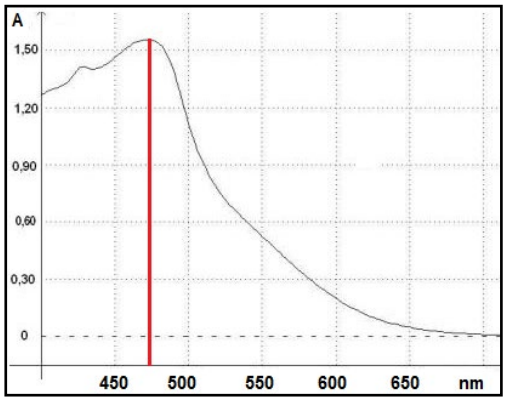
Séquence 3	**Spectroscopie UV-visible**	Exercices

Version Term SPCL

EX1/

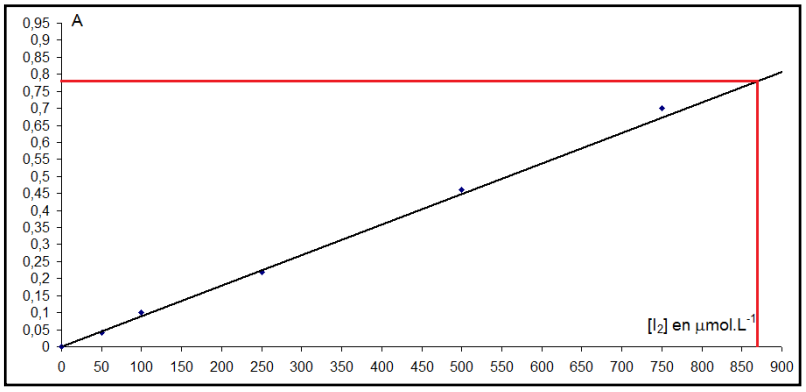


1) *Longueur d'onde choisie*

La longueur d'onde à utiliser pour les mesures d'absorbance, est celle de la lumière la plus absorbée : on doit donc choisir une longueur d'onde proche de **475 nm**

2) A l'aide de la courbe d'étalonnage on détermine la concentration molaire de la solution diluée en diiode

Lorsque A = 0,78, on a **$[I_2]$ = 870 µmol.L^{-1}**



La solution commerciale avait été diluée 200 fois ; donc sa concentration en diiode est :

$$C = 200 \times 870.10^{-6} = \mathbf{0{,}17\ mol.L^{-1}}$$

Concentration massique en diiode dans la solution pharmaceutique : $C_m = C \times M = 0{,}17 \times 254 = \mathbf{43\ g.L^{-1}}$

3) La teinture d'iode officinale est étiquetée à **5,0 %** en masse de diiode. Sa masse volumique est **ρ = 900 g/L :** 1 L de solution a une masse de 900 g et contient une masse de diiode :

$m_{diiode} = \frac{5}{100} \times 900 = \mathbf{45\ g}$ ↳ La concentration massique théorique est donc de **45 g.L^{-1}**

Ecart relatif entre la valeur expérimentale et la valeur attendue :

$$\text{ecart relatif} = \frac{45 - 43}{45} \times 100 = \mathbf{4{,}4\ \%}$$

EX2/

1ère partie : Extraction de l'arôme naturel de menthe

1.1. Il s'agit d'une extraction par **hydrodistillation**.

1.2. La légende (1) correspond à la sortie de l'eau.

Le réfrigérant permet de **condenser les vapeurs** formées au cours de l'ébullition.

Au contact de la paroi froide du réfrigérant, les vapeurs se condensent : des gouttelettes coulent alors dans le réfrigérant et tombent dans l'erlenmeyer.

2.1. L'huile essentielle de menthe est **moins soluble** dans **l'eau salée** que dans l'**eau**.

Ainsi, les deux phases du distillat (huile essentielle de menthe et eau salée) seront **nettement séparées**.

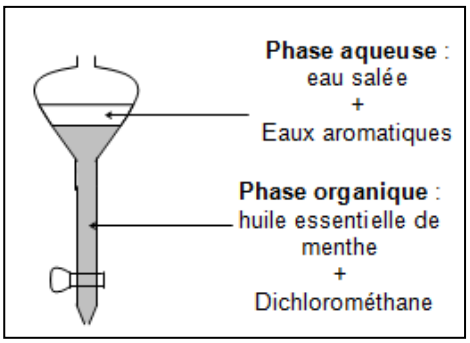
Remarque : Cette opération est appelée relargage.

2.2. Le **solvant extracteur** doit être **non miscible** avec l'eau salée.

D'autre part, **l'huile essentielle de menthe** doit être **très soluble dans le solvant extracteur**.

