{Na^+} + \lambda_{Cl^-}) \cdot c$$

La dernière égalité établit une relation de proportionnalité entre conductivité σ et concentration en quantité de matière de soluté apporté c .

■ La conductivité σ et la conductance G d'une solution sont des **grandes proportionnelles** à la concentration en soluté apporté c (FIG. 11).

Dosages par étalonnage

■ L'absorbance, la conductance ou la conductivité sont des grandeurs mesurables, utiles pour effectuer des **dosages par étalonnage**.

■ À partir d'une solution-mère de concentration $c_{\text{mère}}$ connue, on prépare par dilution une série de solutions-filles de concentrations c_{filles} connues, on parle de **gamme étalon**. Puis, on trace la **courbe d'étalementage** $A = f(c)$ (FIG. 8), $G = f(c)$ (FIG. 11) ou $\sigma = f(c)$.

Pour déterminer la concentration inconnue, on mesure l'absorbance, la conductance ou la conductivité de la solution à doser. De la courbe d'étalementage, on déduit la concentration de l'espèce chimique (FIG. 8) (FIG. 11).

■ Il est nécessaire de faire coïncider les concentrations de la gamme étalon avec celle de la solution inconnue. De plus, les mesures et les lois utilisées ne sont valables que pour des concentrations en quantité de matière inférieures à $10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

REPÈRE

► Les concentrations en quantité de matière sont exprimées en $mol \cdot m^{-3}$ pour le calcul de la conductivité σ .

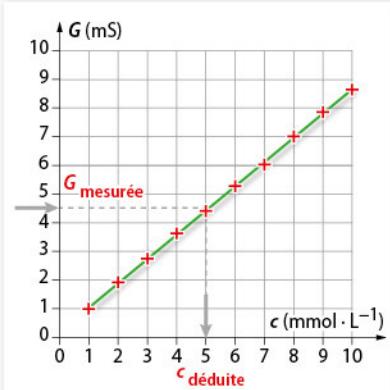


FIG. 11 Courbe d'étalementage $G = f(c)$ et détermination d'une concentration inconnue.

1 pH d'une solution

Les relations sont valides pour $[\text{H}_3\text{O}^+] \leq 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Calcul du pH à partir de $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

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

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

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

Calcul de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ à partir du pH :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$$

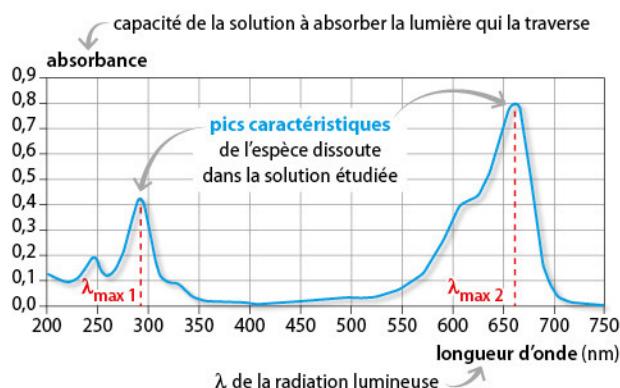
pH de la solution (sans unité)

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

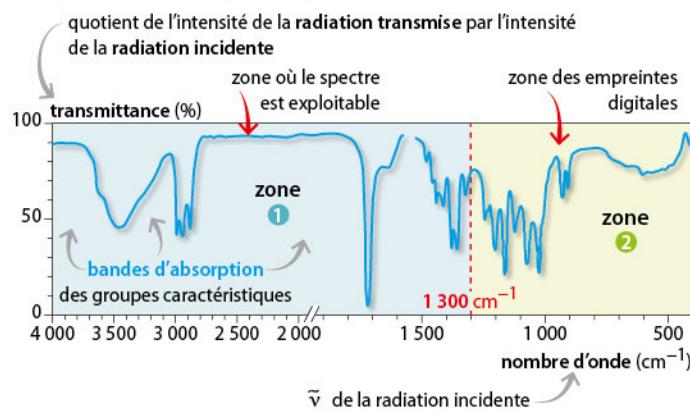
concentration standard $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2 Identification par spectroscopie

Spectre d'absorption UV-visible de la solution étudiée



Spectre d'absorption IR de la solution étudiée



$$\text{nombre d'onde (en } \text{cm}^{-1}\text{*}) \rightarrow \nu = \frac{1}{\lambda}$$

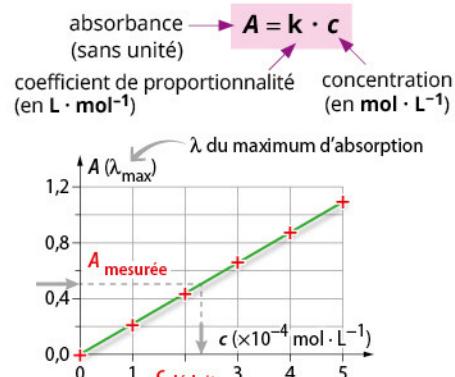
longueur d'onde (en cm)*

* si λ est en cm, alors ν est en cm^{-1} .

3 Mesures physiques en solution

Lois valables pour $c < 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Loi de Beer-Lambert



Loi de Kohlrausch

$$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$$

conductance (en S)

intensité du courant (en A)

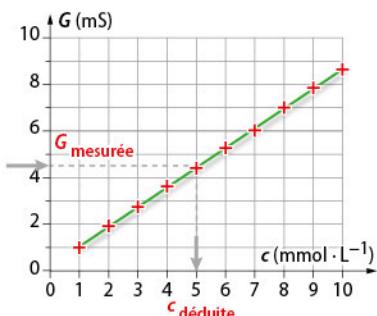
résistance (en Ω)

tension (en V)

concentration de l'ion i (en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$)

$$\sigma = \sum_{i=1}^n \lambda_i \cdot [X_i]$$

conductivité molaire ionique de l'ion i (en $\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$)



EXERCICES

Vérifier l'essentiel

EN AUTONOMIE

Pour chaque question, choisir la ou les bonnes réponses. ➔ **SOLUTIONS EN PAGE 593**



1 pH d'une solution

	A	B	C
1 Le pH d'une solution de concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ égale à $2,5 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ est :	2,5	12,2	8,6
2 La concentration en ions oxonium d'une solution de pH = 3,2 vaut :	$1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$	$6,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$	$10^{-3,2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

2 Identification par spectroscopie

	A	B	C
3 Ce spectre du diiode permet de dire que :	la solution de diiode absorbe dans le visible.	la solution de diiode est caractérisée par $\lambda_{\max} = 470 \text{ nm}$.	la solution de diiode est caractérisée par les valeurs de son absorbance.
4 La spectroscopie infrarouge IR permet :	de connaître la formule brute d'une molécule.	de déterminer la pureté d'une espèce.	d'identifier des groupes d'atomes.
5 En abscisse d'un spectre IR, on trouve :	la longueur d'onde.	le nombre d'onde.	la fréquence.

3 Mesures physiques en solution

	A	B	C
6 La loi de Beer-Lambert :	établit que l'absorbance dépend de la longueur d'onde.	caractérise la nature d'une solution.	établit une proportionnalité entre absorbance et concentration.
7 Ce graphique indique que :	la loi de Kohlrausch est vérifiée.	la conductance est proportionnelle à la concentration.	la conductance dépend de la tension utilisée.
8 La conductance d'une solution de même nature que celle de la question précédente vaut 7 mS.	Sa concentration est de $8 \text{ mmol} \cdot L^{-1}$.	On ne peut pas en déduire sa concentration.	Sa concentration est de $0,006 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

Acquérir les bases

1 pH d'une solution

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du BAC

- Savoir calculer le pH d'une solution connaissant la concentration d'ions oxonium $[H_3O^+]$ et réciproquement.

→ Acquérir les bases : 10 12 → S'entraîner : 30

9 Préparation d'une solution diluée

Une solution d'acide chlorhydrique de concentration en quantité de matière d'ions oxonium :

$[H_3O^+] = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ est diluée d'un facteur 100.

