

TERMINALE • EXERCICES

Méthodes physiques d'analyse **en pratique**

Dix exercices progressifs sur la spectrophotométrie et la loi de Beer-Lambert, la conductimétrie et la loi de Kohlrausch, les gaz et la dilution — du TD de cours à quatre sujets de baccalauréat.

01 Kohlrausch

02 Pression

03 Eau oxygénée

04 Mélange ionique

05 Guarana

06 Sol truffier

07 Hypocalcémie

08 Pigment de fer

09 Colorant E127

10 Aspirine

EXERCICE 01

Exploiter la loi de Kohlrausch

D'après Belin, p. 53

Données — conductivité ionique molaire en $\text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$: $\lambda(\text{Mg}^{2+}) = 10,6\times 10^{-3}$; $\lambda(\text{Cl}^{-}) = 7,6\times 10^{-3}$

La conductivité d'une solution S obtenue par dissolution de chlorure de magnésium en poudre MgCl_2 dans l'eau vaut $\sigma_s = 12,9\times 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure de magnésium dans l'eau.
2. Calculer la concentration C en soluté apporté de la solution S.

EXERCICE 02

Analyse par mesure de pression

D'après Belin, p. 54

Une bouteille de volume $V = 10,0 \text{ L}$ contient du dioxygène à la pression $P = 1,20\times 10^6 \text{ Pa}$ et à la température $\theta = 15 \text{ }^\circ\text{C}$.

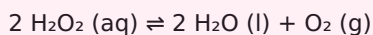
1. Calculer la quantité de matière de dioxygène contenu dans la bouteille.
2. En déduire la masse de dioxygène contenu dans la bouteille.

EXERCICE 03

L'eau oxygénée « 130 volumes »

D'après Hachette, p. 44

L'eau oxygénée « 130 volumes » est une solution de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 aux propriétés oxydantes. La décomposition du peroxyde d'hydrogène a pour équation :



Sous une pression de 1,00 bar et une température de 0 °C, un volume de 1,00 L d'eau oxygénée « 130 volumes » libère 130 L de dioxygène.

1. Calculer la quantité de matière de O_2 produite par la décomposition d'un litre d'eau oxygénée à 130 volumes.
2. Déterminer la concentration C_0 en peroxyde d'hydrogène de cette solution.
3. Vérifier par le calcul l'indication du flacon « peroxyde d'hydrogène en solution 35 % ».

EXERCICE 04

Mélange de solutions ioniques

D'après Belin, p. 55

Données — conductivité ionique molaire en $\text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$ à 25 °C : $\lambda(\text{K}^+) = 7,4\times 10^{-3}$; $\lambda(\text{Cl}^-) = 7,6\times 10^{-3}$; $\lambda(\text{Na}^+) = 5,0\times 10^{-3}$; $\lambda(\text{NO}_3^-) = 7,1\times 10^{-3}$

On mélange un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de sodium ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$) de concentration en soluté apporté $C_1 = 5,0\times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 200 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate de potassium ($\text{K}^+ + \text{NO}_3^-$) de concentration en soluté apporté $C_2 = 2,0\times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Il ne se produit aucune transformation chimique entre les ions présents en solution.

1. Calculer la concentration effective de chaque ion en solution.
2. Calculer la conductivité de la solution obtenue.
3. Pour une cellule conductimétrique constituée de plaques de surface $S = 1,0 \text{ cm}^2$ séparées d'une distance $L = 2,0 \text{ cm}$, calculer la conductance de la solution.

EXERCICE 05

Gélule de Guarana

Labolycée, Amérique du Nord 2019

Le guarana est une liane originaire de la forêt amazonienne dont les graines sont riches en caféine, théobromine, xantine, théophylline, oligo-éléments et vitamines. L'Agence européenne pour la sécurité des aliments (EFSA) fixe, pour les adolescents, une dose journalière de caféine à ne pas dépasser de 3 mg par kilogramme de masse corporelle. L'objectif est de déterminer le nombre de gélules de guarana consommables quotidiennement sans risque.

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

1. La molécule de caféine

1. Représenter la formule semi-développée de la molécule de caféine (formule topologique fournie en annexe).
2. Calculer sa masse molaire.

2. Nombre maximal de gélules ingérables par jour

Pour déterminer la quantité de caféine contenue dans une gélule, on prépare une solution aqueuse S_0 de caféine à $2,50 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$, puis six solutions filles :

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

Une gélule de guarana est dissoute dans 500 mL d'eau distillée. La solution obtenue étant trop concentrée, elle est diluée d'un facteur 10 à la même longueur d'onde. L'absorbance de la solution diluée S est mesurée : $A = 0,524$. Le spectre d'absorption de la caféine présente deux maxima, à $\lambda = 220 \text{ nm}$ et $\lambda = 271 \text{ nm}$.