Le dichlorométhane, comme solvant extracteur, vérifie ces deux propriétés.

Remarque : Le dichlorométhane possède une température d'ébullition peu élevée, ce qui permet de l'évaporer facilement.



2.3. Le sulfate de magnésium anhydre permet d'assécher la phase organique

2.4. Le dichlorométhane a une densité supérieure à celle de l'eau salée (1,3 contre 1,1). Ainsi **la phase organique**, constituée de l'huile essentielle de menthe solubilisée dans le dichlorométhane, constitue **la phase inférieure du distillat**.

2nde partie : Analyses qualitative et quantitative des colorants contenus dans le sirop

1) Chromatographie des colorants

1.1. Les taches obtenues étant colorées, une révélation du chromatogramme est inutile.

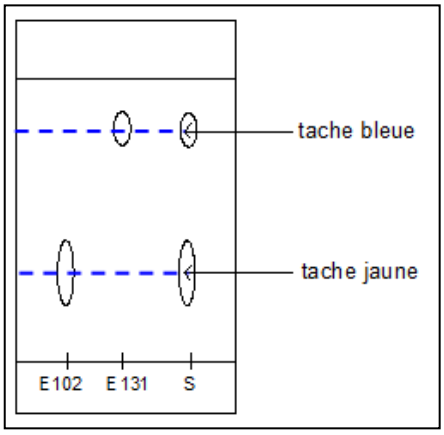
1.2. Le **centre de la tache jaune** est à la **même hauteur** que le **centre de la tache jaune du colorant E102** (jaune tartrazine).

Or pour une **même phase fixe** et pour un **même éluant**, **deux espèces identiques** migrent à la **même hauteur**.

Ainsi la solution verte S contient le colorant E102.

Le même raisonnement pour la tache bleue indique que la solution verte S contient aussi le colorant bleu E131 (bleu patenté).

Le chromatogramme **est en accord** avec les indications de l'étiquette.



1.3. La tache bleue a migré plus haut que la tache jaune sur le papier filtre. La disposition des taches est due à la différence de solubilité des colorants avec l'éluant.

En effet, plus un colorant est **soluble dans l'éluant** (ici la solution de chlorure de sodium) plus il est entrainé par l'éluant et plus il **migre haut**.

2) Détermination de la concentration de chaque colorant dans le sirop

2.1. Pour réaliser le dosage par étalonnage de la tartrazine dans le mélange, il faut se placer à une longueur d'onde λ qui soit **proche du maximum d'absorbance pour le colorant jaune**, et pour laquelle **l'absorbance du colorant bleu soit nulle**.

La longueur d'onde λ_1 = 450 nm vérifie ces deux conditions contrairement à la longueur d'onde λ = 420 nm (absorbance du bleu patenté non nulle).