- Quel est le pH de la solution initiale ?
- Quel est le pH de la solution diluée ?
- Quelle est la solution la plus acide des deux ?

10 Qualité de l'eau d'une piscine

Le pH de l'eau d'une piscine doit se situer autour de 7,4.

- Quelle est la concentration en quantité de matière d'ions oxonium de l'eau de cette piscine ?
- On mesure un pH à 7,6. Peut-on revenir à une valeur correcte de pH à l'aide d'acide chlorhydrique (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)) ?

11 pH de quelques solutions

Recopier et compléter le tableau suivant.

pH	$[H_3O^+]$ (en mol · L ⁻¹)	Solution acide ou basique ?
12,3		
	$1,0 \times 10^{-7}$	
	$3,2 \times 10^{-9}$	
4,2		

12 Boissons au cola

Des dosages permettent de mesurer les concentrations en quantité de matière d'ions oxonium $[H_3O^+]$ de différentes boissons au cola. On trouve :

$$6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1} < [H_3O^+] < 3,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

- Quel est le pH correspondant à chacune des valeurs extrêmes mesurées ?
- En déduire un encadrement du pH des boissons au cola dosées.
- Ces boissons sont-elles acides ou basiques ?

13 Préparation d'une solution-mère

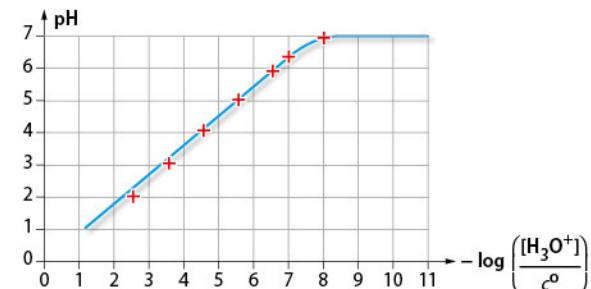
CALCUL MENTAL

L'addition de $2,0 \times 10^{-4}$ mol de chlorure d'hydrogène gazeux HCl (g) à 200 mL d'eau donne de l'acide chlorhydrique (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)).

- Quelle est la concentration en quantité de matière d'ions oxonium $[H_3O^+]$ apportés ?
- En déduire le pH de la solution obtenue.

14 pH et dilutions

Des élèves de terminale ont réalisé en TP une série de mesures conduisant au graphique suivant.



- Pour quelle gamme de concentrations la relation permettant de calculer le pH est-elle valable ?
- Expliquer la forme de la courbe pour les solutions dont les valeurs en abscisse sont supérieures à 8.
- Quel est le facteur de dilution lorsque l'on passe d'une solution de pH = 2 à une solution de pH = 5 ?

2 Identification par spectroscopie

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du BAC

Spectroscopie UV-visible

- Exploiter un spectre UV-visible pour identifier une espèce chimique.

→ Acquérir les bases : 15 16

Spectroscopie infrarouge

- Exploiter un spectre infrarouge pour identifier un groupe caractéristique.

→ Acquérir les bases : 19 → S'entraîner : 25 26 33

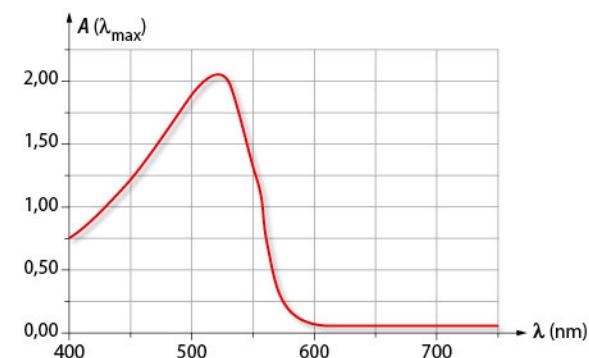
DONNÉES

Table des bandes IR : en rabat v de couverture.

15 Colorant rouge

On dispose au laboratoire d'une solution rouge-orangée d'un colorant dont l'étiquette est effacée.

À l'aide d'un spectrophotomètre, on enregistre son spectre d'absorption UV-visible, voici le graphique obtenu :



Données : longueurs d'onde λ_{max} au maximum d'absorption.

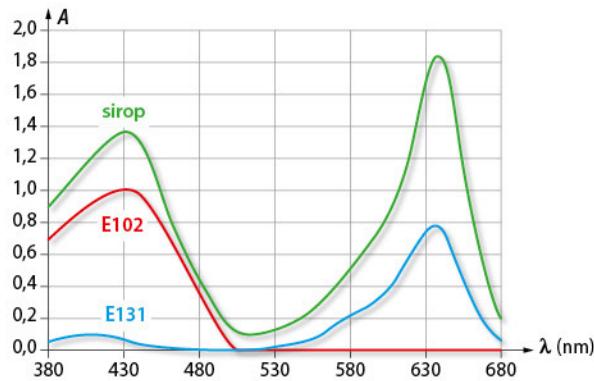
EXERCICES

Colorant	rouge ponceau	rouge cochenille	rouge Allura
λ_{max} (en nm)	505	525	515

- Quelle est la longueur d'onde au maximum d'absorption du colorant trouvé au laboratoire ?
- De quel colorant s'agit-il ?

16 Sirop de menthe

On réalise à l'aide d'un spectrophotomètre les spectres d'absorption UV-visible d'un sirop de menthe et de deux colorants alimentaires, les graphiques obtenus sont présentés ci-dessous.



- Déterminer la (ou les) longueur(s) d'onde au maximum d'absorption de chacun des échantillons dosés.
- En déduire l'origine de la couleur du sirop de menthe.

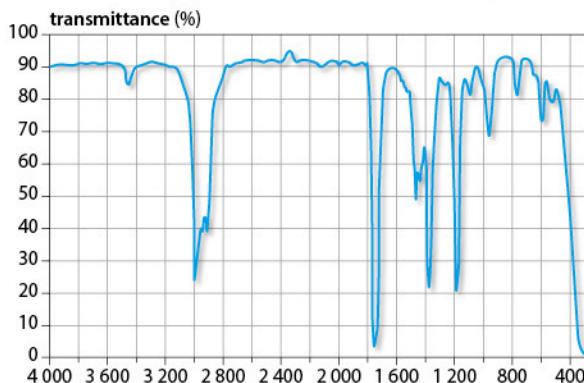
17 Bande caractéristique

On considère la bande d'absorption de nombre d'onde $\nu = 3\ 500\ \text{cm}^{-1}$ dans un spectre infrarouge.

- À quelle famille chimique cette bande est-elle associée ?
- Calculer la longueur d'onde correspondante. Cette radiation serait-elle visible à l'œil nu ?

18 Un solvant

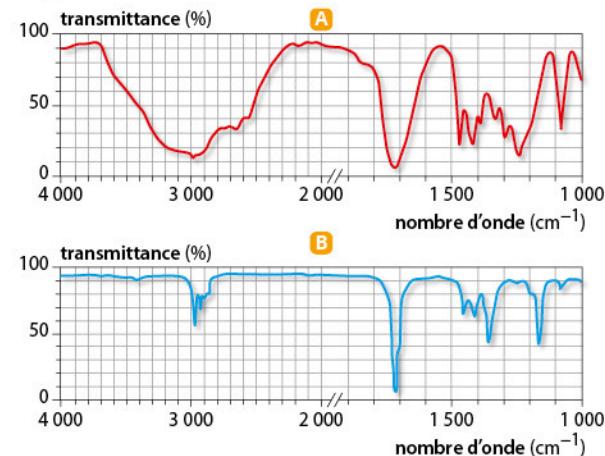
On dispose du spectre infrarouge suivant d'un solvant de formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$, utilisé dans l'industrie du plastique.



- Préciser la grandeur et l'unité « représentées » en abscisse du spectre fourni.
- Attribuer les bandes d'absorption du spectre infrarouge à des groupes caractéristiques d'atomes.
- En déduire la formule semi-développée et le nom du solvant étudié.

19 Association

On donne ci-dessous les spectres infrarouge de l'acide butanoïque et du butanal.



