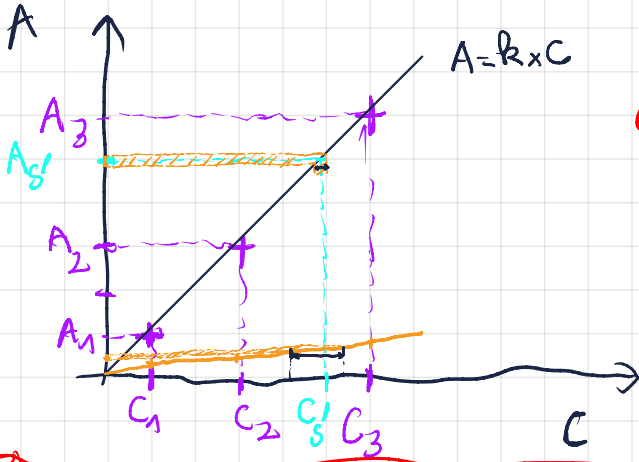


$$A = E \times l \times C$$

\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow
 sans unité mol x m x mol/L



GAZ

$$V = n \times V_m$$

$$\rightarrow V_m = \frac{V}{n} \leftarrow L$$

L/mol

A 20°C $V_m = 24,1 \text{ L/mol}$

$$PV = nRT \Rightarrow \frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$$

$$V_m = \frac{RT}{P} = \frac{8314 \times (273,15 + 20)}{1,013 \times 10^5}$$

$$= 2,4 \times 10^{-2} \text{ m}^3/\text{mol}$$

$$= 2,4 \times 10^{-2} \times 10^3 \text{ L/mol}$$

$$= \underline{\underline{24 \text{ L/mol}}}$$

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

\uparrow \uparrow \uparrow
 intensité du courant électrique en Ampère (A)
 conductance en Siemens (S) tension électrique en Volt (V)

$$\nabla = \sum (\lambda_i \cdot [X_i])$$

\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow
 conductivité en solution en S.m⁻¹ ions X_i⁻ conductivité molaire ionique mol.m⁻³
 S.m⁻¹ S.m².mol⁻¹

$$\nabla = \lambda_1 [X_1] + \lambda_2 [X_2] + \lambda_3 [X_3] + \dots$$

Méthodes d'analyse physique – Fiche de cours

1. Spectroscopie UV-visible

Les espèces chimiques colorées absorbent une partie de la lumière reçue.

La technique de spectroscopie UV-visible utilise loi de Beer-Lambert :

- Définition

La loi de Beer-Lambert est définie par :

$$A = k \times c = \epsilon_{\lambda} \times l \times c$$

ϵ_{λ} en $L \cdot mol^{-1} \cdot m^{-1}$ coefficient d'extinction ou d'absorption molaire

l en m épaisseur de la cuve

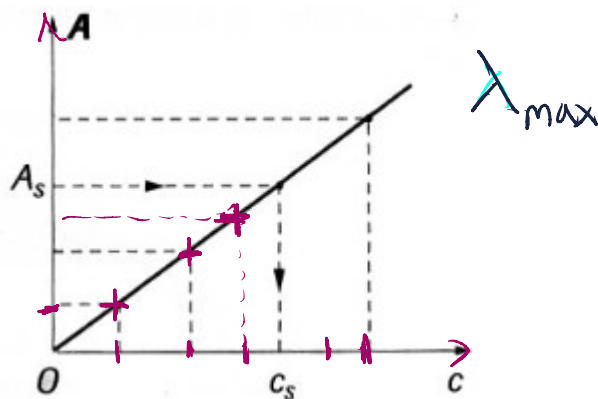
c en $mol \cdot L^{-1}$ concentration molaire

- Conditions de validité

- lumière monochromatique (λ_{max} : longueur d'onde pour laquelle A_{max})
- solution homogène et pas trop concentrée $C < 0,1 mol \cdot L^{-1}$
- soluté ne doit pas réaliser de réaction sous l'effet de la lumière incidente

- Application au titrage

Avec la courbe d'étalonnage du spectrophotomètre, il est possible d'en déduire une concentration molaire



2. Spectroscopie infrarouge

- principe

Lorsque les molécules reçoivent un rayonnement infrarouge, les liaisons vibrent et absorbent l'énergie lumineuse pour des fréquences particulières

La spectroscopie infrarouge permet de déterminer la présence de groupes caractéristiques.

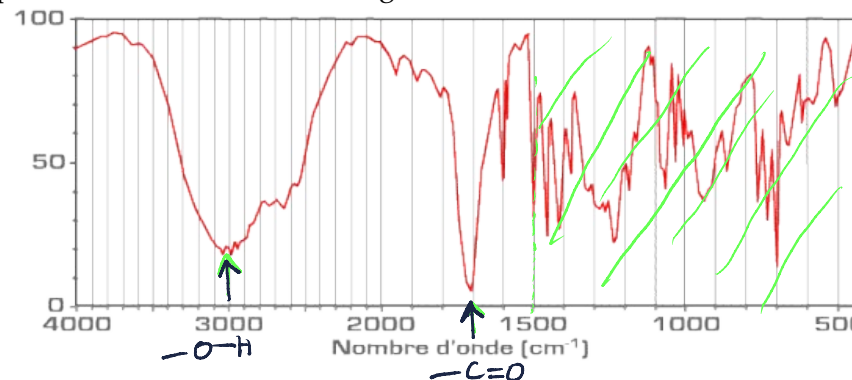
On définit le nombre d'onde :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} (cm^{-1})$$

La spectroscopie infrarouge utilise des nombres d'onde allant de $1000 cm^{-1}$ à $4000 cm^{-1}$ par absorption