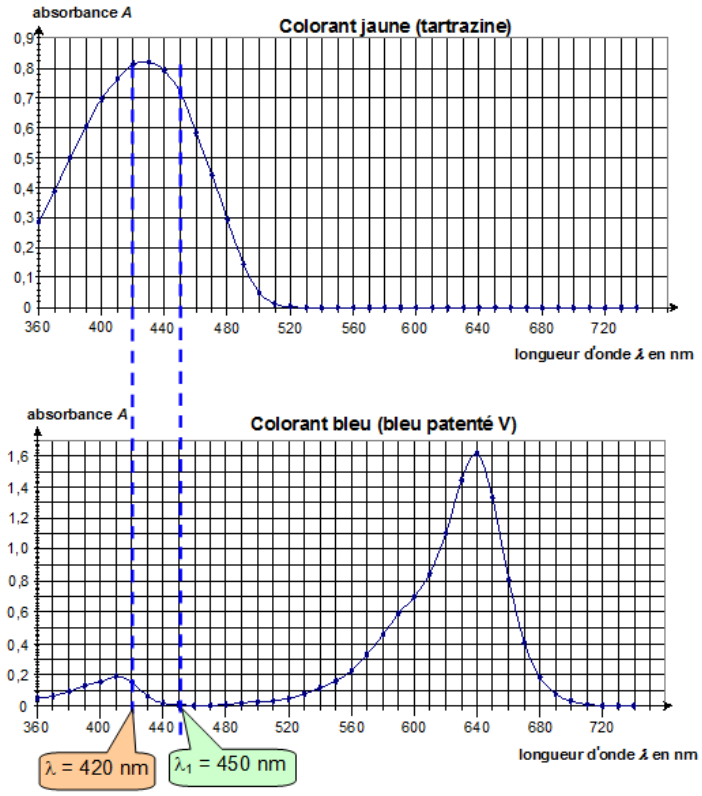


Figure 9

2.2. Dans le sirop dilué on a

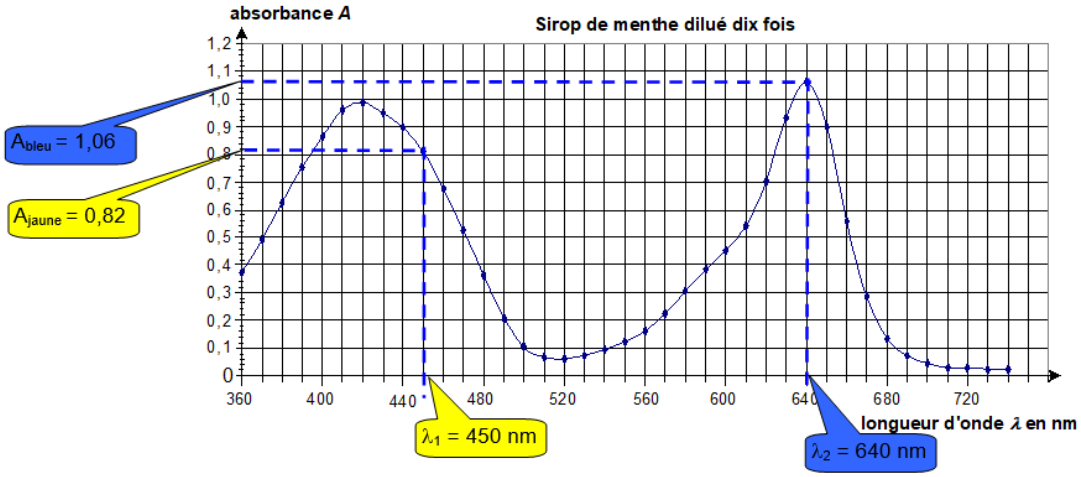
c_{mB} = 6,5 mg.L^{-1}

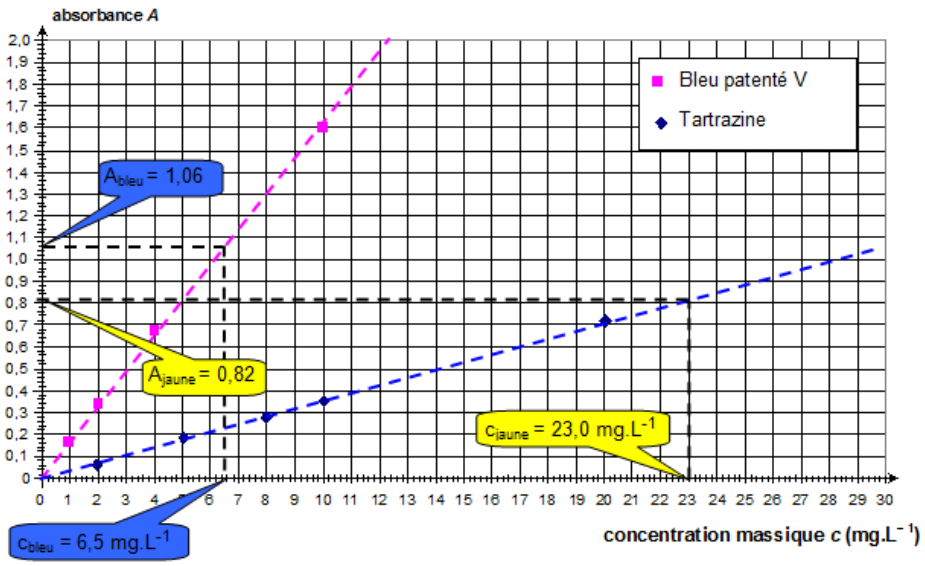
c_{mT} = 23,0 mg.L^{-1}

2.3. Le sirop de menthe ayant été dilué 10 fois on a finalement :

c_{mB} = 10 × 6,5 = 65 mg.L^{-1}

c_{mT} = 10 × 23,0 = 230 mg.L^{-1}





EX3/

1ère partie : Une première méthode de dosage

1.1. Les ions iodure doivent être en excès afin que tous les ions cuivre II soient consommés.

1.2. Il s'agit d'un dosage indirect, on ne dose pas Cu^{2+} mais le diiode formé lors de la réaction (1).

2.1. D'après l'équation de la réaction (2) support du titrage, à l'équivalence les quantités de matière des réactifs ayant réagi sont liées par la relation $n_{I_2} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2}$

2.2. D'après l'équation de la réaction (1), n_{I_2} formée = $\frac{n_{Cu^{2+}}}{2}$ consommée

2.3. $n_{I_2} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2} = \frac{n_{Cu^{2+}}}{2}$ soit $n_{Cu^{2+}} = n_{S_2O_3^{2-}}$

$[Cu^{2+}_{(aq)}] = \frac{n_{Cu^{2+}}}{V_1} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{V_1} = \frac{\left[S_2O_{3\ (aq)}^{2-}\right].V_E}{V_1} = \frac{0,40 \times 12,4}{20,0}$ = **0,25 mol.L^{-1}** dans la solution S_1.