- Écrire les formules semi-développées de chaque molécule.
- Rechercher les nombres d'onde ν des bandes caractéristiques pour ces molécules.
- Identifier le spectre des molécules étudiées.

3 Mesures physiques en solution

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du BAC

Absorbance ; loi de Beer-Lambert

- Exploiter la loi de Beer-Lambert pour déterminer une concentration ou une quantité de matière.
- Citer son domaine de validité.

→ Acquérir les bases : 21 → S'entraîner : 34

Conductance, conductivité ; loi de Kohlrausch

- Exploiter la loi de Kohlrausch pour déterminer une concentration ou une quantité de matière.
- Citer son domaine de validité.

→ Acquérir les bases : 24 → S'entraîner : 27 28 35

20 Gamme étalon

On cherche à préparer une gamme étalon à partir d'une solution-mère de concentration $5 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On réalise pour cela une série de dilutions.

- Quel est le protocole pour réaliser une dilution ?
- Quelle grandeur se conserve lors d'une dilution ?
- Recopier et compléter le tableau suivant.

Volume V_m (en mL) de solution-mère prélevé	Volume V_f (en mL) de solution-fille	Concentration c_f (en mmol · L ⁻¹) de solution-fille
10	50	
20	50	
30	50	
40	50	

- Cette gamme de solutions peut-elle être utilisée pour vérifier la loi de Beer-Lambert ? Justifier la réponse.

21 Dosage spectrophotométrique

On veut réaliser le dosage d'une solution de β -carotène. Un spectrophotomètre, réglé sur une longueur d'onde $\lambda = 450 \text{ nm}$, a permis de mesurer l'absorbance A de solutions de différentes concentrations c (en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$).

Ces mesures sont regroupées dans le tableau suivant.

c	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0
A	0,25	0,60	0,90	1,15	1,45	1,75

- Comment la longueur d'onde de réglage du spectrophotomètre a-t-elle été choisie ?
- Tracer le graphique $A = f(c)$.
- Commenter la courbe tracée en citant la loi vérifiée.
- On mesure l'absorbance A_s d'une solution S de β -carotène de concentration inconnue. On trouve : $A_s = 1,25$. Quelle est la concentration en quantité de matière c_s de cette solution ?

22 Conductance G et conductivité σ

On mesure la conductance d'une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ (aq), OH^- (aq)) à l'aide d'électrodes de surface $S = 1 \text{ cm}^2$ et espacées de $\ell = 9 \text{ mm}$, on obtient : $G = 1,60 \text{ mS}$.

$$\text{Données : } \sigma = \frac{\ell}{S} \cdot G .$$

Conductivités molaires ioniques : $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,01 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$; $\lambda_{\text{HO}^-} = 19,9 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Réaliser un schéma du dispositif expérimental ayant permis la mesure.
- Calculer la valeur de la conductivité de la solution.
- En déduire la concentration en quantité de matière de soluté dans la solution.

23 Mesure électrique

On réalise le montage ci-après avec différentes solutions de chlorure de potassium (K^+ (aq), Cl^- (aq)).

Le générateur impose une tension de 5 V. Les résultats des mesures se trouvent dans le tableau fourni.



- Recopier et compléter la troisième ligne du tableau.

Concentration c (en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$)	10	20	30	40	50
Intensité I (en mA)	8	16,5	23,5	32	41
Conductance G (en mS)					

- Tracer le graphique $G = f(c)$.
- Commenter la courbe tracée en citant la loi vérifiée.
- On mesure avec le même montage l'intensité du courant I_s traversant une solution S de concentration inconnue. On trouve : $I_s = 28 \text{ mA}$. Quelle est la concentration en quantité de matière de soluté c_s de cette solution ?

24 Dosage conductimétrique

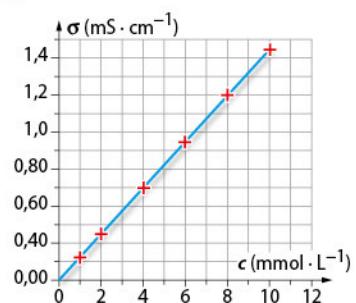
On dose par étalonnage une solution de chlorure de calcium. Les mesures réalisées avec un conductimètre permettent de tracer ce graphique.

- Commenter la courbe tracée en citant la loi vérifiée. On mesure la conductivité σ d'une solution S de concentration inconnue diluée 1 000 fois. On trouve :

$$\sigma_s = 1,4 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1} .$$

- Pourquoi la solution est-elle diluée avant la mesure ?

- Quelle est la concentration en quantité de matière de soluté c_s de la solution inconnue ?



Faire le point avant d'aller plus loin

Pour vérifier ses connaissances, répondre aux questions suivantes (sans regarder le cours !)

PRÉPA
BAC

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

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

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

Expliquer les grandeurs et unités des axes d'un spectre infrarouge.

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

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

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

Écrire la loi de Kohlrausch appliquée à l'acide chlorhydrique (H_3O^+ (aq), Cl^- (aq)) de concentration c en quantité de matière de soluté apporté.

Retrouver ces questions en version numérique

bordas
Flash PAGE

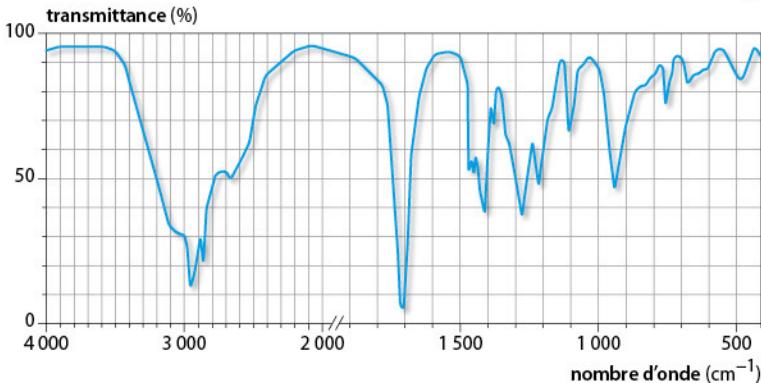
cartes
mémos

Exercice résolu

EN AUTONOMIE

25 Identification de groupes caractéristiques

On a enregistré ce spectre infrarouge d'une molécule linéaire de formule brute $C_5H_{10}O_2$.



Données : table des bandes IR, en rabat v de couverture.

- Expliquer la signification des grandeurs qui apparaissent en abscisse et en ordonnée du spectre, et donner leur unité.
- Déterminer les groupes caractéristiques présents dans la molécule étudiée.
- En déduire la (ou les) formule(s) développée(s) possible(s) de cette molécule et la (ou les) nommer.

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

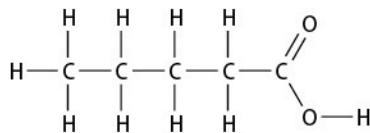
► La **formule brute** étant insuffisante pour décrire une molécule, une étude en spectroscopie infrarouge est nécessaire.

LES VERBES D'ACTION

- Expliquer : donner une justification à une observation ou à une affirmation.
- Déterminer : mettre en œuvre une stratégie pour trouver un résultat.
- En déduire : intégrer le résultat précédent pour répondre.

EXEMPLE DE RÉDACTION

- En ordonnée, la grandeur correspond à la transmittance, sans unité mais exprimée en pourcentage. Elle 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.
- On repère une bande fine et forte vers 1740 cm^{-1} qui permet, en consultant la table des bandes IR, d'identifier **une liaison C=O**. Ce groupe est commun à plusieurs familles de molécules.
- La bande large forte vers 2980 cm^{-1} caractérise le **groupe O—H** d'un acide carboxylique.
- La molécule étant linéaire, il n'y a ici qu'une formule développée possible, celle de l'**acide pentanoïque** :



QUELQUES CONSEILS

- La formule brute renseigne sur le nombre d'atomes d'oxygène, donc sur le nombre de bandes contenant de l'oxygène, à rechercher.
- Une même formule brute peut correspondre à plusieurs formules développées.