1. À quelle longueur d'onde doit-on régler le spectrophotomètre pour l'analyse quantitative ? Peut-on utiliser un spectrophotomètre visible pour cette analyse ?
2. Combien de gélules un adolescent de 60 kg peut-il ingérer sans risque pour sa santé ?

EXERCICE 06

Sol truffier

Labolycée, Liban 2018

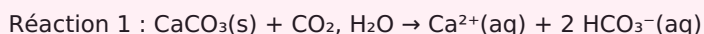
Il existe en France des sols favorables à la trufficulture. L'objectif est de déterminer si un échantillon de sol d'un ancien vignoble est propice à la culture des truffes, à partir de trois critères :

- teneur totale en cuivre inférieure à 100 mg par kg de sol ;
- pourcentage massique en carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$ compris entre 20 % et 60 % ;
- pH du sol compris entre 7,5 et 8,5.

Données à 25 °C — $\text{pK}_a(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-) = 6,4$; $\text{pK}_a(\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}) = 10,3$; $M(\text{CaCO}_3) = 100,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}^{2+}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Le pH du sol

Le pH des sols calcaires dépend de la réaction entre l'eau, le dioxyde de carbone et le carbonate de calcium :

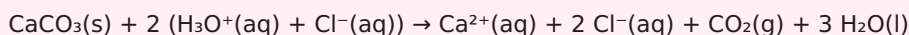


Un échantillon de sol est introduit dans de l'eau distillée, agité, puis filtré. La concentration molaire en ions oxonium de la solution obtenue est $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,25 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Vérifier que les conditions de pH sont favorables à la culture de la truffe.
2. Identifier, sur un axe gradué en pH, les domaines de prédominance de HCO_3^- , CO_3^{2-} et $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$. En déduire l'espèce prédominante dans la solution de sol préparée. Ce résultat est-il cohérent avec la réaction 1 ? Justifier.
3. Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre le dioxyde de carbone dissous $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$ et l'eau.
4. Expliquer comment évoluerait le pH du sol si la quantité de dioxyde de carbone dissous augmentait.

2. La teneur en calcaire du sol

Un test rapide consiste à verser de l'acide chlorhydrique concentré sur le sol : une effervescence signale un sol « calcaire », modélisée par :



On introduit de l'acide chlorhydrique en excès sur un échantillon de masse $m = 1,2 \text{ g}$ de sol ; le gaz dégagé est recueilli et mesure $V = 72 \text{ mL}$. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire est de $24,1 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Expliquer pourquoi l'acide chlorhydrique doit être introduit en excès.
2. La quantité de calcaire dans le sol étudié convient-elle à la culture de la truffe ?

3. La teneur en cuivre du sol

À l'aide d'une fiole jaugée de $1,00 \text{ L}$, on prépare une solution aqueuse à partir de $m = 500,0 \text{ g}$ de sol. Après agitation, traitement et filtration, on obtient une solution « de sol » contenant les ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, dosés par spectrophotométrie ($\lambda_{\text{max}} = 800 \text{ nm}$ dans l'eau). Une série de solutions étalons de sulfate de cuivre de volume $V = 50,0 \text{ mL}$ est préparée à partir d'une solution mère S_0 de concentration $C_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$:

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4	S_0
Concentration ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	$1,0 \times 10^{-3}$	$2,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-3}$	$8,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-2}$
Absorbance A	0,010	0,019	0,045	0,082	0,103

L'absorbance de la solution de sol vaut $A_S = 0,035$.

1. Proposer une liste de matériel et un protocole pour préparer la solution S_3 à partir de S_0 . Justifier.
2. Déterminer la concentration molaire en ions cuivre $[\text{Cu}^{2+}]$ de la solution de sol préparée.
3. En déduire la concentration massique (teneur) en ions cuivre Cu^{2+} dans le sol. Conclure.
4. Après ces différentes analyses, peut-on affirmer que l'échantillon de sol étudié est propice à la culture de la truffe ?

