

C02 – TP : Dosage par étalonnage d'un bonbon (TP noté)

OBJECTIF DU TP : Pratiquer un dosage par étalonnage pour trouver la concentration en quantité de matière d'une solution colorée.

Il y a peu, les bonbons gélifiés Schtroumpf® devaient leur couleur à la présence d'un colorant alimentaire : le bleu patenté V (E 131).

Il a été identifié comme potentiel allergène, donc il a été remplacé par la spiruline (ensemble de cyanobactéries) depuis 2020.

La dose journalière admissible de bleu patenté est notée DJA et vaut 2,5 mg/kg. Le but du TP est de savoir combien de bonbons pouvait-on manger par jour avant d'atteindre la DJA en bleu patenté ?

I- Travail préparatoire à faire à la maison sur feuille

Soit une solution de bleu patenté.

- 1- Si l'on augmente la concentration de la solution, comment va évoluer à l'œil la couleur de la solution ? Comment va évoluer l'absorption de la solution ?
- 2- Si l'on augmente l'épaisseur de solution traversée par la lumière, comment va évoluer à l'œil la couleur de la solution ? Comment va évoluer l'absorption de la solution ?

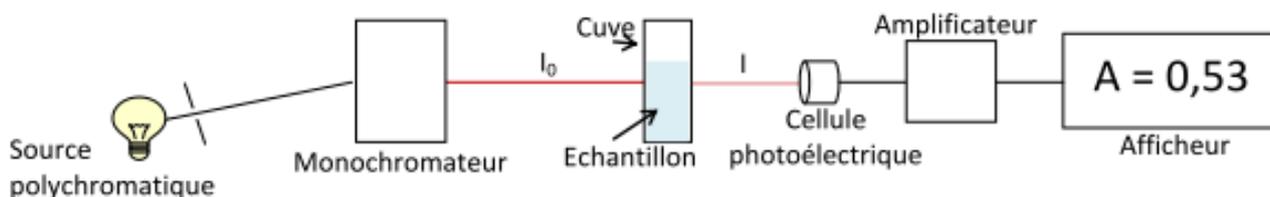
Document 1 : L'absorbance

Afin de pouvoir quantifier l'absorption d'une solution colorée, on utilise une grandeur sans unité appelée absorbance, notée A .

L'absorbance est mesurée par un appareil appelé spectrophotomètre : celui-ci envoie une radiation monochromatique d'intensité I_0 sur une cuve transparente contenant la solution colorée, et mesure l'intensité I du faisceau qui en ressort. La comparaison de I avec I_0 permet de déterminer l'absorbance A de la solution pour la longueur d'onde envoyée sur la cuve.

L'absorbance A mesure donc la proportion de lumière absorbée par la solution.

Le principe général de fonctionnement est donné sur la figure ci-dessous :



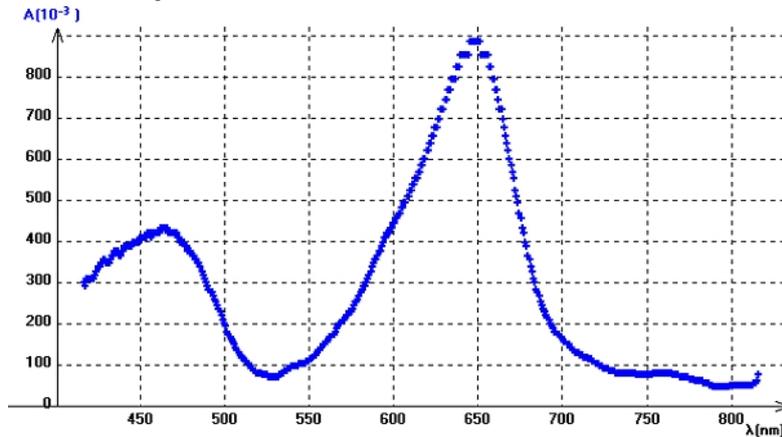
L'absorbance A d'une solution colorée dépend de plusieurs paramètres :

- de la concentration molaire C de la solution colorée (en mol/L)
- de l'épaisseur de solution traversée – notée l (correspond à la largeur de la cuve contenant la solution, en cm).
- de la longueur d'onde λ de la lumière incidente

C'est la loi de Beer-Lambert qui relie tous ces paramètres dans une formule. La loi n'est valide que pour des concentrations inférieures à 0,1 mol/L.

Afin d'améliorer la précision des mesures, le spectrophotomètre doit être réglé à la longueur d'onde pour laquelle l'absorbance de la solution est maximale.

