

Correction Exercices Séquence 5

Dosage par étalonnage

EXERCICE 1 : QCM

Indiquer, dans chaque cas, la (les) bonne(s) réponse(s).

1. Dans le domaine visible, on mesure l'absorbance d'une solution :

- A. Colorée
- B. Incolore
- C. Opaque
- D. Très concentrée

2. L'absorbance d'une solution se mesure à l'aide d'un :

- A. pH-mètre
- B. spectrophotomètre
- C. réfractomètre
- D. banc Kofler

3. L'absorbance d'une solution dépend :

- A. de sa concentration
- B. du spectrophotomètre utilisé
- C. des dimensions de la cuve contenant la solution
- D. de la hauteur de la solution dans la cuve

($A = k \times l \times C$ avec A l'absorbance sans unité, C la concentration en mol. L^{-1} , l la largeur de la cuve en cm et k le coefficient d'extinction molaire en $\text{L.mol}^{-1}.\text{cm}^{-1}$)

4. Quand la concentration d'une solution diminue, son absorbance :

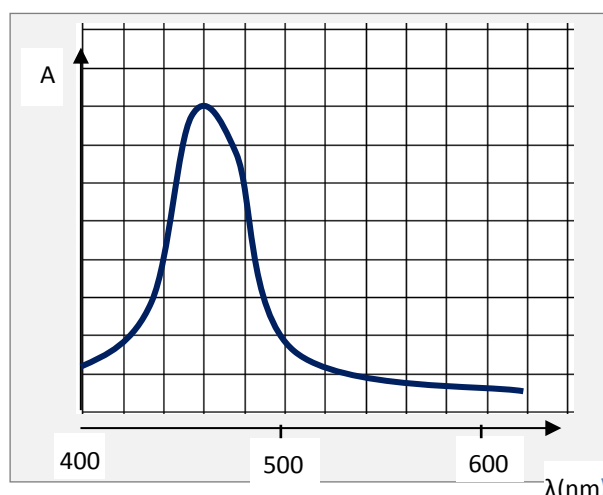
- A. Augmente
- B. Diminue
- C. Ne varie pas
- D. Est multipliée par deux

EXERCICE 2 : Indicateur coloré

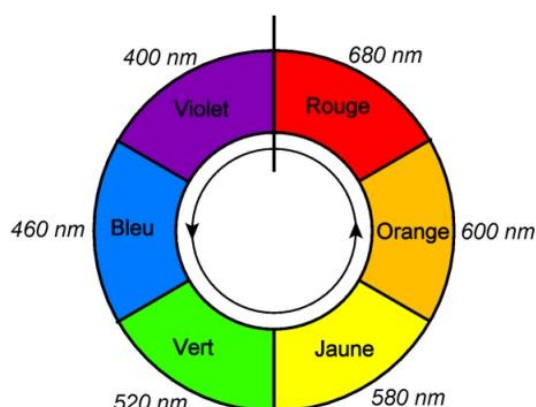
L'hélianthine est un indicateur coloré utilisé dans les dosages acido-basiques.

La couleur de cet indicateur coloré en solution aqueuse dépend du pH : l'hélianthine est rouge pour un pH inférieur à 4,4 et jaune pour un pH supérieur à 6,2.

On trace le spectre d'absorption d'une solution aqueuse S d'hélianthine à un pH fixé.



1. Quelle est la longueur d'onde du maximum d'absorption ? $\lambda_{\max} = 460 \text{ nm}$
2. En déduire la couleur de la solution S analysée. La solution absorbe dans le bleu donc la solution est orange (couleur complémentaire du bleu)
3. Dans quel domaine de pH la solution a-t-elle été préparée ? La solution a dû être préparée à un pH compris entre 4,4 et 6,2 car le orange est un mélange de rouge et de jaune.
4. Quelle serait l'allure du spectre d'absorption si la solution avait été préparée à pH = 2 ? A pH < 4,4 l'hélianthine est rouge donc sa couleur complémentaire étant le vert, elle absorbe dans le domaine du vert (λ_{\max} autour de 520 nm)



