

CLASSE : Première

E3C : ☐ E3C1 ☒ E3C2 ☐ E3C3

VOIE : ☒ Générale

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1 h

CALCULATRICE AUTORISÉE : ☒ Oui ☐ Non

Recycler un médicament (10 points)

1

1.1

Pour faire une extraction par solvant :

- Le solvant choisi doit être non miscible avec le solvant initial
- La molécule à extraire doit être plus soluble dans le solvant choisi que dans le solvant initial

Le diode se trouve dans une solution aqueuse (l'eau est le solvant).

Nous choisissons le cyclohexane car :

- il est non miscible à l'eau
- le diode est soluble dans le cyclohexane alors qu'il est peu soluble dans l'eau.

1.2

Chlore : numéro atomique : $Z = 17$; configuration électronique : $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^5$

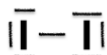
Le chlore a 7 électrons de valence, il fait donc une liaison et possède 3 doublets non liants.

Dichlore :



Le schéma de Lewis de la molécule de diiode est le même que celui du dichlore.

Diiodé :



1.3

La molécule de diiode I_2 est apolaire car les deux atomes possèdent la même électronégativité. Le solvant choisi (le cyclohexane) est donc apolaire.

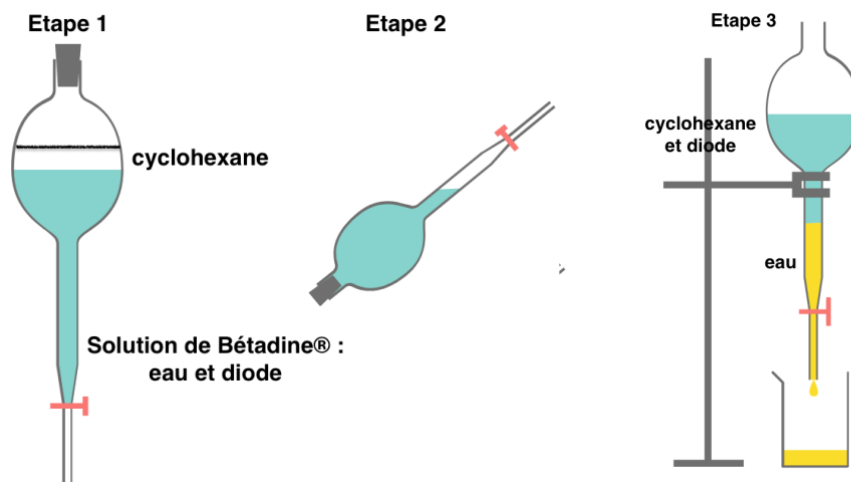
1.4

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho \times V$$

$$m = 0,78 \cdot 10^3 \times 20 \cdot 10^{-3} = 15,6 \text{ g}$$

1.5



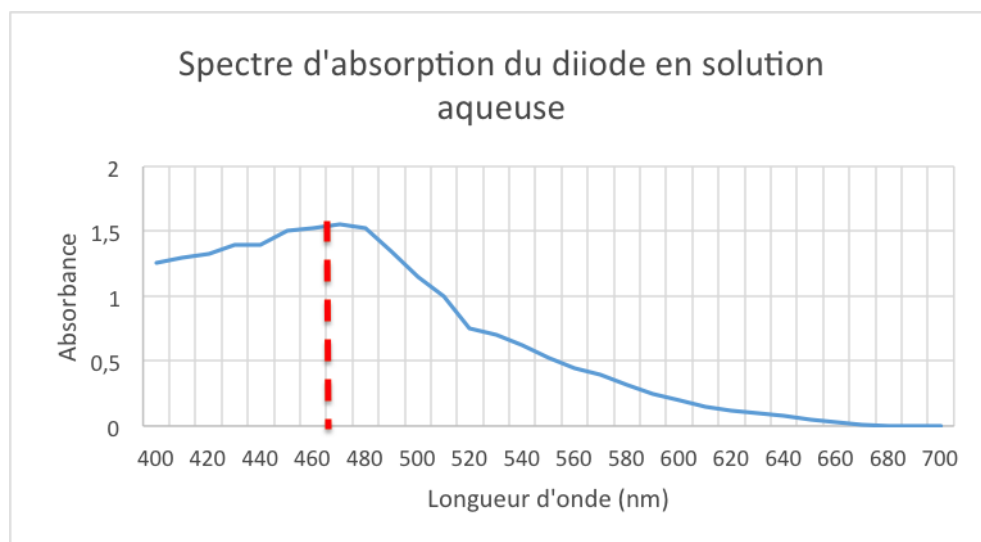
Le cyclohexane est moins dense que l'eau, il se trouve au dessus.