Document 2 : Spectre d'absorption du colorant

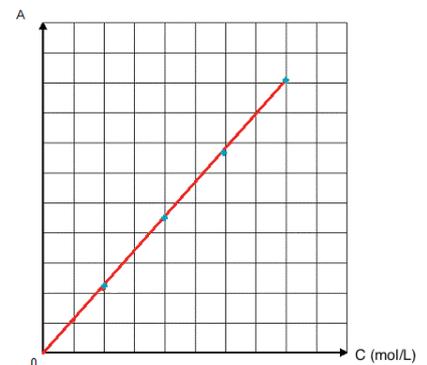
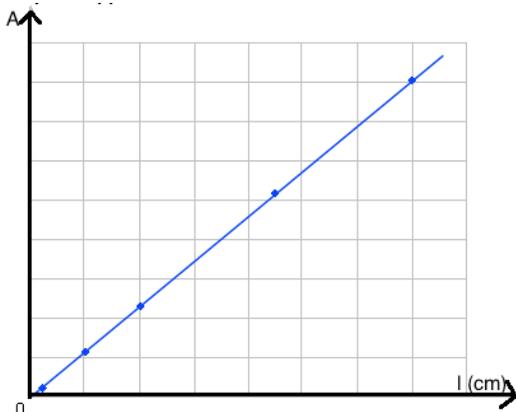


3- D'après les documents 1 et 2, à quelle longueur d'onde doit être réglé le spectrophotomètre afin de réaliser les mesures d'absorbance des solutions de bleu patenté ?

4- À partir de l'analyse des graphiques ci-dessous, indiquer **en justifiant**, quelle est la bonne expression mathématique de la loi de Beer-Lambert parmi les trois propositions suivantes :

PROPOSITION 1 : $A = \varepsilon \times \frac{l}{c}$ PROPOSITION 2 : $A = \varepsilon \times \frac{c}{l}$ PROPOSITION 3 : $A = \varepsilon \times l \times c$

(ε est une constante qui dépend de la longueur d'onde, de la nature de la solution, du solvant utilisé et de la température)



5- À partir de l'expression de la loi de Beer-Lambert, trouver l'unité de la constante ε , appelée coefficient d'extinction molaire.

On souhaite préparer des solutions filles par dilution à partir d'une solution mère S_0 de bleu patenté de concentration molaire $c_0 = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

Solution fille	S_1	S_2	S_3	S_4
Volume de la solution fille	$V_1 = 50 \text{ mL}$	$V_2 = 50 \text{ mL}$	$V_3 = 50 \text{ mL}$	$V_4 = 50 \text{ mL}$
Concentration molaire de la solution fille (en mol.L^{-1})	$c_1 =$	$c_2 = 4,0 \cdot 10^{-6}$	$c_3 =$	$c_4 = 8,0 \cdot 10^{-6}$

Volume de solution mère S_0 à prélever (en mL)	$V_{01} = 10 \text{ mL}$	$V_{02} =$	$V_{03} = 30 \text{ mL}$	$V_{04} =$
--	--------------------------	------------	--------------------------	------------

- 6- À l'aide de la formule de la dilution, trouver les valeurs manquantes du tableau : c_1 , V_{02} , c_3 et V_{04} . Détailler les calculs.
- 7- Rappeler le critère de validité de la loi de Beer-Lambert du document 1. La loi de Beer-Lambert est-elle valide pour les concentrations du tableau précédent ? Justifier.
- 8- Donner le protocole expérimental permettant la préparation de la solution fille S_1 .
- 9- En quoi la préparation des solutions filles de concentration en bleu patenté différentes va-t-elle permettre de trouver la concentration en bleu patenté des bonbons ?

II- Étude expérimentale

Nous allons utiliser la relation de Beer Lambert afin de déterminer la concentration en bleu patenté dans les bonbons. On prépare pour cela une solution aqueuse par dissolution à chaud de **deux bonbons** dans une fiole jaugée de 100,0 mL.

1- Préparation des solutions filles de bleu de patenté

Les solutions filles à préparer sont celles du tableau de la partie I. La solution mère est sur le bureau de la professeure.

Appeler le professeur au moment de faire une des 4 dilutions (au choix) pour vérification de la technique expérimentale.

Préparer les 4 solutions filles. Le contenu de chaque solution ainsi préparée sera versé dans des béchers numérotés.