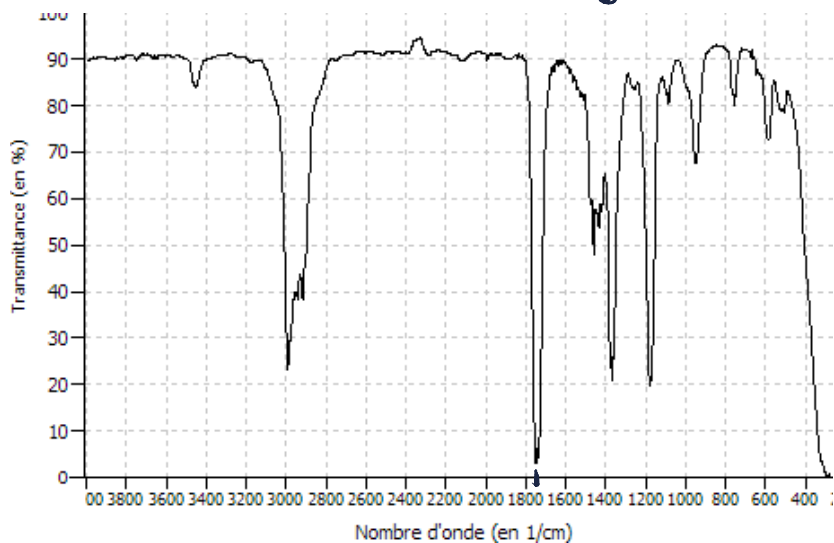
- fonction acide carboxylique

- $\overset{\text{O}}{\parallel} C - O - H$ 1 pic intense vers $1740 cm^{-1}$; large vallée entre $3000 cm^{-1}$ et $3200 cm^{-1}$



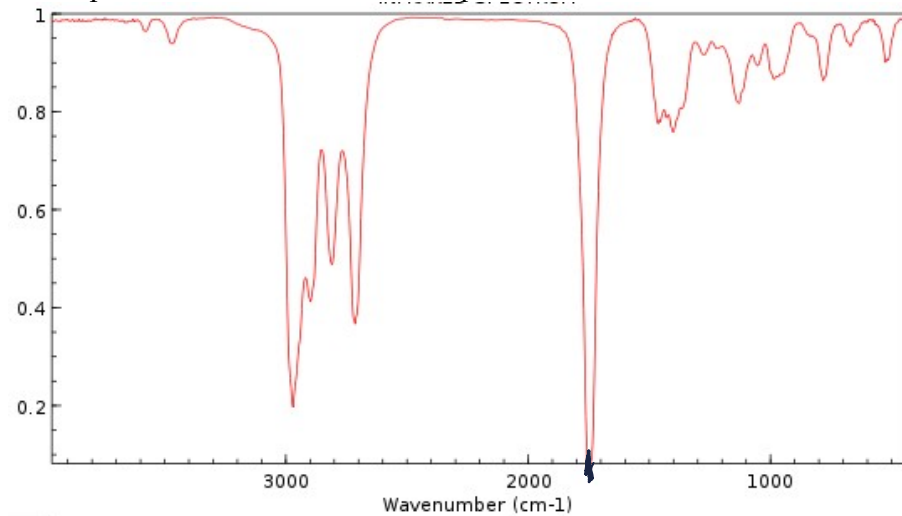
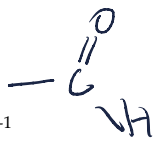
- fonction cétone

1 pic intense vers 1740 cm^{-1}



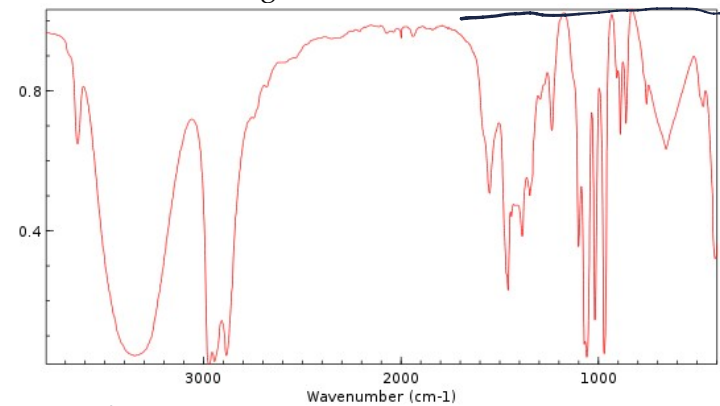
- fonction aldéhyde

1 pic intense vers 1740 cm^{-1} ; 1 pic faible vers 2800 cm^{-1}



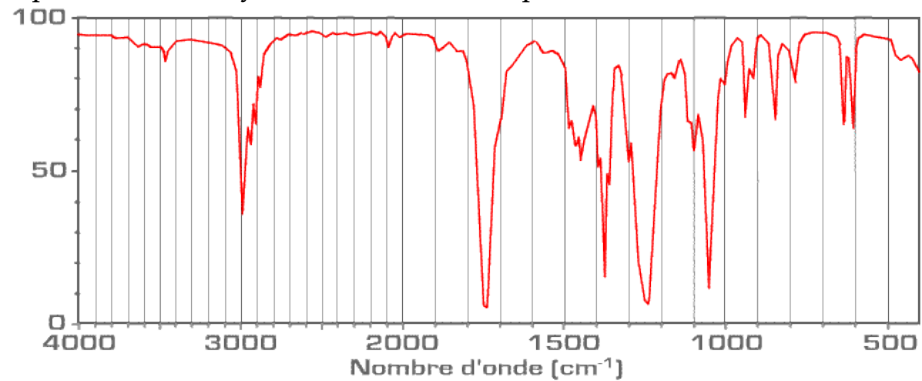
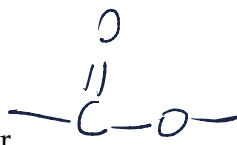
- fonction alcool