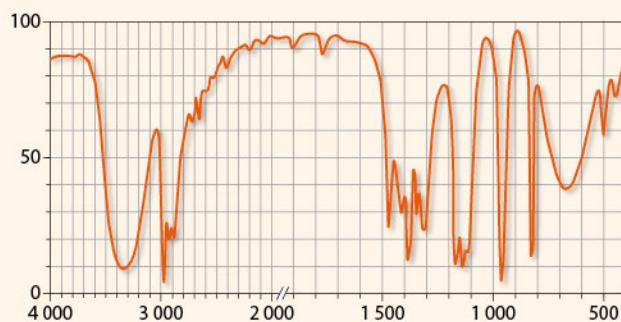
EXERCICE SIMILAIRE

26 Des isomères

On a enregistré le spectre infrarouge ci-contre d'une molécule organique de formule brute C_3H_8O .

Données : table des bandes IR, en rabat v de couverture.

- Preciser à quoi correspondent les grandeurs et unités qui ne figurent pas ici sur les axes du spectre fourni.
- Sur ce spectre, identifier la bande caractéristique et l'associer à un groupe d'atomes.
- En déduire la (ou les) formule(s) semi-développée(s) possible(s) de la molécule étudiée et la (ou les) nommer.



Exercice résolu

EN AUTONOMIE

27 Dosage conductimétrique

On souhaite doser par étalonnage une solution obtenue par dissolution de chlorure de calcium $\text{CaCl}_2(s)$ dans l'eau.

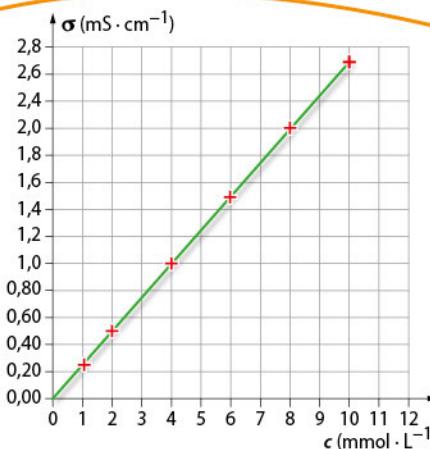
À partir d'une gamme étalon, on trace le graphique ci-contre $\sigma = f(c)$. Puis, on mesure la conductivité d'une solution de concentration inconnue c' diluée 10 fois, on trouve :

$$\sigma = 1,7 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$$

1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure de calcium dans l'eau.

2. Déterminer la concentration en quantité de matière de soluté apporté de la solution inconnue.

3. En déduire les concentrations en quantité de matière des ions présents dans la solution inconnue.



LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

Le graphique traduit la proportionnalité entre conductivité et concentration (loi de Kohlrausch).

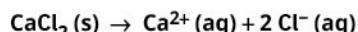
LES VERBES D'ACTION

Déterminer : mettre en œuvre une stratégie pour trouver un résultat.

En déduire : intégrer le résultat précédent pour répondre.

EXEMPLE DE RÉDACTION

1. L'équation de dissolution du soluté (chlorure de calcium dans l'eau) s'écrit :



2. La courbe d'étalonnage fournie par lecture graphique permet de déterminer la concentration en quantité de matière de soluté de la solution diluée : $c = 6,8 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La solution initiale étant **10 fois** plus concentrée, la concentration c' vaut : $c' = 10 \times c$

$$c' = 10 \times 6,8 \times 10^{-3}$$

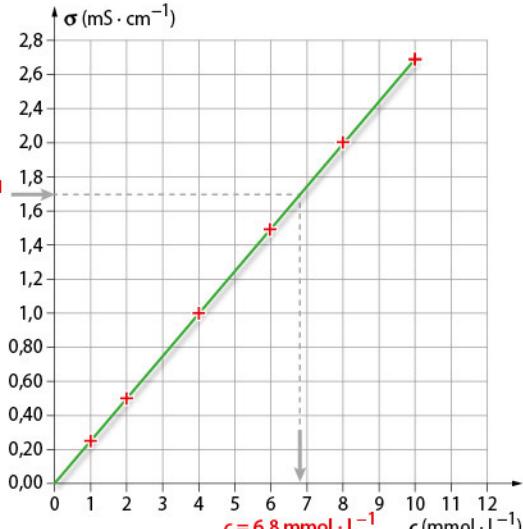
$$c' = 0,068 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. On en déduit :

- $[\text{Ca}^{2+}(aq)] = c'$ donc $[\text{Ca}^{2+}(aq)] = 0,068 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- $[\text{Cl}^-(aq)] = 2 \times c' = 2 \times 0,068 \text{ donc } [\text{Cl}^-(aq)] = 0,136 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

QUELQUES CONSEILS

- Tenir compte de l'électroneutralité de la solution.
- La stœchiométrie de l'équation de dissolution indique les proportions entre la concentration en quantité de matière de soluté et celle de chaque ion en solution.

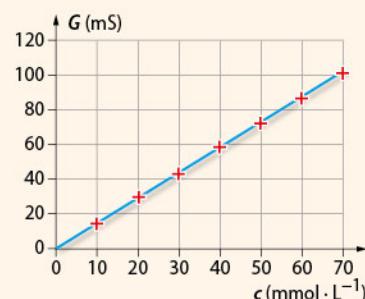


EXERCICE SIMILAIRE

28 Médicament antique

Le sulfate de magnésium de formule chimique $\text{MgSO}_4(s)$ est utilisé en solution aqueuse comme un puissant laxatif.

- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans une telle solution ?
- À partir de la courbe d'étalonnage ci-contre, déterminer la concentration en quantité de matière de soluté apporté d'une solution S dont la conductance est $G_S = 70 \text{ mS}$.
- En déduire les concentrations en quantité de matière des ions présents dans la solution S.



S'entraîner pour maîtriser

SAVOIR RÉDIGER

29 Proposer une correction de la solution donnée par un élève à l'énoncé.

Énoncé

Quel est l'avenir de l'automobile ?

Si beaucoup d'industriels misent sur les batteries électriques, une autre possibilité semble émerger : la pile à hydrogène. Particulièrement peu polluante, cette technique nécessite la production industrielle de dihydrogène H₂ par électrolyse. Cette méthode de production convertit l'énergie électrique en énergie chimique : deux électrodes immergées dans une solution permettent à un courant électrique de circuler.

Les réactions électrochimiques qui ont lieu aux électrodes sont d'autant plus efficaces que l'intensité circulant dans le circuit est importante.

Données : conductivités molaires ioniques λ

$$\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}; \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}; \\ \lambda_{\text{Cl}^-} = 7,6 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}.$$

1. Quel est l'avantage de choisir une solution d'acide chlorhydrique (H₃O⁺, Cl⁻) plutôt qu'une solution de chlorure de sodium (Na⁺, Cl⁻) pour optimiser une électrolyse ?

2. Calculer la conductivité d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration en quantité de matière de soluté apporté $c = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. Proposer une solution expérimentale permettant de multiplier par 10 l'intensité sans changer la valeur de la tension imposée aux bornes des électrodes.

Solution proposée par un élève

1. Comme $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} > \lambda_{\text{Na}^+}$, l'intensité dans le circuit sera plus importante et le dégagement de H₂ plus efficace.

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

$$\sigma = (35,0 \times 10^{-3} + 7,6 \times 10^{-3}) \times 10^{-2} = 4,26 \times 10^{-2} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$$

)Vérifier l'unité de la concentration

3. Pour multiplier l'intensité par 10, il est possible de multiplier la conductance par 10.) Donner une solution expérimentale

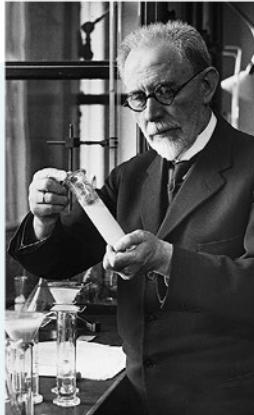
30 Le pH HISTOIRE DES SCIENCES

Le terme pH a été employé et défini pour la première fois en 1909 par le biologiste danois Sørensen (photo).