EXERCICE 3 : Loi de Beer Lambert

1. Enoncer la loi de Beer Lambert en rappelant la signification et l'unité de chaque terme de la relation.
($A = k \times l \times C$ avec A l'absorbance sans unité, C la concentration en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, l la largeur de la cuve en cm et k le coefficient d'extinction molaire en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$)
2. Citer 2 conditions de la validité de cette loi.
Cette loi est valide pour une lumière monochromatique, une solution limpide de concentration inférieure à $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
3. On réalise des mesures d'absorbance d'une solution aqueuse de diiode à des concentrations et des longueurs d'onde différentes. Compléter le tableau suivant :

Absorbance A	1,52	0,780	NON VALIDE car C trop élevée
Concentration C ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	0,00305	0,00157	7,50
k ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$) coefficient d'absorbance	497	497	0,109

4. De quels paramètres dépend le coefficient d'absorbance k ? k dépend de la longueur d'onde de la radiation monochromatique et de la solution étudiée.

EXERCICE 4 : Absorbance d'une solution

Donnée : masse molaire moléculaire du sulfate de cuivre pentahydraté $M(\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}) = 249,6 \text{ g.mol}^{-1}$

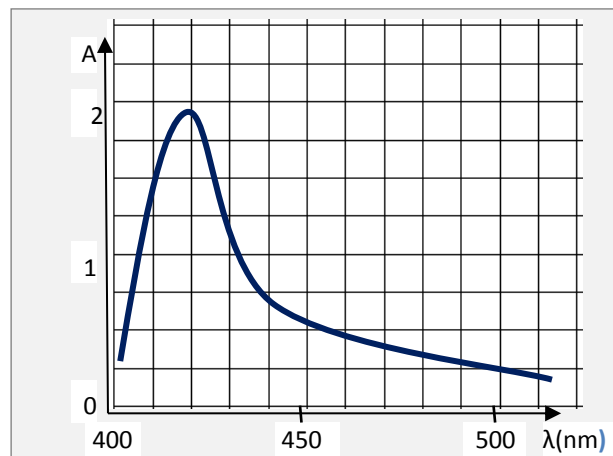
La longueur d'onde du maximum d'absorption d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre pentahydraté est $\lambda_{\text{max}} = 805 \text{ nm}$.

L'absorbance de cette solution de concentration massique $C_m = 2,50 \text{ g.L}^{-1}$ est $A = 0,120$.

1. Calculer la concentration molaire C de cette solution.
 $C = C_m / M$ A.N : $C = 2,50 / 249,6 = 0,00100 \text{ mol.L}^{-1}$
2. En déduire la valeur du coefficient k en L.mol^{-1}
 $A = k \times C$ avec k en L.mol^{-1} . D'où $k = A / C = 0,120 / 0,00100 = 120 \text{ L.mol}^{-1}$
3. Quelle est la valeur de l'absorbance d'une solution de sulfate de cuivre cinq fois plus concentrée ?
 $A' = k \times C'$ avec $C' = 5 C$ d'où $A' = 5 A = 0,120 \times 5 = 0,600$
4. Pour la mesure de l'absorbance de cette solution concentrée, à quelle longueur d'onde doit-on se placer ?
Pour avoir la meilleure précision, il faut se placer au maximum d'absorption ($\lambda_{\text{max}} = 805 \text{ nm}$).

EXERCICE 5 : Spectre d'absorption d'une solution

Le spectre d'absorption $A = f(\lambda)$ d'une solution de diiode I_2 est donné ci-contre :



1. Quelles sont les étapes à suivre pour réaliser un dosage par étalonnage de cette solution de diiode.
On prépare 5 solutions de concentrations C_1 à C_5 par dilution
On règle le spectrophotomètre à la longueur d'onde du maximum d'absorption $\lambda_{\max} = 420 \text{ nm}$
On mesure l'absorbance A_1 à A_5 des solutions 1 à 5.
On trace $A_i = f(C_i)$
On mesure l'absorbance de la solution à étudier et graphiquement on en déduit sa concentration à l'aide de la droite d'étalonnage.
2. Pourquoi faut-il réaliser le zéro d'absorbance sur le spectrophotomètre avant de réaliser les mesures ?
On fait le zéro d'absorbance sur le solvant et toutes les espèces autres que le diiode pour s'affranchir d'éventuelles absorptions qui fausseraient les mesures.
3. Quelle sera l'allure de la courbe d'étalonnage ?
Droite qui passe par l'origine A_i est une fonction linéaire de C_i
4. A quelle loi obéit-elle ?
Loi de Beer-Lambert $A_i = k \times C_i$