

**Exercice 01-QCM**

**6. B ; 7. A et B**

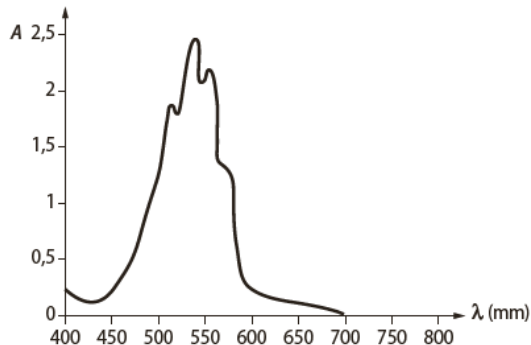
**Exercice 01-Eau de Dakin**

1. Les couleurs transmises sont le violet et le rouge.

Les couleurs absorbées sont l'orange, le jaune, le vert et le bleu.

2. Longueurs d'ondes transmises : de 380 nm à 450 nm et de 650 nm à 800 nm. Longueurs d'onde absorbées : de 450 nm à 650 nm.

3.



**Exercice 02- Traceur sanguin**

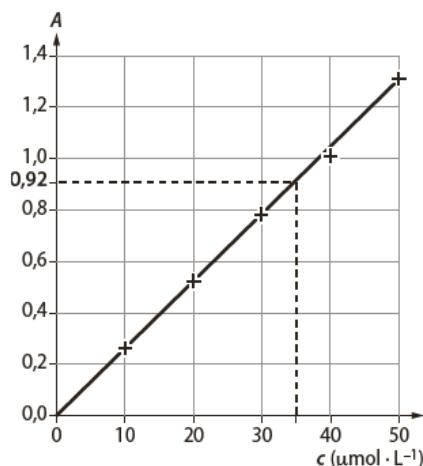
1. Les longueurs d'ondes sont absorbées de 520 nm à 700 nm, elles sont transmises de 380 nm à 520 nm.

2. Le rouge, l'orange, le jaune et une bonne partie du vert sont absorbés. Le violet et le bleu sont transmis.

3. Le colorant est bleu.

**Exercice 03- Loi de Beer-Lambert**

1. On trouve une droite qui passe par l'origine.



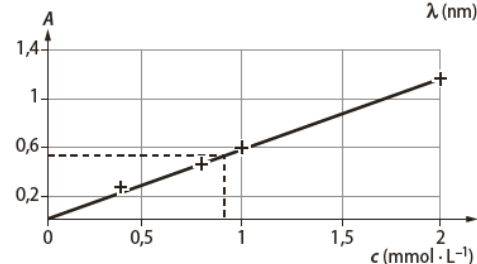
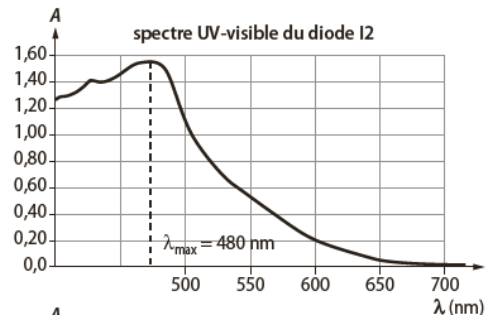
2. C'est une droite qui passe par l'origine.

3. L'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration (loi de Beer-Lambert).

4. En utilisant le graphique on trouve  $c_s = 35,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

**Exercice 04- Dosage d'une solution antiseptique de teinture d'iode**

1. Il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption pour optimiser la précision des mesures. Ici on trouve  $\lambda_{\text{max}} = 480 \text{ nm}$ .



2. La courbe d'étalonnage nous donne la concentration de la solution diluée.  $c_{\text{diluée}} = 0,90 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La solution officinale est 200 fois plus concentrée  $c_{\text{officinale}} = 180 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .  
 $n = C \cdot V = 0,180 \times 0,100 = 0,018 \text{ mol}$ .