Le solvant choisi est cancérigène il faut donc procéder à l'extraction sous hotte aspirante.
Le solvant choisi est dangereux pour l'environnement, il faut donc ne rien jeter à l'égout.

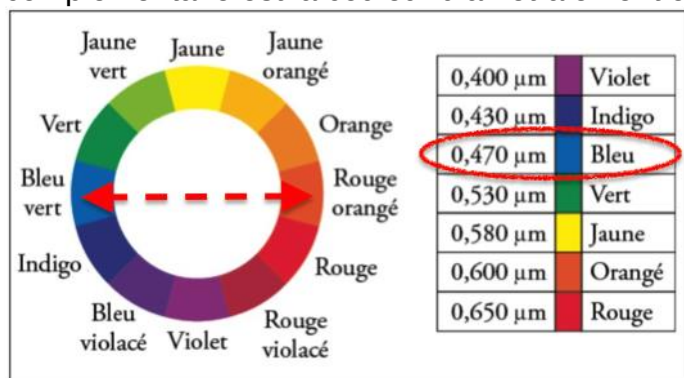
2.

2.1

$$\lambda_{\max} = 470 \text{ nm}$$



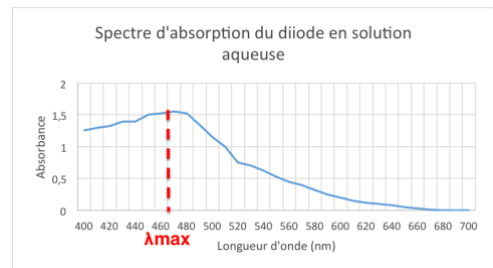
La couleur de la solution est la couleur complémentaire de la couleur absorbée. La couleur complémentaire est la couleur diamétralement opposée sur le cercle chromatique.



La solution de diode absorbe dans le bleu, elle est donc rouge orangé.

2.2

Pour mesurer l'absorbance des solutions de diiode, il régler le spectrophotomètre sur $\lambda_{\max} = 470 \text{ nm}$



2.3

$A=f(C)$ est une droite passant par l'origine. A et c sont proportionnel : $A = K \times C$
La loi de Beer-Lambert est vérifiée.

2.4

Cette courbe permet d'envisager un dosage spectrophotométrique par étalonnage.

2.5

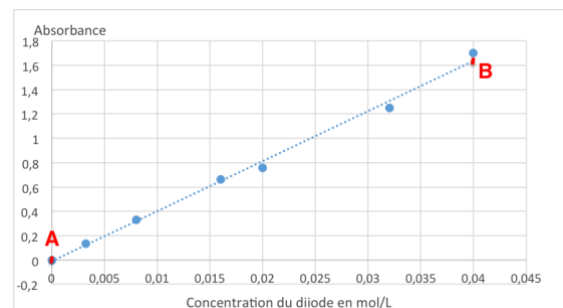
$A_1 > A_2$ donc $C_1 > C_2$. On dose ici la concentration de diiode restante dans la solution aqueuse après extraction.
Il reste plus de diiode avec la 1ere méthode.

Ainsi la méthode 2 est plus efficace.

2.6

La lecture graphique n'étant pas évidente, trouvons le coefficient directeur :

$$k = \frac{A_B - A_A}{C_B - C_A}$$
$$k = \frac{1,6 - 0}{0,04 - 0} = 40 \text{ L. mol}^{-1}$$



Calculons C_1 et C_2 .

$$A = K \times C$$

$$C = \frac{A}{K}$$

$$C_1 = \frac{0,65}{40} = 1,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$C_2 = \frac{0,50}{40} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

Calculons C_{m1} et C_{m2} ; les concentrations massiques.

$$C_m = C \times M_{I_2}$$

$$C_{m1} = C_1 \times M_{I_2} = 1,63 \cdot 10^{-2} \times 254 = 4,14 \text{ g. L}^{-1}$$

$$C_{m1} = C_1 \times M_{I_2} = 1,25 \cdot 10^{-2} \times 254 = 3,18 \text{ g. L}^{-1}$$

Quel que soit la méthode employée, la concentration est supérieure à la concentration maximale de 11 mg/L d'une solution aqueuse de diiode pour qu'elle soit sans effet sur l'environnement.

Il ne faut donc pas rejeter la phase aqueuse à l'évier à l'issue de l'extraction.