S'appuyant sur les travaux du chimiste suédois Arrhenius sur l'acidité et la basicité, il comprend que ce n'est pas l'acidité totale, mais la concentration « en ions hydrogène » qui influence la cinétique enzymatique des processus biologiques.

Assez rapidement, une relation mathématique, toujours utilisée aujourd'hui, entre pH et concentration en quantité de matière d'ions hydrogène est posée.

Chimistes et biologistes apprécient ce moyen simple de quantifier le caractère acido-basique d'une solution.



31 Blood sugar monitoring



Diabetes is a disease concerning the assimilation and storage of sugar in the body. A healthy person on an empty stomach has a blood sugar (glucose) level between 3.5 and 6.1 mmol/L⁻¹. In the laboratory, a standard range of glucose solutions is prepared and measured for absorbance:

Solution no.	1	2	3	4	5
Mass concentration (in g/L ⁻¹)	0.20	0.40	0.60	0.80	1.0
Absorbance	0.090	0.17	0.25	0.34	0.42

The analysis of a blood sample from a patient leads to a measurement of absorbance $A = 0.39$.

Data: molar mass of glucose $M = 180 \text{ g/mol}^{-1}$.

- Describe the protocol for preparing 100 mL of solution no. 1 from solution no. 5.
- Determine the mass concentration of glucose in this patient's blood.
- What are the conclusions of the analysis?

32 De l'eau pure



Seules les solutions ioniques conduisent l'électricité. Pourtant, l'eau purifiée de toutes espèces minérales a une conductivité non nulle ! Cette apparente « anomalie » s'explique par son caractère amphotère.

On effectue au laboratoire une série de mesures de la valeur de la conductivité σ (en $\mu\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$) de l'eau pure à l'aide d'un conductimètre à 25 °C.

Voici les résultats :

n°	1	2	3	4	5	6	7
σ	5,4	5,6	5,5	5,3	5,3	5,5	5,4
n°	8	9	10	11	12	13	14
σ	5,7	5,4	5,6	5,7	5,5	5,5	5,5
n°	15	16	17	18	19	20	
σ	5,3	5,5	5,6	5,7	5,5	5,5	

Données : conductivités molaires ioniques λ

$$\lambda_{HO^-} = 19,8 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}; \lambda_{H_3O^+} = 35,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}.$$

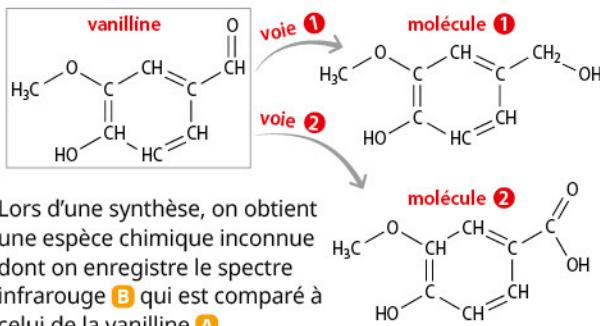
- Rappeler les deux couples acide-base de l'eau.
- Établir l'équation de la réaction expliquant la présence d'ions dans l'eau.
- En déduire que les concentrations en quantité de matière des ions oxonium et hydroxyde sont égales.
- Calculer à l'aide d'un tableau la moyenne et l'écart-type de cette série de mesures.
- Déterminer la concentration en quantité de matière des ions oxonium dans l'eau.
- Ce résultat est-il en accord avec la valeur du pH de l'eau ?

JE VÉRIFIQUE QUE J'AI...

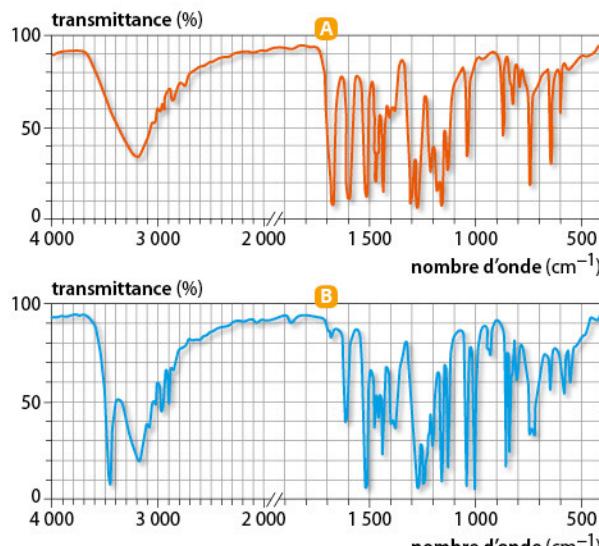
- ▶ utilisé correctement les outils statistiques de la calculatrice ou du tableur ;
- ▶ respecté les unités pour le calcul de la concentration.

33 La vanille

La gousse de vanille doit essentiellement son parfum et son arôme à la vanilline. Plusieurs molécules peuvent être synthétisées à partir de la vanilline, en voici deux :



Lors d'une synthèse, on obtient une espèce chimique inconnue dont on enregistre le spectre infrarouge **B** qui est comparé à celui de la vanilline **A**.



Données : table des bandes IR, en rabat v de couverture.

- Pour chaque voie de synthèse, nommer le groupe caractéristique se substituant au groupe carbonyle de la vanilline.
- À quelles familles ces groupes correspondent-ils ?
- Quelle est l'espèce chimique obtenue lors de cette synthèse ?

34 « Maladie » des aquariums

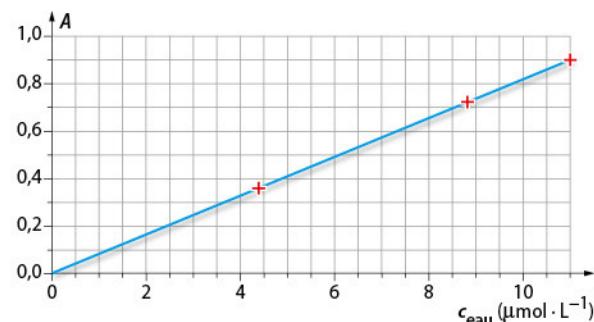
DÉMARCHES DIFFÉRENCIÉES

L'apparition de points blancs sur des poissons est un signe de mauvaise santé. L'eau doit alors être traitée avec du vert de malachite. Une fois le traitement terminé, il faut éliminer le vert de malachite afin de ne pas exposer les poissons à cette substance trop longtemps. Cette maladie est apparue dans un grand bassin de 8,0 m de longueur, 3,0 m de largeur et 50 cm de profondeur.

Le premier traitement fini, on mesure l'absorbance de l'eau du bassin avant l'ajout du charbon actif : $A = 0,67$.

Données :

- 1 g de charbon actif permet d'éliminer 10 mg de vert de malachite.
- Masse molaire du vert de malachite $M = 329 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Courbe d'étalonnage $A = f(c)$ du vert de malachite :



DÉMARCHE EXPERTE

Quelle masse de charbon actif faut-il verser dans le bassin afin d'éliminer le surplus de vert de malachite ?

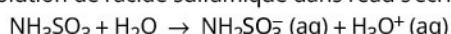
DÉMARCHE AVANCÉE

- Déterminer, à partir de la courbe d'étalonnage, la concentration en quantité de matière de vert de malachite de l'eau du bassin.
- En déduire la masse de vert de malachite restant dans l'eau.
- Quelle est la masse de charbon actif nécessaire à l'élimination de ce reste de vert de malachite ?

35 Détartrant

Un détartrant pour cafetières se présente sous forme d'un solide blanc : l'acide sulfamique NH_3SO_3 , de masse molaire $M = 97,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La dissolution de l'acide sulfamique dans l'eau s'écrit :



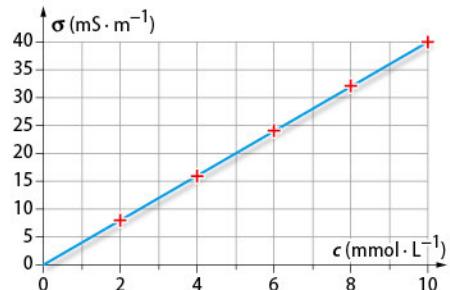
On souhaite vérifier la pureté d'un échantillon acheté dans le commerce en s'appuyant sur un dosage conductimétrique par étalonnage.