1 pic faible vers 3100 cm^{-1} ; large vallée entre 3200 cm^{-1} et 3400 cm^{-1}

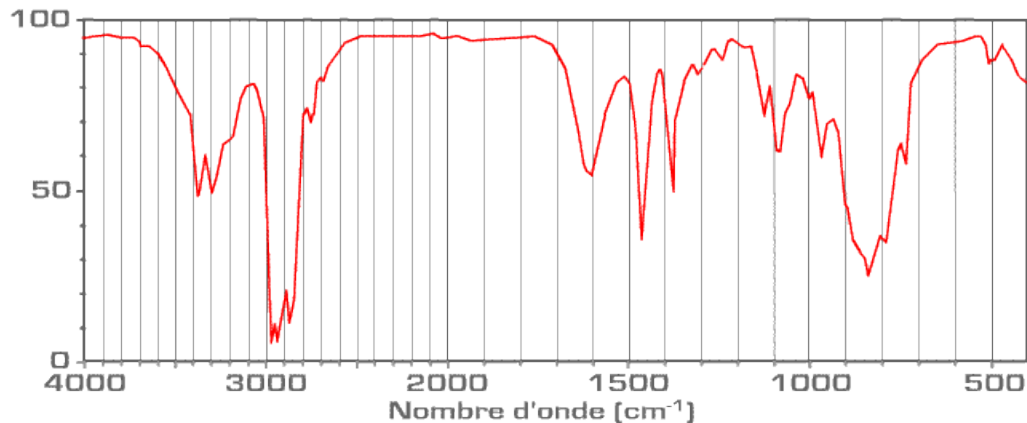


- fonction ester

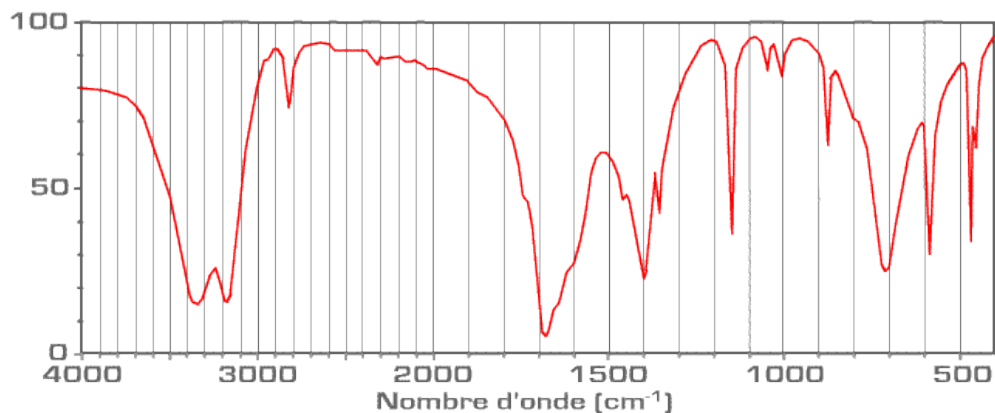
1 pic faible ou moyen vers 3000 cm^{-1} ; 1 pic intense vers 1700 cm^{-1}



- fonction amine C-NH2
 Vallée moyenne vers 3200 cm^{-1} avec des pics dans la vallée
 Pic intense vers 3000 cm^{-1}



- fonction amide
 Vallée intense vers 3000 cm^{-1} avec des pics dans la vallée ; 1 pic intense vers 1700 cm^{-1}



Kelvin $\rightarrow T = \theta + 273,15$
 (K)

quantité de matière en mole (mol)

3. Mesure du volume pour les gaz

La mesure d'un volume gazeux peut être déduit de la relation des gaz parfaits en réalisant une mesure de pression et de température :

$$PV = nRT$$

Pression (Pa)

Température (K)

Volume du gaz (m³)

4. pHmétrie

La mesure de la concentration en ion oxonium peut être réalisée avec un pHmètre

5. Conductimétrie

a. Conductance

La conductance d'une solution est définie par :

$$R = \frac{U}{I} \quad \text{ohm } (\Omega)$$

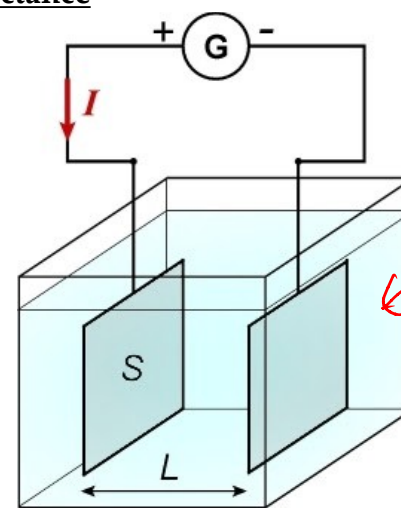
$$R = \frac{1}{G}$$

$$G = \frac{I}{U} \quad \text{unité en Siemens (S)}$$

constante des gaz parfaits $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}\text{mol}^{-1}$

La conductance est fonction de la géométrie de la cellule utilisée, de la concentration et de la nature de la solution mesurée

b. Cellule à conductance



solu
contient
les ions

c. Conductivité

La conductivité est une grandeur qui dépend uniquement de la concentration et de la nature de la solution mesurée

$$\sigma = G \cdot \frac{L}{S} = \frac{G}{k} \quad \text{unité } S \cdot m^{-1} \quad \text{avec} \quad k = \frac{S}{L} \quad \text{unité } m$$

d. Loi de Kohlraush

La loi de Kohlraush s'énonce par :

$$\sigma = \sum \lambda_i [X_i]$$

σ conductivité totale en $S \cdot m^{-1}$

λ_i conductivité molaire en $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$

$[X_i]$ concentration molaire d'un ion en $mol \cdot m^{-3}$

conductivité $S \cdot m^{-1}$

e. Conductivités molaires des principaux ions

Ions	λ (mS.m ² .mol ⁻¹)
H ₃ O ⁺	34,98
HO ⁻	19,86
Cl ⁻	7,63
K ⁺	7,35
NH ₄ ⁺	7,34
NO ₃ ⁻	7,142
Ag ⁺	6,19
Na ⁺	5,01
CH ₃ COO ⁻	4,09
Li ⁺	3,87
Ca ²⁺	11,9

Méthodes d'analyse physique – Exercices - Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible



Le guarana est une liane originaire de la forêt amazonienne qui grimpe sur les arbres et produit des graines riches en caféine, théobromine, xantine, théophylline, oligo-éléments et vitamines.