EXERCICE 07

Hypocalcémie

D'après Hachette, p. 45

Des analyses de sang permettent de diagnostiquer une hypocalcémie de l'organisme en calcium, traitée par injection intraveineuse d'une solution de chlorure de calcium $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$. Cinq solutions étalons de concentration C en chlorure de calcium apporté sont préparées et leur conductance G est mesurée :

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4
$C (\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1})$	10,0	7,5	5,0	2,5	1,0
$G (\text{mS})$	5,88	4,41	2,94	1,47	0,59

Une ampoule de solution injectable de chlorure de calcium de volume $10,0 \text{ mL}$ est diluée 100 fois. Dans les mêmes conditions de mesure, la conductance de la solution diluée est $G' = 2,71 \text{ mS}$.

1. Tracer le graphe $G = f(C)$ à partir des données du tableau (un programme Python peut être complété pour l'obtenir).
2. Analyser la nature de la relation attendue entre G et C sur ce graphe (loi de Kohlrausch).
3. Une régression linéaire d'ordre 1 des points expérimentaux donne une relation de la forme $G = aC + b$. Identifier a et b , puis en déduire l'équation du modèle $G = f(C)$.
4. Calculer la concentration C' en chlorure de calcium apporté de la solution diluée à l'aide de l'équation du graphe.
5. En déduire la concentration C_{amp} de la solution injectable.
6. Pourquoi a-t-il été nécessaire de diluer la solution injectable ?

EXERCICE 08

Analyse d'un pigment à base d'oxyde de fer

Bac 2021, Amérique du Nord (sujet 2) — labolycee.org

Un pigment est une espèce chimique colorante, insoluble dans le milieu qu'elle colore. Cet exercice étudie l'analyse d'une poudre colorante contenant un pigment minéral d'oxyde de fer, de formule $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$. Selon le fabricant, la teneur en oxyde de fer de cette poudre est de 5 %, soit masse d'oxyde de fer / masse de poudre colorante = 0,05. L'analyse s'effectue par un dosage par étalonnage en trois étapes : préparation d'une gamme étalon en ions fer(III), courbe d'étalonnage par spectrophotométrie, puis préparation et analyse de l'échantillon.

Masses molaires — $M(\text{Fe}) = 55,9$; $M(\text{O}) = 16,0$; $M(\text{Cl}) = 35,5$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

A. Préparation d'une gamme étalon de solutions d'ion fer(III)

On ajoute des ions thiocyanate aux ions fer(III) pour obtenir une gamme colorée. La gamme étalon est réalisée à partir d'une solution mère S_0 contenant des ions fer(III) en milieu acide, à la concentration en masse $C(\text{Fe}^{3+}) = 25,0 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$. On prépare 250,00 mL de solution mère S_0 par dissolution de chlorure de fer(III) hexahydraté solide ($\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$).

1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure de fer(III) hexahydraté solide et déterminer la masse de soluté nécessaire à l'obtention de S_0 .

Pour préparer 50,00 mL de chaque solution S_i de la gamme d'étalonnage, on prélève un volume V_i de solution mère auquel on ajoute 1,00 mL de solution de thiocyanate de potassium, puis on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau déminéralisée :

Solution S_i	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
Ci en fer III ($\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$)	1,00	2,00	3,00	4,00	5,00

2. Nommer la verrerie nécessaire à la préparation de la solution S_5 , en justifiant par un calcul.

Spectre d'absorption d'une solution d'ions fer(III) en présence d'ions thiocyanate : une bande d'absorption entre 380 et 580 nm, avec un maximum d'absorbance ($A \approx 0,80$) situé aux alentours de 490-500 nm ; l'absorbance décroît de part et d'autre de ce maximum ($\approx 0,25$ à 380 nm et à 580 nm).

3. Déterminer la couleur de la solution. Justifier à l'aide de l'étoile chromatique.
4. Indiquer la longueur d'onde λ_0 la plus adaptée pour effectuer les mesures d'absorbance.

B. Réalisation de la courbe d'étalonnage

À la longueur d'onde λ_0 , on mesure l'absorbance des solutions S_1 à S_5 :

Solution S_i	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
Absorbance	0,090	0,166	0,264	0,346	0,440

1. Expliquer pourquoi la représentation graphique de l'absorbance en fonction de la concentration est compatible avec la loi de Beer-Lambert.
2. Établir la relation exprimant l'absorbance en fonction de la concentration en masse d'ions fer(III).

C. Préparation de l'échantillon

La solubilité du pigment augmente avec le caractère acide du milieu. On dissout à froid 100,0 mg de produit commercial dans 20,0 mL d'acide chlorhydrique concentré ; une mole d'oxyde de fer Fe_2O_3 libère deux moles d'ions fer(III). Après dissolution, on introduit le mélange dans une fiole de 100,00 mL complétée jusqu'au trait de jauge : on nomme S la solution obtenue. Après dilution au dixième de S, l'échantillon est préparé comme la gamme précédente. On mesure l'absorbance de cet échantillon à λ_0 : $A = 0,313$.