On donne ci-après le protocole expérimental suivi.

EXERCICES

- Dissoudre totalement dans de l'eau distillée 1,00 g de poudre détartrante dans une fiole jaugée de 200 mL. La solution obtenue est notée S.
- Prélever à l'aide d'une pipette jaugée 10 mL de solution S et la diluer dans une fiole jaugée de 100 mL avec de l'eau distillée. La solution obtenue est notée S_1 .
- Réaliser une gamme étalon à partir d'une solution-mère d'acide sulfamique de concentration $c = 10 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Mesurer la conductivité de chaque solution de la gamme et tracer la courbe d'étalonnage.

Celle-ci est donnée ci-dessous :



- Mesurer la conductivité de la solution S_1 , on trouve : $\sigma = 15,4 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$.

- Pourquoi la solution obtenue est-elle conductrice d'électricité ?
- Quelle est la concentration en quantité de matière de la solution S ?
- Pourquoi cette solution est-elle diluée avant d'effectuer les mesures ?
- En déduire la masse d'acide sulfamique présent dans 1 g de détartrant commercial.
- Calculer la proportion en masse d'acide sulfamique dans ce détartrant.

Coups de pouce

- Convertir toutes les unités dans le Système international avant d'effectuer les calculs.
- Tenir compte dans les calculs de la dilution de la solution S pour obtenir S_1 .

36 Un peu d'ordre !

Lors de l'inventaire des produits chimiques présents sur son lieu de travail, un laborantin s'aperçoit que les étiquettes de certains flacons se sont décollées. Il découvre trois flacons A, B et C dépourvus d'indications, et trois étiquettes tombées sur l'étagère :

①

HEXANAL

②

HEXAN-1-OL

③

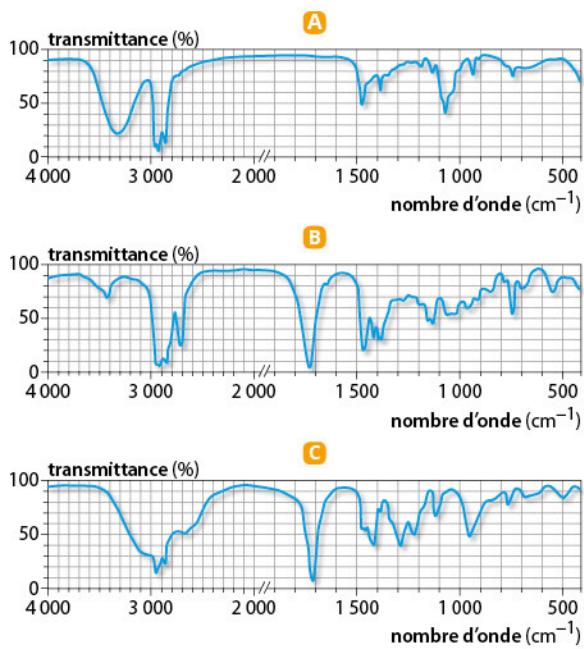
ACIDE
HEXANOIQUE

Il décide alors de réaliser les spectres infrarouge A, B et C des trois produits contenus dans les flacons.

Données : table des bandes IR, en rabat v de couverture.

- Montrer par le calcul que la grandeur figurant en abscisse des spectres correspond bien au domaine infrarouge.
- Écrire les formules semi-développées des molécules désignées sur chacune des étiquettes.

3. Attribuer à chaque flacon son étiquette.

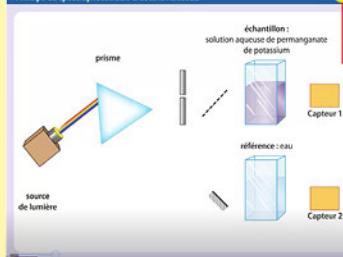


À L'ORAL

37 Spectroscopie UV-visible

Préparer un exposé oral permettant d'expliquer l'animation suivante.

Principe du spectrophotomètre à double faisceau



ANIMATION

Principe du spectrophotomètre



Les mots-clés à utiliser

- | | |
|---------------------|---------------------|
| ● faisceau incident | ● lumière absorbée |
| ● monochromateur | ● lumière transmise |
| ● étalonnage | |

Ce court exposé devra pouvoir être réalisé sans note écrite.

38 RETOUR SUR LA PAGE D'OUVERTURE

Pour mieux appréhender les différents systèmes chimiques étudiés, les scientifiques disposent de plusieurs méthodes d'analyse s'appuyant sur des principes physiques simples.



Préparer un exposé oral expliquant en quoi ces méthodes sont spécifiques et parfois complémentaires pour obtenir des informations sur la matière.

Développer ses compétences

39 Dosage de la fluorescéine

RÉSOLUTION DE PROBLÈME

(AN/RAI) Proposer une stratégie de résolution

Les propriétés de la fluorescéine sont exploitées dans la recherche de sources de cours d'eau, la détection de fuites et l'utilisation médicale.

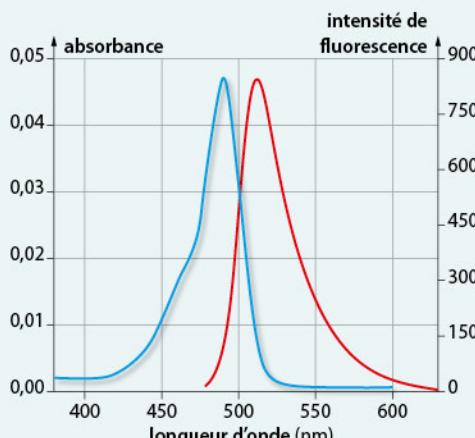
Aujourd'hui, l'étude d'une méduse bioluminescente élargit encore le champ des applications de ces « molécules lumineuses » en biologie.



DOC 1 Spectres d'absorption et d'émission

Pour fluorescer, une molécule doit absorber un maximum de lumière qu'elle restitue ensuite avec une longueur d'onde plus élevée.

Les spectres d'émission et d'absorption ci-dessous de la fluorescéine ont été réalisés au laboratoire à l'aide d'un spectrophotomètre.

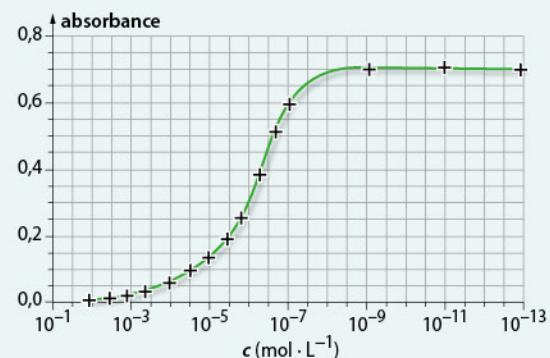


DOC 2 Influence du pH

La fluorescéine existe sous différentes formes dans trois couples acide-base différents.

L'absorbance d'une solution de cette molécule dépend donc fortement du pH. Par ajout de solutions acides ou basiques, il est possible de contrôler la concentration en quantité de matière d'ions oxonium présents dans la solution.

On a mesuré l'absorbance des solutions de fluorescéine pour différentes concentrations c en ions oxonium, voici le graphique obtenu :



DOC 3 Contrôle au laboratoire

Lorsqu'elle est utilisée en solution injectable, la fluorescéine peut impliquer des effets indésirables graves, parfois mortels. Mais il faut que la teneur en fluorescéine soit suffisante pour maintenir de bonnes conditions d'observation. Ainsi, il est nécessaire de contrôler rigoureusement la concentration d'une telle solution.

La concentration en masse optimale c_m vaut $20 \text{ mg} \cdot \text{mL}^{-1}$.