Le guarana, utilisé dès l'époque précolombienne, est recommandé pour favoriser la concentration mentale, la mémoire et la vigilance. Il est commercialisé sous différentes formes : graines, gélules, poudres, infusettes, comprimés, ...

L'Agence européenne pour la sécurité des aliments (EFSA) a publié, le 27 mai 2015, une recommandation de dose journalière au-delà de laquelle la caféine peut présenter un risque pour la santé. Pour les adolescents, la dose journalière de caféine est fixée à 3 mg par kilogramme de masse corporelle.

L'objectif de cet exercice est de déterminer le nombre de gélules de guarana qui pourrait être consommé quotidiennement, sans risque pour la santé.

Pour déterminer la quantité de caféine contenue dans une gélule, on réalise les expériences suivantes :

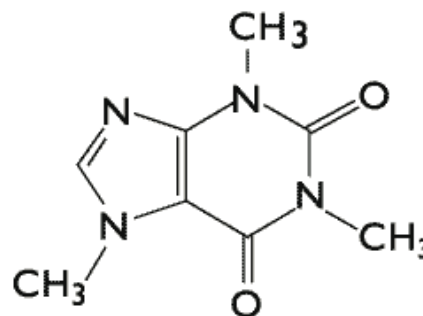
- préparation d'une solution aqueuse S_0 de caféine de concentration molaire $2,50 \text{ mmol.L}^{-1}$;
- préparation de six solutions aqueuses à partir de la solution S_0 ;
- mesure de l'absorbance de chacune des solutions filles après réglage du spectrophotomètre :

Solution fille	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_6
Concentration molaire (mmol.L^{-1})	$2,50 \times 10^{-2}$	$5,00 \times 10^{-2}$	$7,50 \times 10^{-2}$	$1,00 \times 10^{-1}$	$1,25 \times 10^{-1}$	$1,50 \times 10^{-1}$
Absorbance	0,230	0,452	0,677	0,880	1,112	1,325

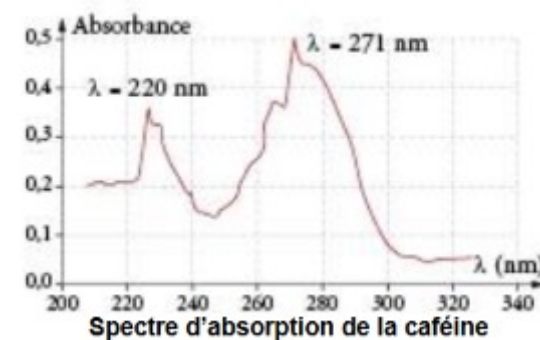
- dissolution d'une gélule de guarana dans 500 mL d'eau distillée. Le spectrophotomètre ne fournissant des mesures exploitables que pour des absorbances inférieures à 2, la solution obtenue, trop concentrée pour les mesures d'absorbance, à la même longueur d'onde, est diluée d'un facteur 10. L'absorbance de la solution diluée notée S est mesurée : $A = 0,524$.

Données : masses molaires atomiques

$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$.



Molécule de caféine



1. Quelle est la masse molaire de la caféine ?
2. A quelle longueur d'onde doit-on régler le spectrophotomètre ?
- 3.a. Représenter la courbe d'étalonnage
- 3.b. Quelle est la masse de caféine contenue dans une gélule de guarana ?
- 3.c. Combien un adolescent de 60kg peut-il au maximum ingérer de gélules de caféine chaque jour, sans danger ?

Exercice 2 corrigé disponible

On mesure la conductance d'une solution ionique entre deux plaques, dont la surface est $S = 2,0 \text{ cm}^2$, distantes de $L = 5,0 \text{ mm}$

On obtient $G = 3,41 \text{ mS}$

1. Exprimer la conductivité σ de la solution en fonction de G , S et L
2. Calculer cette conductivité.

Exercice 3 corrigé disponible

On plonge une cellule de conductimétrie dans une solution pour mesurer sa conductivité σ .

1. Réaliser le schéma du montage en indiquant les grandeurs caractéristiques
2. Déterminer la conductivité de la solution

Données :

Surface de la cellule de mesure : $S=0,16 \text{ cm}^2$

Distance entre deux plaques : $L=0,40 \text{ cm}$

Tension mesurée entre les plaques : $U=2,00 \text{ V}$

Intensité circulant entre les plaques : $I=6,3 \text{ mA}$

Exercice 4 corrigé disponible

On dispose d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium

$(\text{Na}_{(aq)}^+; \text{HO}_{(aq)}^-)$ de concentration $c_1=0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Calculer la conductivité de cette solution

Données :

$\lambda(\text{Na}^+) = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ Sm}^2 \text{ mol}^{-1}$

$\lambda(\text{HO}^-) = 19,8 \cdot 10^{-3} \text{ Sm}^2 \text{ mol}^{-1}$

Exercice 5 corrigé disponible

1. Une cellule de conductimétrie est constituée de deux plaques carrées, en métal inattaquable, distantes de $L=5 \text{ mm}$.

Elles sont plongées dans une solution de chlorure de sodium de concentration $C=2,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et elles mesurent une conductance $G=589 \cdot 10^{-6} \text{ S}$.

Calculer l'arête a de chaque plaque.