1. Expliquer pourquoi il est généralement nécessaire, dans ce type de dosage, de diluer la solution S.
2. À partir de la valeur de l'absorbance mesurée, déterminer la teneur de la poudre en oxyde de fer et commenter l'indication du fabricant sur la teneur maximale.

EXERCICE 09

Le colorant E127

Bac 2022, Métropole Jour 1 — labolycee.org

Le colorant E127, de couleur rouge, teinte certains aliments (cerises confites) et entre dans la composition des révélateurs de plaque dentaire. C'est un composé ionique de formule brute $\text{Na}_2\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_5$, noté Na_2Ery , présent en solution sous forme d'ions Na^+ et Ery^{2-} — l'une des trois formes acide-base de l'érythrosine (H_2Ery / HEry^- / Ery^{2-}).

Données — $\text{pK}_{\text{A}1}(\text{H}_2\text{Ery} / \text{HEry}^-) = 2,4$; $\text{pK}_{\text{A}2}(\text{HEry}^- / \text{Ery}^{2-}) = 3,8$.
Masses molaires : $\text{Na}_2\text{Ery} = 880$; $\text{H}_2\text{Ery} = 836$; $\text{H}_2\text{Flu} = 332$; $\text{I}_2 = 254 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Dosage du colorant E127 dans un révélateur de plaque dentaire

Le révélateur de plaque dentaire étudié a une masse volumique $\rho = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ et un $\text{pH} = 7,0$.

1. À l'aide de la formule topologique de H_2Ery , nommer les familles fonctionnelles associées aux groupes caractéristiques A (phénol), B (cétone/carbonyle) et C (acide carboxylique).
2. Identifier, en justifiant à l'aide des pK_{A} , la forme de l'érythrosine qui prédomine dans le révélateur de plaque dentaire ($\text{pH} = 7,0$).

Le fabricant indique que le révélateur (solution hydroalcoolique) contient le colorant E127 à 2 % en masse. Pour vérifier cette indication : on introduit 0,5 mL de révélateur dans une fiole jaugée de 2,0 L complétée avec de l'eau distillée (solution S). Une solution aqueuse de colorant E127 à $1,7 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ permet de préparer par dilution six solutions filles, dont on mesure l'absorbance à une longueur d'onde appropriée (spectre d'absorption : maximum vers 525 nm, $A \approx 0,75$). L'absorbance de S à la même longueur d'onde est $A = 0,484$.

3. Justifier la couleur rouge du révélateur de plaque dentaire étudié.

4. Après avoir montré que la concentration du colorant E127 apporté dans le révélateur est égale à $2,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, déterminer le titre massique en colorant E127 du révélateur analysé. Commenter par rapport à l'indication du fabricant.

2. Synthèse de l'érythrosine à partir de la fluorescéine

L'érythrosine peut être synthétisée à partir de la fluorescéine (forme H_2Flu), en présence d'acide iodique et d'éthanol : $\text{H}_2\text{Flu} + 4 \text{ I}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{Ery} + 4 \text{ HI}$. Protocole publié : étape 1, faire réagir 5,0 g de H_2Flu avec 9,5 g de I_2 en présence d'éthanol et d'acide iodique, chauffer et agiter 2 h à 60°C ; étape 2, refroidir, filtrer sur Büchner et laver le solide rouge obtenu ; étape 3, mesurer la température de fusion du solide rouge. Rendement de la synthèse : $r = 59 \%$.

1. Identifier le rôle des étapes n°1, n°2 et n°3 du protocole expérimental.
2. Identifier l'opération du protocole réalisée pour optimiser la vitesse de formation de l'érythrosine.
3. Déterminer le réactif limitant de la synthèse.
4. Montrer que la masse d'érythrosine H_2Ery obtenue expérimentalement est d'environ 4,6 g.
5. Déterminer le nombre de flacons de 10 mL de révélateur de plaque dentaire ($\text{pH} = 7$, concentration $2,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en E127) qu'il est possible de fabriquer grâce à cette synthèse.