À partir d'une solution-mère, une série de dilutions est réalisée. L'absorbance des solutions obtenues S_1 à S_5 est alors mesurée. Les valeurs obtenues sont dans le tableau ci-dessus.

La mesure de l'absorbance d'une solution injectable préalablement diluée 4 000 fois donne $A = 0,85$.

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
Concentration (en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	27,0	20,0	13,0	7,00	3,00
Absorbance	1,5	1,2	0,80	0,45	0,20

QUESTIONS PRÉLIMINAIRES

Donnée : masse molaire de la fluorescéine $M = 330 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Quelle courbe (doc. 1) correspond au spectre d'absorption de la fluorescéine ?
- Pour quelles concentrations en quantité de matière d'ions oxonium l'absorbance de la fluorescéine est-elle maximale ?
- Les mesures réalisées sont-elles en accord avec la loi de Beer-Lambert ?

LE PROBLÈME À RÉSOUTRE

Dans quelles conditions (pH, longueur d'onde) les mesures doivent-elles être effectuées ? La solution injectable étudiée est-elle optimale ?

Il est attendu une prise d'initiatives et une présentation de la démarche suivie même si elle n'a pas abouti, et de justifier toute réponse.

40 Solution de lessive

RÉSOLUTION DE PROBLÈME



(AN/RA) Planifier des tâches

*Les solutions de lessive ont de nombreuses applications domestiques.**Les ingrédients sont toujours les mêmes : de la lessive et de l'eau !**Dans la réserve de produits d'entretien d'une usine, on trouve une préparation étiquetée « Saint Marc ».*

DOC 1 Le paquet de lessive

La lessive Saint Marc est essentiellement constituée de carbonate de sodium hydraté, de formule chimique ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), et de résine de pins pour ses propriétés olfactives.



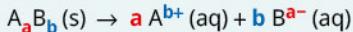
Quelques conseils d'utilisation de la lessive :

- Remise à neuf de peintures : $5\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- Lessivage avant peinture : $50\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- Nettoyage des murs et du sol : $20\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- Nettoyage surface grasse : $10\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- Nettoyage jouets, brosses : $30\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

DOC 2 Le carbonate de sodium

Le carbonate de sodium Na_2CO_3 est une espèce chimique utilisée depuis l'Égypte antique comme détergent. On le trouve, sous forme d'une poudre blanche, à l'état naturel, dans de nombreuses réserves géologiques.

L'équation de dissolution d'un solide ionique, de formule $A_a B_b(s)$, constitué de cations A^{b+} et d'anions B^{a-} , s'écrit :



Si la concentration en quantité de matière de soluté apporté est c (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$), les concentrations ioniques en quantité de matière (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) sont alors :

$$[A^{b+}] = a \cdot c$$

$$[B^{a-}] = b \cdot c$$

Donnée :• Masse molaire de Na_2CO_3 $M = 286\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

QUESTIONS PRÉLIMINAIRES

1. Écrire l'équation de dissolution du carbonate de sodium dans l'eau.
2. Quelles sont les concentrations ioniques en quantité de matière des ions en solution si la concentration en quantité de matière du carbonate de sodium apporté est c ?
3. Calculer à l'aide d'un tableur ou de la calculatrice la moyenne et l'écart-type de la série de mesures (doc. 3).

LE PROBLÈME À RÉSOUVRE

À quelle fin peut-on utiliser la solution trouvée dans la réserve des produits d'entretien de l'usine ?

Il est attendu une prise d'initiatives et une présentation de la démarche suivie même si elle n'a pas abouti, et de justifier toute réponse.

DOC 3 Analyse de la préparation

On réalise au laboratoire à 25°C une série de mesures de la conductivité σ (en $\text{mS} \cdot \text{m}^{-1}$) de la préparation trouvée dans la réserve de produits d'entretien, diluée 10 fois. L'étalonnage du conductimètre a préalablement été effectué à l'aide d'une solution étalon de chlorure de potassium.



Les résultats des mesures sont rassemblés dans les tableaux suivants.

n°	1	2	3	4	5	6	7
σ	183	194	180	191	172	168	160

n°	8	9	10	11	12	13	14
σ	180	190	199	180	177	196	170

n°	15	16	17	18	19	20
σ	178	190	195	175	172	160

Données :

- Conductivités molaires ioniques :
 $\lambda_{\text{CO}_3^{2-}} = 13,9\text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$; $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0\text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.



41 Synthèse d'un médicament TÂCHE COMPLEXE

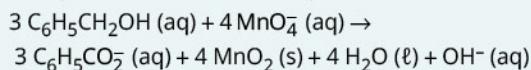
APP Rechercher et organiser l'information

L'acide benzoïque est un conservateur alimentaire également connu pour ses propriétés antiseptiques. Il peut être aisément synthétisé au laboratoire.

DOC 1 Étapes de la synthèse

La synthèse a lieu en deux étapes.

Dans un premier temps, des ions benzoate $C_6H_5CO_2^-$ sont synthétisés par oxydation de l'alcool benzylque $C_6H_5CH_2OH$ par les ions MnO_4^- en milieu basique selon la réaction d'équation :



L'acide benzoïque est ensuite obtenu par une réaction acide-base mettant en jeu les ions benzoate.

Afin de vérifier la qualité de l'expérimentation, on réalise le spectre infrarouge du produit brut obtenu en fin de synthèse.

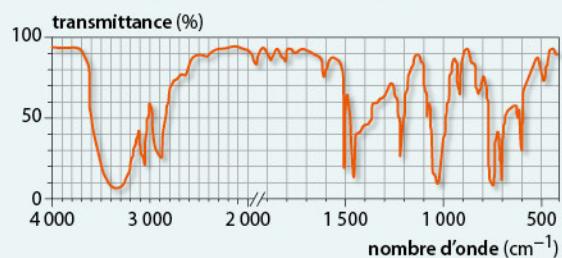
LE PROBLÈME À RÉSOUTRE

Quelles conclusions peut-on tirer quant à la qualité de la synthèse ?

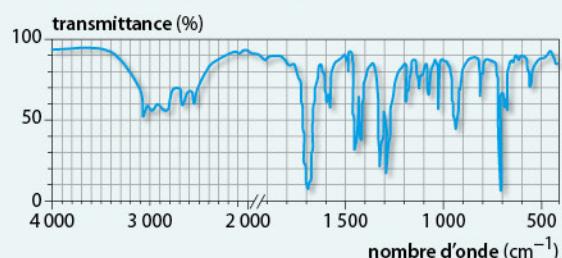
Il est attendu une prise d'initiatives et une présentation de la démarche suivie même si elle n'a pas abouti, et de justifier toute réponse.

DOC 2 Spectres infrarouge

Spectre IR de l'alcool benzylque



Spectre IR du produit brut

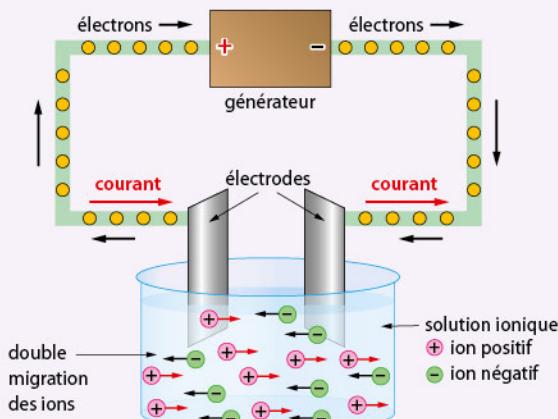


VERS LE SUP'

42 Mouvement des ions

Un électrolyte est une solution permettant le passage du courant par une conductivité de type ionique.

L'étude expérimentale se fait à l'aide de deux plaques de platine planes et parallèles constituant les électrodes. Il se crée alors entre les électrodes un champ électrique E qui dépend de la tension à leurs bornes et de la distance les séparant.



Chaque ion, soumis à l'action du champ électrique E , est mis en mouvement et atteint une vitesse limite définie par $v = \mu \cdot E$ où μ est la mobilité d'un ion, qui est fonction de sa taille et de la température.