On donne les conductivités molaires ioniques suivantes :

$\lambda(\text{Cl}^-) = 76,3 \cdot 10^{-4} \text{ Sm}^2 \text{ mol}^{-1}$; $\lambda(\text{Na}^+) = 50,1 \cdot 10^{-4} \text{ Sm}^2 \text{ mol}^{-1}$

2. On a calculé les conductivités de quelques solutions de concentration $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$(\text{Na}^+ + \text{Cl}^-) = \sigma_1 = 12,64 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$$

$$(\text{K}^+ + \text{Cl}^-) = \sigma_2 = 14,98 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$$

$$(\text{Na}^+ + \text{OH}^-) = \sigma_3 = 24,87 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$$

Déterminer la conductivité d'une solution à $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de KOH ($\text{K}^+ + \text{OH}^-$).

Exercice 6 corrigé disponible

Dans les mêmes conditions expérimentales, on réalise des mesures de conductance en utilisant les quatre solutions aqueuses ci-dessous :

(S_1): solution d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$, de concentration $c_1=5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

(S_2): solution d'iodure de sodium $\text{Na}^+ + \text{I}^-$, de concentration $c_2=5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

(S_3): solution de chlorure de sodium $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, de concentration $c_3=5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

(S_4): solution d'iodure de potassium $\text{K}^+ + \text{I}^-$ de concentration $c_4=1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Les résultats obtenus sont donnés dans le tableau suivant :

Solution	S1	S2	S3	S4
Conductance (mS)	14,4	7,26	7,22	17

1. Calculer la conductance obtenue, dans les mêmes conditions, avec une solution (S_5) d'hydroxyde de potassium $\text{K}^+ + \text{HO}^-$ de concentration $c_5=5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. Même question pour une solution (S_6) de chlorure de potassium $\text{K}^+ + \text{Cl}^-$ de concentration $c_6=1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercice 7 corrigé disponible

Pour déterminer la concentration d'une solution d'iodure de potassium ($K_{(aq)}^+, I_{(aq)}^-$), on procède à un dosage par étalonnage en mesurant la conductivité σ de plusieurs solutions d'iodure de potassium de concentration

C en mmol.L ⁻¹	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0
σ en mS.cm ⁻¹	3,43	6,85	10,3	13,7	17,2	20,6

1. Tracer la courbe $\sigma = f(c)$

On plonge la même cellule de mesure dans la solution à analyser.

La conductivité mesurée est $\sigma = 16,3 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$

2. Déterminer la concentration de la solution analysée

Exercice 8 corrigé disponible

On plonge une cellule de conductimétrie alimentée par un générateur de 12V, dont la surface des électrodes est $S=1\text{cm}^2$, distantes de $L=10\text{mm}$, dans trois solutions S_1 en hydroxyde de sodium, S_2 en chlorure de potassium et S_3 en iodure d'argent. On mesure la conductance de chacune de ces solutions.

1. Représenter sur un schéma légendé le mode opératoire permettant de réaliser les mesures des conductances.

2. On réalise les mesures suivantes :

Solution	S1	S2	S3
Intensité (mA)	30,84	15,72	53,16

- Donner les conductances G_1 , G_2 et G_3 relatives à chaque mesure.
- Donner les conductivités σ_1 , σ_2 , σ_3 relatives à chaque mesure.
- En déduire la concentration en soluté apporté de chacune des solutions S_1 , S_2 et S_3 .

Données :

$$\lambda_{\text{HO}^-} = 196,6 \cdot 10^{-4} \text{ SI} ; \lambda_{\text{Na}^+} = 50,1 \cdot 10^{-4} \text{ SI} ; \lambda_{\text{Cl}^-} = 76,3 \cdot 10^{-4} \text{ SI}$$
$$\lambda_{\text{K}^+} = 73,5 \cdot 10^{-4} \text{ SI} ; \lambda_{\text{I}^-} = 76,8 \cdot 10^{-4} \text{ SI} ; \lambda_{\text{Ag}^+} = 61,9 \cdot 10^{-4} \text{ SI}$$

Exercice 9

On désire déterminer la concentration molaire C d'une solution aqueuse de phosphate de magnésium, notée S.

Pour cela, on prépare à 25°C, $V_0 = 0,300 \text{ L}$ d'une solution notée S_0 , par dissolution dans l'eau distillée de $m = 2,50 \text{ g}$ de phosphate de magnésium anhydre de formule $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.

A partir de S_0 , on réalise à 25°C, quatre solutions filles en procédant comme suit :

- solution S_1 : 10,0 mL de S_0 que l'on complète à 50,0 mL dans une fiole jaugée.
- solution S_2 : 10,0 mL de S_0 que l'on complète à 100,0 mL dans une fiole jaugée.
- solution S_3 : 25,0 mL de S_0 que l'on complète à 500,0 mL dans une fiole jaugée.
- solution S_4 : 10,0 mL de S_0 que l'on complète à 500,0 mL dans une fiole jaugée.

Dans les différents solutions S_0 , S_1 , S_2 , S_3 , S_4 et S, on plonge tour à tour une cellule conductimétrique formée de deux plaques planes, parallèles de surface immergée $S = 4,00 \text{ cm}^2$ et séparées par une distance constante L. Les électrodes sont reliées à un GBF en mode sinusoïdal qui impose une tension $U = 3,00 \text{ V}$ constante.

On mesure l'intensité I du courant qui traverse le circuit pour les différentes solutions préparées et la solution S :

Solution	S0	S1	S2	S3	S4	S
Intensité (mA)	37,1	7,42	3,71	1,86	0,742	12,4

1. Ecrire l'équation de dissolution du solide phosphate de magnésium. Déterminer la concentration molaire des ions présents dans la solution S_0 .
2. Déterminer la concentration molaire en soluté apporté des solutions S_1 , S_2 , S_3 et S_4 .
3. Déterminer la conductance des solutions S_0 , S_1 , S_2 , S_3 , S_4 et S.
4. Déterminer la conductivité de la solution S_0 . En déduire la distance L qui sépare les deux plaques de la cellule conductimétrique.
5. Tracer le graphe représentant la conductivité en fonction de la concentration des solutions de phosphate de magnésium. Déterminer l'équation de la droite obtenue. Retrouver ce résultat en appliquant la loi de Kohlraush. En déduire la concentration molaire de la solution S en mol.L^{-1} .