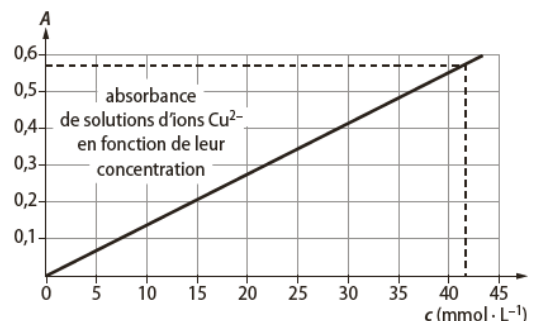
**Exercice 06- Du cuivre dans la monnaie**

1. a. Une solution d'ions fer (III) est de couleur jaune-vert car elle absorbe principalement dans le violet (entre 400 nm et 424 nm).

b. Une solution d'ions cuivre (II) est de couleur bleu-vert car elle absorbe principalement dans le rouge (entre 647 nm et 850 nm).

c. En travaillant à 800 nm, on est sûr que les ions fer (III) n'absorbent pas la lumière et donc que l'absorbance mesurée est uniquement due aux ions cuivre (II).

2. On trace le graphe  $A = f(c)$  :



On obtient une droite passant par l'origine, ce qui correspond bien à une situation de proportionnalité. La loi de Beer-Lambert est vérifiée.

3. On lit l'abscisse du point d'ordonnée  $A = 0,575$  et on obtient  $c = 42 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = c \cdot V \cdot M(\text{Cu}) \\ = 42 \times 10^{-3} \times 0,100 \times 63,5 = 0,27 \text{ g.}$$

4. % massique =  $\frac{0,27}{3,93} \times 100 = 6,9\%$ .

#### Exercice 07-Lien entre spectre d'absorption et couleur

1. Il faut se placer au plus près du maximum d'absorption, donc d'après le spectre fourni, vers 620 nm.
2. Le maximum d'absorption de la solution est vers 620 nm, ce qui correspond à la couleur orange. Sa couleur complémentaire dans le cercle est le bleu ce qui est bien la couleur de la solution.
3. La loi de Beer-Lambert n'est valable qu'aux faibles concentrations. Il est donc possible que la gamme étalon entre 0,10 et 0,50  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  soit trop concentrée, et les mesures ne donnent alors plus une droite, ou bien le spectrophotomètre sature.

## 1. Préparation de la solution de concentration $C_m = 0,5 \text{ mg/L}$

La solution mère a été diluée 20 fois pour obtenir cette concentration. Si on appelle  $C_0$  la concentration initiale de la solution mère, on a :

$$C_m = \frac{C_0}{20}$$

En réarrangeant, on trouve que :

$$C_0 = C_m \times 20 = 0,5 \times 20 = 10 \text{ mg/L}$$

La concentration de la solution mère est donc de 10 mg/L.

## 2. Intérêt de la réaction avec l'acide chromotropique

L'acide chromotropique réagit avec le formaldéhyde pour former un composé coloré, ce qui permet de doser le formaldéhyde par spectrophotométrie. Cette coloration rend la détection et la quantification du formaldéhyde possible en mesurant l'absorbance.

## 3. Couleur du composé coloré

Le composé formé lors de la réaction est coloré, ce qui signifie qu'il absorbe la lumière visible. En général, le complexe de formaldéhyde avec l'acide chromotropique prend une couleur violette ou bleue, ce qui le rend visible pour la mesure de l'absorbance dans cette gamme de longueurs d'onde.