3. Suivi cinétique de la décoloration du colorant E127 par l'eau de Javel

La forme Ery^{2-} de l'érythrosine réagit avec les ions hypochlorite ClO^- de l'eau de Javel pour former un produit incolore (réaction supposée totale). À 25°C , deux expériences A et B sont réalisées à partir d'une eau de Javel commerciale à $0,73 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions hypochlorite :

Solution	S_A	S_B
Volume d'eau de Javel (mL)	5	10
Volume d'eau distillée (mL)	5	0

À $t = 0 \text{ s}$, on verse dans chaque bécher 10,0 mL d'une solution aqueuse de colorant E127 à $1,7 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis on suit l'absorbance au cours du temps. Dans chaque mélange, seule la forme Ery^{2-} absorbe à la longueur d'onde choisie. Les courbes $[\text{Ery}^{2-}] = f(t)$ obtenues montrent, pour l'expérience A, une décroissance de $[\text{Ery}^{2-}]$ d'environ $9 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à $t = 0$ jusqu'à une valeur quasi nulle vers $t \approx 600 \text{ s}$, avec une décroissance plus rapide en début de réaction ; pour l'expérience B (deux fois plus concentrée en eau de Javel), la décoloration est nettement plus rapide.

1. Décrire qualitativement l'évolution de la vitesse volumique de disparition de la forme Ery^{2-} au cours du temps pour l'expérience A. Proposer un facteur cinétique à l'origine de cette évolution.
2. Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction pour l'expérience A. Commenter.
3. Expliquer comment il est possible d'optimiser la décoloration du filtre Büchner coloré par les résidus de E127.

EXERCICE 10

Une formulation de l'aspirine

Bac 2023, Métropole Jour 1 — labolycee.org

L'aspirine est le nom commercial de l'acide acétylsalicylique, utilisée comme analgésique et antipyrétique. Un sachet de médicament étudié contient l'aspirine sous forme d'un composé ionique, l'acétylsalicylate de DL-lysine.

Notice — sachet dose de 1,0 g ; principe actif : ion acétylsalicylate ; composition : 900 mg d'acétylsalicylate de DL-lysine équivalent à 500 mg en acide acétylsalicylique.
En dissolvant un sachet dans 40 mL d'eau, on obtient une solution de $\text{pH} = 5,0$.
 pK_A (acide acétylsalicylique / ion acétylsalicylate) = 3,5 à 25 °C.
Masses molaires : acide acétylsalicylique ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) = 180,2 ; DL-lysine ($\text{C}_6\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_2$) = 146,2 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Zones de prédominance de la DL-lysine : 2,2 / 9,2 / 10,7 (pH).

1. Représenter la formule semi-développée de l'ion acétylsalicylate.
2. La DL-lysine appartient à la famille des acides aminés. Proposer une explication.
3. Indiquer la forme prédominante des espèces associées à l'acide acétylsalicylique et à la DL-lysine dans la solution de médicament obtenue après dissolution du sachet.
4. Justifier que le titrage acide-base de cette solution par un acide fort ne permet pas de déterminer directement la quantité de matière d'ion acétylsalicylate en solution.

Vérification de l'indication « équivalent à 500 mg en acide acétylsalicylique »

Protocole — étape 1 : placer le contenu d'un sachet dans une fiole jaugée $V_1 = 250 \text{ mL}$, ajouter 10 mL d'hydroxyde de sodium concentré, homogénéiser, attendre 20 min, compléter jusqu'au trait de jauge.
Étape 2 : prélever $V_2 = 5,0 \text{ mL}$ de cette solution, l'introduire dans une fiole jaugée $V_3 = 50,0 \text{ mL}$ et compléter avec une solution acidifiée de nitrate de fer (Fe^{3+} , 3 NO_3^-) : on obtient la solution S, contenant une espèce colorée B (formée à partir de l'acide acétylsalicylique via l'ion salicylate, réactions totales, coefficients stœchiométriques tous égaux à 1).

Le spectre d'absorption d'une solution de B à $1,74 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ présente un minimum vers 420 nm ($A \approx 0,6$) et un maximum large entre 500 et 550 nm ($A \approx 1,3\text{--}1,35$), puis décroît progressivement jusqu'à 800 nm. La courbe d'étalonnage (absorbance en fonction de la concentration en espèce B) passe approximativement par les points (0,6 ; 0,5), (1,2 ; 0,9), (1,7 ; 1,35), (2,3 ; 1,8) et (2,9 ; 2,2) $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.

5. Proposer une valeur de longueur d'onde appropriée pour le dosage par étalonnage et en déduire la couleur de la solution contenant l'espèce B.
6. La mesure de l'absorbance de la solution S obtenue à partir du sachet de médicament donne $A = 0,80$. En considérant une incertitude-type sur la masse $u(m) = 30 \text{ mg}$, vérifier si la masse équivalente m_{exp} d'acide acétylsalicylique présente dans le sachet est en accord avec les informations de la notice (on utilise le quotient $|x - x_{\text{réf}}| / u(x)$).