- Masses molaires (en g.mol^{-1}) : $M(\text{O}) = 16,0$ $M(\text{Mg}) = 24,3$ $M(\text{P}) = 31,0$

- Conductivités molaires ioniques à 25°C (en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$):

$\lambda_{\text{Mg}^{2+}} = 10,6.10^{-3}$ SI ; $\lambda_{\text{PO}_4^{3-}} = 20,7.10^{-3}$ SI ; $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,01.10^{-3}$ SI ; $\lambda_{\text{HO}^-} = 19,8.10^{-3}$ SI

Exercice 10

La rifamycine est une molécule isolée dans les années 1950 et principalement utilisée pour traiter la tuberculose.

C'est aussi un antibiotique permettant d'agir localement sur certaines infections de l'œil dues à des bactéries : conjonctivites, kératites (inflammation de la cornée d'origine bactérienne) et ulcères de la cornée.

L'étude de cet exercice portera sur un collyre vendu en pharmacie, « rifamycine Chibret® », dont un extrait de la boîte figure ci-contre.



D'après le laboratoire, la mention 1 000 000 UI% portée sur l'emballage signifie un million d'unités de rifamycine pour 100 mL de collyre et 1 UI de rifamycine correspond à une masse de 0,001127 mg de rifamycine.

La notice précise :

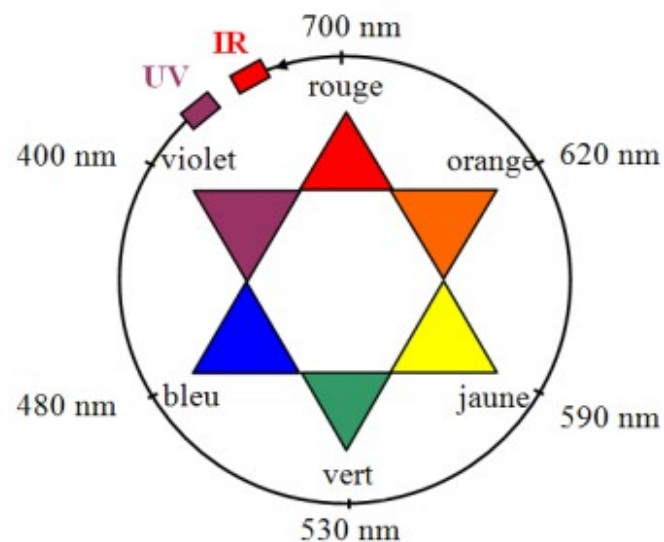
« La durée de conservation après ouverture est de 15 jours. À conserver à une température ne dépassant pas 25°C et à l'abri de la lumière. »

L'objectif de l'exercice est de vérifier quelques indications concernant ce médicament.

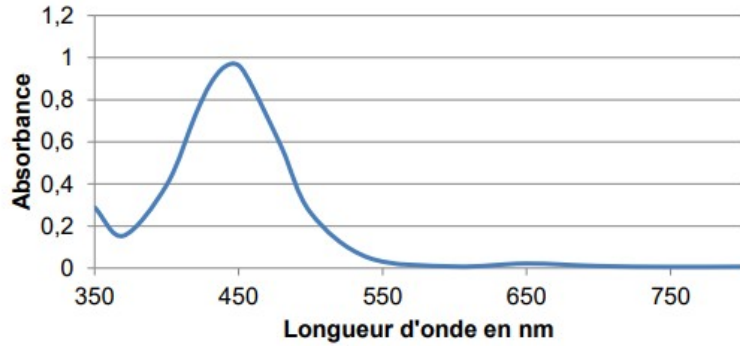
Données

Masse molaire de la rifamycine : $720,8 \text{ g.mol}^{-1}$;

Cercle chromatique



Spectre d'absorption d'une solution aqueuse de rifamycine :



On se propose de vérifier l'indication du laboratoire concernant la quantité de rifamycine dans le collyre cité précédemment.

On dilue 500 fois le collyre. La solution aqueuse obtenue à l'issue de cette dilution est appelée solution S.

1. Justifier la couleur jaune-orangé de la solution de rifamycine.

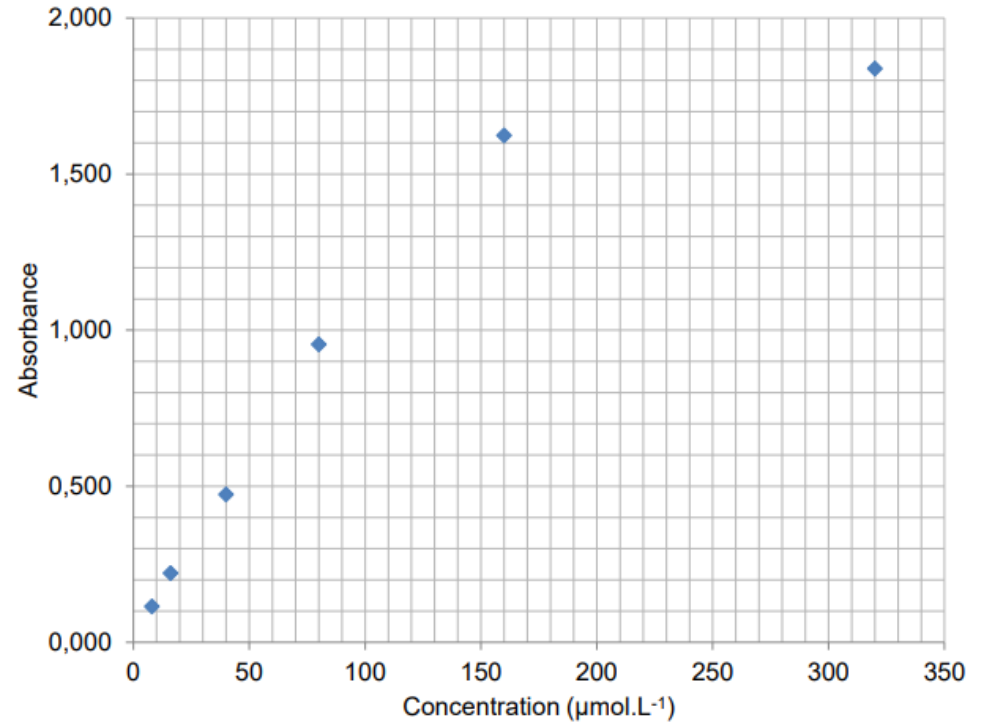
On réalise à partir d'une solution mère de rifamycine S_1 une échelle de teintes constituée de 5 solutions diluées S_2, S_3, S_4, S_5 et S_6 versées dans des cuves identiques.