## 4. Longueur d'onde de mesure de l'absorbance

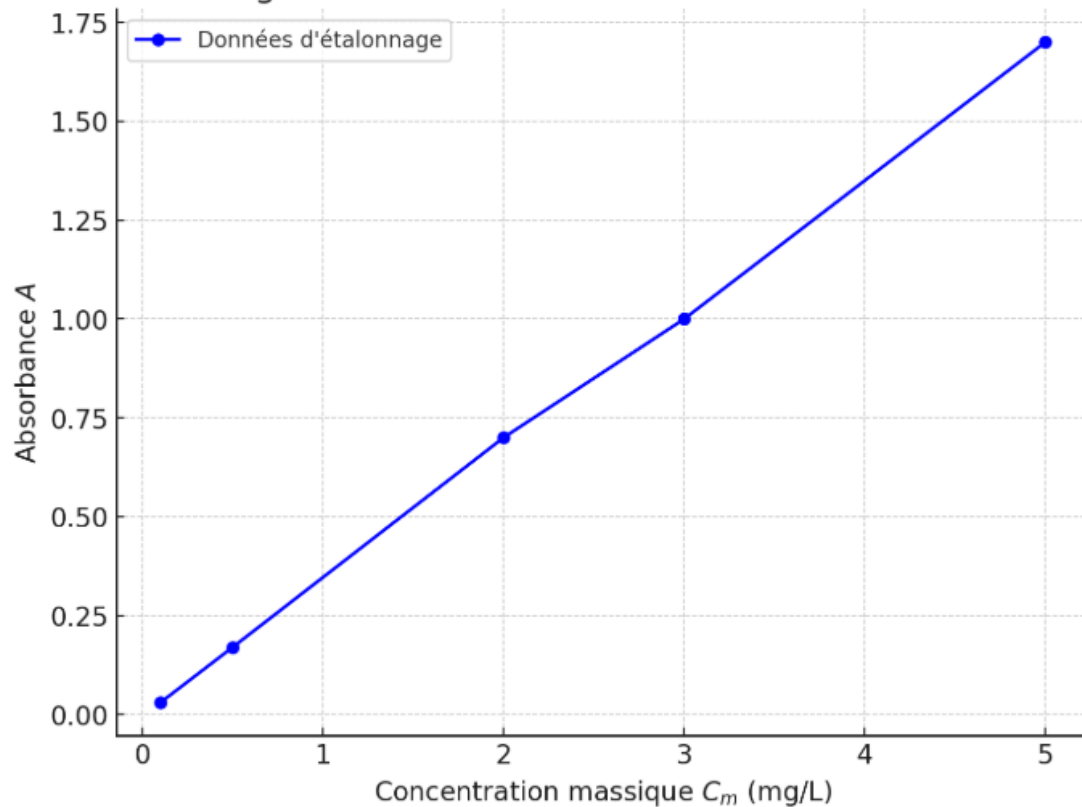
Pour mesurer l'absorbance, il est judicieux de choisir la longueur d'onde où le composé coloré a son maximum d'absorption. En général, pour les complexes de formaldéhyde avec l'acide chromotropique, cette longueur d'onde se situe autour de 580 nm, mais cela peut varier. Il est conseillé de vérifier la longueur d'onde optimale expérimentalement ou de se référer à la littérature.

## 5. Exploitation du dosage

- **a. Représentation graphique :** Pour cette question, il faut tracer un graphique de l'absorbance  $A$  en fonction de la concentration massique  $C_m$  des solutions étalons. Ensuite, on utilise la droite d'étalonnage obtenue pour déterminer la concentration de formaldéhyde dans le filtrat en utilisant l'absorbance mesurée (ici  $A = 1,3$ ).
- **b. Comparaison avec la norme E1 :** La norme E1 impose une teneur maximale en formaldéhyde de 8,0 mg pour 100 g de matériau. Après avoir déterminé la concentration massique du formaldéhyde dans le filtrat, il faudra comparer ce résultat à la norme pour voir si l'échantillon respecte ou dépasse cette limite.



### Courbe d'étalonnage : Absorbance en fonction de la concentration massique



Voici la courbe d'étalonnage représentant l'absorbance  $A$  en fonction de la concentration massique  $C_m$  en formaldéhyde (mg/L).



Tu peux utiliser cette droite pour estimer la concentration de formaldéhyde dans le filtrat étudié, en fonction de son absorbance  $A = 1,3$ .