La mobilité est positive pour les cations et négative pour les anions qui se déplacent en sens inverse.

Tous les ions présents en solution contribuent, par leur mouvement, au passage du courant dans le même sens. La conductivité molaire ionique λ_i d'un ion est le facteur de proportionnalité entre sa conductivité σ_i et sa concentration c_i en quantité de matière.

À ce mouvement se superpose l'agitation thermique, c'est-à-dire le mouvement incessant dont sont animés les atomes, molécules ou ions qui constituent la matière. L'agitation thermique est d'autant plus énergétique que la température est élevée car elle est directement liée à l'énergie cinétique microscopique des particules.

$$\text{Donnée : } \lambda_i = \frac{\sigma_i}{c_i} = \mu_i \cdot z_i \cdot F,$$

z_i est la charge de l'ion i et F une constante égale à la charge d'une mole d'électrons.

1. a. Quelle est l'influence d'une augmentation de la température sur la mobilité d'un ion ?
- b. Comment sa conductivité molaire ionique varie-t-elle ?
2. Comment expliquer que « tous les ions contribuent au passage du courant dans le même sens » ?
3. La charge d'un ion joue-t-elle un rôle dans la conductivité de la solution ?
4. a. Résumer les différents facteurs influençant la valeur de la conductivité molaire ionique
- b. Donner un sens à cette grandeur.

Un antalgique pédiatrique

Contexte

Le paracétamol est une molécule bien connue pour ses effets contre la douleur. Il existe de nombreux conditionnements suivant la voie d'administration et la rapidité des effets attendue.

Pour les enfants, afin de rendre le médicament plus agréable, il se présente sous forme de suspension buvable contenant des excipients comme des colorants et des arômes.

On s'intéresse ici à la présence d'un colorant : le rouge azorubine E122.



Document mis à disposition

DOC 1 Un colorant à risque !

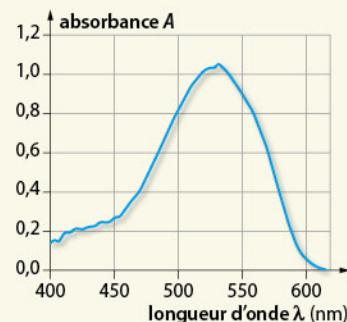
En 2015, l'Autorité européenne de sécurité des aliments (EFSA) a publié une réévaluation du risque associé à l'exposition au colorant rouge azorubine E122.

La valeur aujourd'hui utilisée pour la dose journalière admissible de ce colorant est de 4 mg/kg. Les spectres d'absorbance UV-visible du rouge azorubine et du paracétamol sont présentés ci-contre.

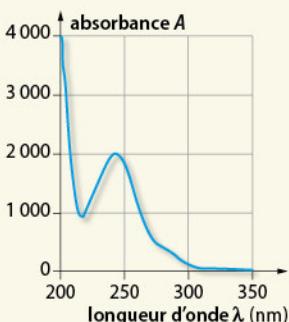
Donnée :

• Masse molaire de l'E122 $M = 502,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Spectre UV-visible du colorant E122



Spectre UV-visible du paracétamol



Matériel mis à disposition

- Un ordinateur muni d'un tableur-grapheur
- Un spectrophotomètre avec ses cuves
- Une gamme étalon de solutions aqueuses S en colorant E122 aux concentrations c présentées dans le tableau ci-contre.
- Une seringue de médicament de volume 8,13 mL correspondant à une prise pour un enfant de 13 kg

S	S ₀	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₅
c (en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	0	10	20	30	40	50

Travail à effectuer

1. (AN/RAD) Proposition de protocole expérimental (15 min conseillées)

- À partir du document et du matériel disponible, proposer un protocole expérimental permettant de déterminer la concentration en quantité de matière c du rouge azorubine contenu dans la seringue d'administration orale. Justifier le choix du réglage des appareils de mesure utilisés.



Être en mesure de présenter le protocole

2. (RÉA) Mise en œuvre du protocole expérimental proposé (30 min conseillées)

1. Mettre en œuvre le protocole et effectuer l'acquisition d'une courbe à l'aide du tableur-grapheur.
2. Déterminer la concentration en quantité de matière c du rouge azorubine contenu dans la seringue.



Être en mesure de présenter l'acquisition informatisée

3. (VAL) Exploitation du résultat obtenu (15 min conseillées)

1. La concentration en quantité de matière c du rouge azorubine déterminée précédemment présente-t-elle un risque au regard des préconisations de l'EFSA ?
2. Identifier les principales sources d'incertitude de ce résultat.

Défaire le montage et ranger la paillasse.

UNE QUESTION

Comment optimiser une culture hors sol ? 

Enjeu de la question

Il est aujourd'hui possible de cultiver des fruits et des légumes avec un faible impact sur l'environnement. En effet, les apports d'eau, d'énergie et de nutriments nécessaires à la croissance des plantes peuvent être minimisés en culture hydroponique. Pour cela, la qualité de la soupe nutritive doit être contrôlée en utilisant des méthodes physiques d'analyse.

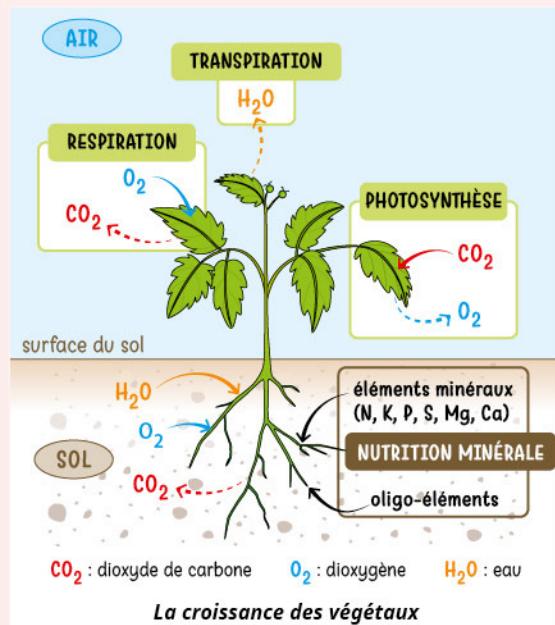
Proposition de plan de présentation

1. Les espèces chimiques indispensables aux plantes
2. Contrôle de l'acidité : mesure du pH
3. Dosage des éléments essentiels à la croissance : mesure de la conductivité
4. Dosage spectrophotométrique des oligoéléments
5. Conclusion : le contrôle du substrat utilisé permet d'optimiser les apports extérieurs

Les mots-clés

pH-mètre ▶ conductivité d'une solution ▶ spectrophotomètre
UV-visible ▶ absorbance ▶ concentration en quantité de matière

Exemple de support de présentation



QUESTIONS D'APPROFONDISSEMENT POSSIBLES

Quelles démarches permettent d'avoir des informations sur les espèces dissoutes en solution à partir de mesures d'absorbance ?

Comment contrôler et éventuellement faire évoluer l'acidité de la soupe nutritive ?

À propos de la croissance des végétaux...

Comment établir les concentrations en ions de la solution à partir d'une mesure de conductivité ?

Pourquoi est-il nécessaire de diluer la soupe nutritive avant toute mesure ?

UN EXEMPLE DE PROJET PROFESSIONNEL

Spécialiste de sciences et de nature, l'**ingénieur agronome** met son savoir au service de la productivité agricole et du respect de l'environnement. Il est capable de mener des analyses pour optimiser les productions (élevages, céréales, maraîchages). Celles-ci portent, par exemple, sur la nature des sols afin d'identifier quelle culture y serait la plus appropriée.

Après le bac : Bac + 5, diplôme d'ingénieur (accessible sur concours après un Bac + 2 type classes prépas, ou après un quatrième semestre de licence ou BTS/DUT). Autres métiers : ingénieur(e) agroalimentaire, vétérinaire, technicien(ne) qualité de l'eau, chargé(e) d'hygiène, de sécurité et d'environnement.