Solution S_i	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_6	S
Concentration C ($\mu\text{mol.L}^{-1}$)	320	160	80	40	16	8	
Cuves							

2. Quelle verrerie est nécessaire à la préparation de 100,0 mL de la solution S_3 à partir de la solution S_1 ?
3. Estimer la concentration molaire en rifamycine de la solution S en justifiant votre réponse.

Cette méthode étant peu précise, on effectue des mesures spectrophotométriques reportées sur le graphe ci-dessous.

On mesure également l'absorbance de la solution S : $A = 0,350$.



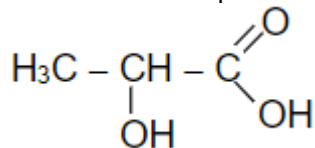
Évolution de l'absorbance d'une solution de rifamycine en fonction de la concentration

4. Les résultats des mesures d'absorbance effectuées sur les solutions S_i peuvent-ils être modélisés par la loi de Beer-Lambert ? Justifier.
5. Déterminer la concentration molaire de la solution S de la rifamycine dans ce collyre pharmaceutique.
6. La valeur trouvée expérimentalement est-elle en accord, à 10% près, avec l'indication du laboratoire ?

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie même si elle n'a pas abouti.

Exercice 11 corrigé disponible

La formule semi-développée de l'acide lactique est :

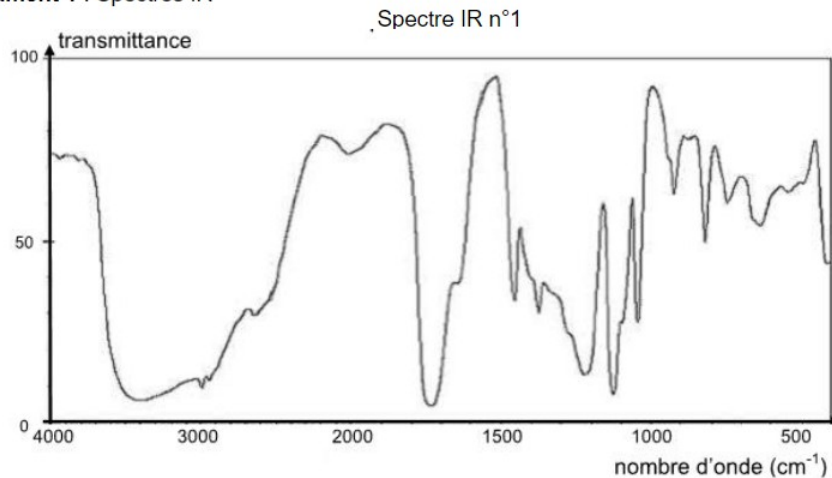


1. Nommer l'acide lactique en nomenclature officielle
2. Parmi les spectres suivants, dire celui qui correspond à l'acide lactique ; justifier

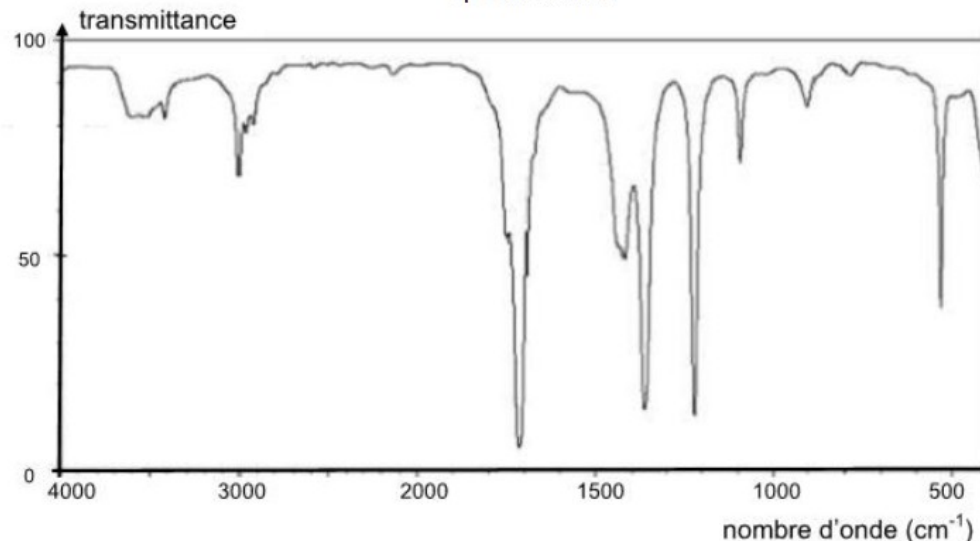
Donnée : bandes d'absorption en spectroscopie IR

Liaison	C-C	C=O	O-H (acide carboxylique)	C-H	O-H (alcool)
Nombre d'onde (cm ⁻¹)	1000 - 1250	1700 - 1800	2500 - 3200	2800 - 3000	3200 - 3700

Document 1 : Spectres IR



Spectre IR n°2



Exercice 12 corrigé disponible

La vitamine B5, ou acide pantothénique, est indispensable au métabolisme des différents nutriments énergétiques : glucides, lipides et acides aminés.