2- Tracé de la courbe d'étalonnage

Afin de mesurer l'absorbance, on va utiliser un colorimètre. Pour cela :

- Brancher le colorimètre à une prise.
- Insérer dans l'espace prévu le filtre à 580 nm (couleur rouge).
- Faire le blanc avec de l'eau distillée (cette solution étant incolore, cela permet d'étalonner le colorimètre). Pour cela :
 - Introduire de l'eau distillée dans la cuve
 - Insérer la cuve dans le colorimètre et couvrir avec le capot noir
 - Sur le côté du colorimètre, sélectionner « T ».
 - Insérer le fil rouge dans la borne volt du voltmètre et la noire sur la borne COM.
 - Tourner les deux curseurs « 100% T » pour obtenir 1V sur le voltmètre.
- Réaliser les mesures d'absorbance des solutions de bleu patenté. Pour cela :
 - Sur le côté du colorimètre, sélectionner « Abs ».
 - Placer la cuve contenant la solution à analyser dans le porte-cuve et recouvrir avec le capot noir.
 - Lire l'absorbance sur le voltmètre (1V pour 1 d'absorbance) et compléter le tableau suivant.

Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₀	À partir des 2 bonbons
Concentration molaire (en mol.L ⁻¹)	c ₁ =	c ₂ = 4,0.10 ⁻⁶	c ₃ =	c ₄ = 8,0.10 ⁻⁶	c ₀ = 1,0.10 ⁻⁵	C = ? (inconnue)
Absorbance A						

- Ouvrir le logiciel LatisPro et rentrer les valeurs de A et c. Pour cela :
 - Appuyer sur la touche F11 pour ouvrir le tableur (ou icône )
 - Cliquer sur *variables* puis choisir *nouvelle*
 - Entrer le nom et l'unité de la variable dans la boîte de dialogue et cliquer sur OK
 - Pour l'absorbance, le nom est « A » et il n'y a pas d'unité.
 - Pour la concentration, le nom est « c » et l'unité est le mol/L « mol/L ».
 - Entrer les valeurs de la variable correspondante dans le tableur. (Les valeurs du tableau précédent de l'absorbance dans la colonne « A », et des concentrations dans la colonne « c ») **Attention ! ne pas rentrer la valeur de l'absorbance de la solution obtenue à partir des 2 bonbons.**

- Tracer la courbe A = f(c). Pour cela :
 - Cliquer sur l'icône . La fenêtre de la liste des courbes apparaît.
 - Cliquer sur la variable A et en maintenant enfoncé, glisser sur l'axe des ordonnées.
 - Faire de même avec la variable c pour l'axe des abscisses (à faire glisser sous l'axe : en bas à droite de l'écran).
 - En effectuant un clic droit sur la zone de graphique, on peut faire un *calibrage* (pour redimensionner la fenêtre) ou activer le *réticule* (pour connaître les coordonnées d'un point).
 - Pour modifier les propriétés d'une courbe, il faut faire un clic droit sur le nom de la courbe (à côté de l'axe des ordonnées tout en haut dans la partie droite de l'écran). Notamment, **on ne relie jamais les points expérimentaux entre eux** : on choisit des points et non des lignes dans « style ».

- Modéliser la courbe obtenue. Pour cela :
 - Appuyer sur F4 ou cliquer sur l'icône 
 - Faire glisser la courbe tracée (dans la partie gauche de l'écran A = f(c) vers la case *courbe à modéliser*)
 - Choisir le modèle parmi ceux existants (choisir celui qui semble le plus approprié : *linéaire*)
 - Cliquer sur *Calculer le modèle* puis sur >> pour avoir accès aux coefficients calculés.

- 1- Quel type de courbe obtient-on ? Est-ce cohérent avec la loi de Beer-Lambert ?
- 2- Écrire l'équation de la courbe modélisée.

3- Étude des bonbons

- 1- À partir de la courbe précédente, et avec l'outil « réticule » (clic droit sur la courbe) déterminer la concentration en quantité de matière en bleu patenté de la solution faite à partir des bonbons. Imprimer la courbe d'étalonnage et faire apparaître le tracé permettant de trouver la valeur de c_{bonbon} .
- 2- En déduire la quantité de matière de bleu patenté contenue dans **un seul** bonbon schtroumpf.
- 3- Calculer alors la masse de bleu patenté contenue dans un bonbon ($M = 560 \text{ g/mol}$).
- 4- Quelle quantité de bonbons pouvait-on manger chaque jour sur le seul critère de la quantité de bleu patenté absorbée ? (Rappel : La dose journalière admissible de bleu patenté est notée DJA et vaut $2,5 \text{ mg/kg}$.) Que pensez-vous du résultat ?
- 5- La largeur de la cuve étant de $l = 1,0 \text{ cm}$, en déduire la valeur de ε dans cette expérience.
- 6- Pour les plus rapides : Dans le sirop de menthe, il y a également le colorant bleu patenté. Une solution de sirop de menthe dilué 10 fois est sur le bureau de la professeure. Comparer la quantité de colorant contenue dans un bonbon et dans une solution de sirop dilué 10 fois. On expliquera la démarche à suivre, puis on la réalisera.

À la fin de la séance, reprendre la grille d'auto-évaluation du début du chapitre pour la remplir.