2ème partie : Une deuxième méthode de dosage

1. Pour passer d'une solution de concentration 0,5 mol.L^{-1} à ne solution de concentration 0,5 mol.L^{-1}, on effectue une dilution par 2,5.

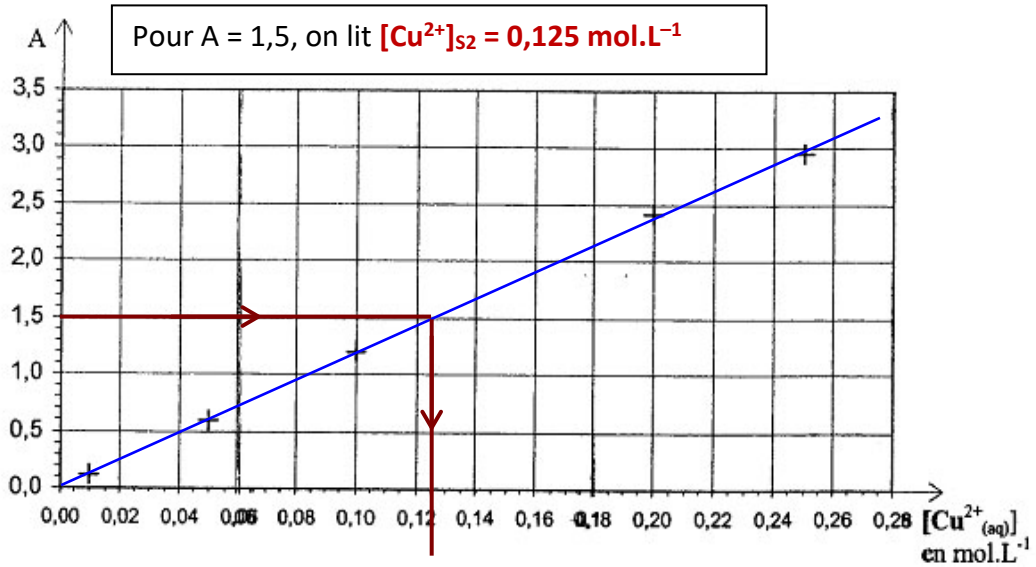
Le volume initial doit donc être 2,5 fois plus petit que le volume final de 50 mL : **il faut donc prélever 20 mL de la solution concentrée**

A l'aide d'une pipette jaugée propre, rincée avec la solution mère, on prélève 20 mL de la solution concentrée. On verse ce volume dans une fiole jaugée de 50 mL. On complète en plusieurs fois jusqu'au trait de jauge en prenant soin d'agiter à chaque fois.

2.1. Le spectrophotomètre ne doit pas tenir compte de l'absorbance du solvant (l'eau).

2.2. La courbe obtenue est une droite passant par l'origine ce qui est en accord avec la loi de Beer-Lambert A = k. [$Cu^{2+}_{(aq)}$].

3. Pour A = 1,5, on lit **$[Cu^{2+}]_{S2}$ = 0,125 mol.L^{-1}**



La solution S_2 a été obtenue par dilution de la solution S_1 : on a effectué une dilution par 2

La solution S1 est donc 2 fois plus concentrée en ions cuivre que la solution S2

$[Cu^{2+}]_{S1}$ = = 0,25 mol.L^{-1}

4. La méthode employée est un dosage par étalonnage, on a mesuré l'absorbance de solutions de concentrations connues afin de réaliser une droite d'étalonnage.

Lors d'un dosage par titrage, l'espèce titrée est consommée. Ici les ions cuivre II n'ont pas réagi.

3ème partie : Validité des dosages

1. *Concentration de la solution en soluté apporté*

$$C = \frac{m_{soluté}}{M_{soluté} \times V_{solution}} = \frac{15{,}6}{249{,}6 \times 0{,}25} = \mathbf{0{,}25\ mol.L^{-1}}$$

La formule de la solution de sulfate de cuivre est (Cu^{2+}, SO_4^{2-})

On a alors $[Cu^{2+}]$ = C = **0,25 mol.L^{-1}**

2. Les deux méthodes donnent des résultats en accord avec la préparation de la solution.