Spectre IR obtenu à l'aide d'un comprimé de Bépantène

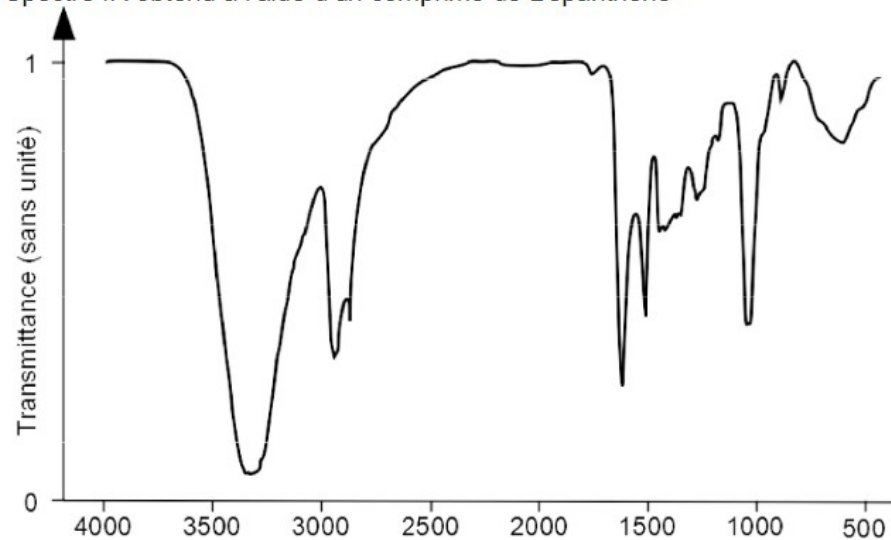
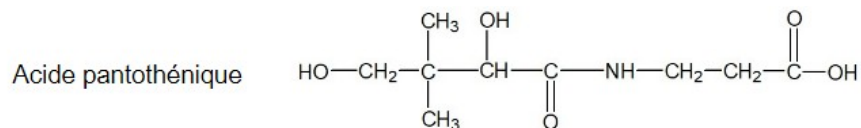


Table spectroscopique IR simplifiée

Liaison	Nombre d'onde (cm ⁻¹)	Intensité
O-H alcool	3200 - 3400	Forte, Large
O-H acide carboxylique	2500 - 3200	Forte, Large
N-H	3100 - 3500	Moyenne
C-H	2800 - 3000	Moyenne (plusieurs bandes)
C = O	1600 - 1740	Forte, Fine

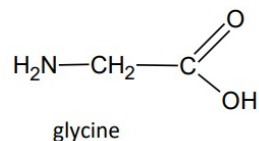
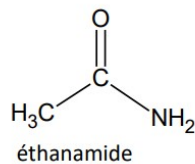
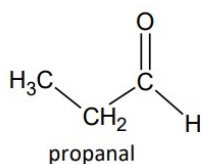


3.1. Le spectre IR ci-dessus peut-il être celui de l'acide pantothénique ?

Exercice 13

Des analyses récentes de la composition chimique de météorites indiquent que certains composés nécessaires à la vie peuvent se trouver en dehors de la Terre.

- Formules semi-développées de quelques molécules organiques :



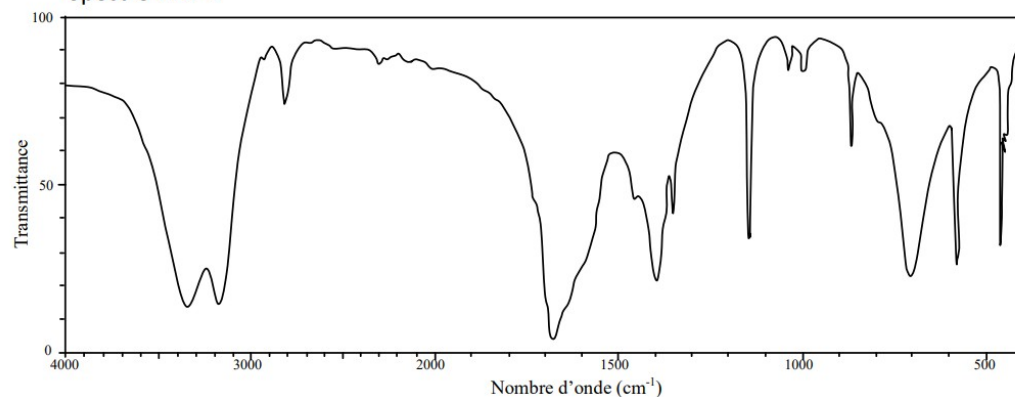
Liaison	Nombre d'onde (cm ⁻¹)	Intensité
O-H alcool libre	3500-3700	forte, fine
O-H alcool lié	3200-3400	forte, large
O-H acide carboxylique	2500-3200	forte à moyenne, large
N-H amine	3100-3500	moyenne
N-H amide	3100-3500	forte
N-H amine ou amide	1560-1640	forte ou moyenne
C-H	2800-3300	moyenne
C=O amide	1650-1740	forte
C=O aldéhyde et cétone	1650-1730	forte
C=O acide	1680-1710	forte

Parmi les molécules détectées sur la comète « Tchouri », on trouve le propanal, l'éthanamide et la glycine.

1.1. Représenter les formules topologiques de ces deux molécules et entourer les groupes caractéristiques.

1.2. Associer, en le justifiant, chacun des spectres IR ci-dessous à l'une des 3 molécules précédentes.

Spectre IR n°1



Spectre IR n°2

