

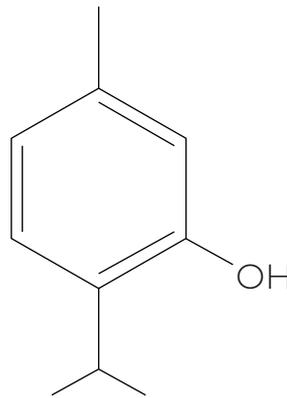


SUJET DE SPÉ. PHYSIQUE-CHIMIE BAC GÉNÉRAL 2024 MÉTROPOLE

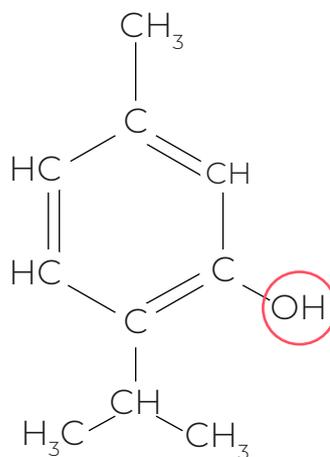
EXERCICE 1

QUESTION 1

L'énoncé fournit en figure 1 une formule topologique de la molécule de thymol :



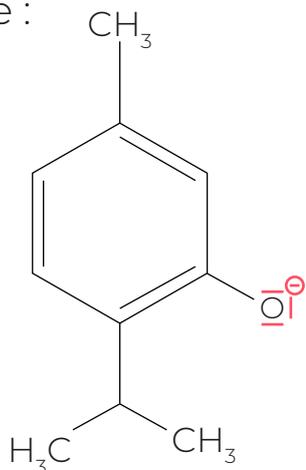
Ainsi, sa formule semi-développée devient :



Son groupe caractéristique entouré correspond à l'hydroxyle. Etant donné que cette molécule possède un **groupe hydroxyle** **R-OH** fixé sur sa chaîne carbonée, le thymol fait donc partie de la famille des alcools.

QUESTION 2

Le schéma de Lewis de l'ion thymolate peut s'écrire de la façon suivante :



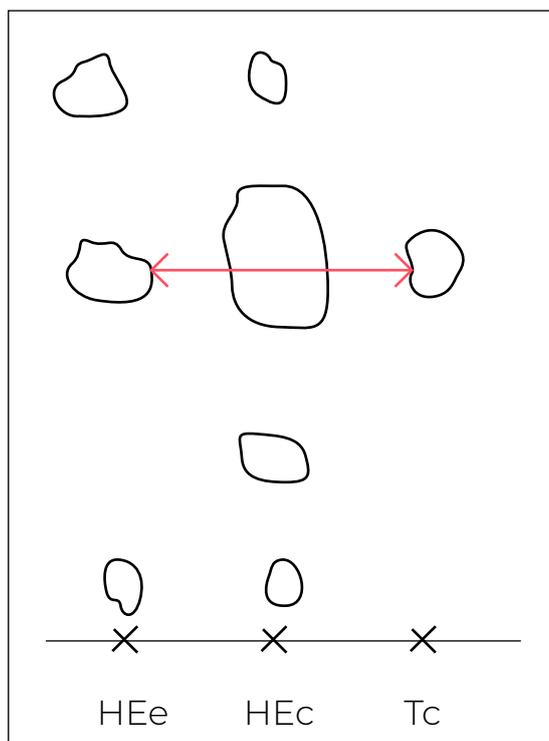
Ou plus simplement :



QUESTION 3

D'après le chromatogramme obtenu, au moins 3 substances constituent l'huile essentielle HEE obtenue expérimentalement (au moins car il peut y en avoir d'autres mais elles ne sont pas apparues, n'étant pas solubles dans l'éluant utilisé).

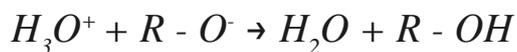
Un des constituants du mélange est à la même hauteur que la tache du dépôt de thymol du commerce :



Ainsi, le thymol fait bien partie des substances qui constituent l'huile essentielle HEE.

QUESTION 4

L'équation de la réaction entre l'acide chlorhydrique (couple en jeu H_3O^+ / H_2O) et l'ion thymolate (couple en jeu $R - OH / R - O^-$) est :



QUESTION 5

Par définition, l'extraction par un solvant est une technique qui consiste à faire passer, par solubilisation, la substance à extraire dans un solvant, qui est ici l'hexane.

À l'issue de la décantation, la phase dans laquelle se trouve le thymol est une solution d'alcool ($R - OH$) organique non miscible dans l'eau mais miscible dans l'hexane (qui est un solvant organique).

Étant donné que la densité de l'hexane ($d = 0,66$) est inférieure à celle de l'eau ($d = 1,0$), le thymol sera donc dans la phase légère au-dessus de la phase aqueuse dans l'ampoule à décanter.

QUESTION 6

D'après l'énoncé, le pourcentage massique moyen en thymol de l'huile essentielle de thym est de 53 %.

Or par définition, le pourcentage massique en thymol de l'huile essentielle de thym est :

$$\% \text{ massique} = \frac{m_{\text{thymol}}}{m_{\text{huile essentielle}}}$$

Or l'énoncé précise également que le traitement d'un échantillon de 100 g de thym d'origine française permet d'obtenir au maximum 2 g d'huile essentielle de thym, donc 300 g de thym nous permettent d'obtenir 6 g d'huile essentielle de thym.

Sachant que le pourcentage massique moyen en thymol de l'huile essentielle de thym est de 53 %, on a :

$$m_{\text{thymol}} = \% \text{ massique} \times m_{\text{huile essentielle}} = 0,53 \times 6 = 3,18 \text{ g}$$



Or, après évaporation du solvant, on obtient des cristaux dont la masse correspond à 31 % de la masse de thymol présent initialement dans l'huile essentielle.

Finalement, la masse de cristaux obtenue de thymol est :

$$m_{\text{cristaux thymol}} = 0,31 \times m_{\text{thymol}} = 0,31 \times 3,18 = 0,99 \text{ g}$$

Ce qui, en arrondi, correspond à 1 g.

Remarque : en déroulant le raisonnement dans l'autre sens, c'est-à-dire, en partant de la masse de cristaux obtenue (1 g), on obtient une masse de thymol requise de 304 g.

QUESTION 7

Par définition, des molécules sont dites isomères si elles sont différentes mais ont des formules brutes identiques.

Ici,

- La formule brute du thymol est $C_{10}H_{14}O$;
- La formule brute du produit P2 est : $C_{10}H_{14}O$;
- La formule brute du produit P4 est : $C_{13}H_{20}O$

Donc seul le produit 2 uniquement est un isomère du thymol.

QUESTION 8

Par définition, un catalyseur est une espèce qui augmente la vitesse de réaction sans modifier l'état final du système.

Or, on sait que la température est un facteur cinétique d'une réaction, donc utiliser un catalyseur permet de ne pas avoir à porter la synthèse à une température élevée pour augmenter la vitesse de réaction.

QUESTION 9

Le fait d'introduire le propène en excès permet de s'assurer que le m-crésol est le réactif limitant : la transformation est alors supposée totale ou quasi-totale.



Dans le cas où la transformation serait non totale, cela permet d'augmenter le taux d'avancement final de cette réaction et donc d'améliorer son rendement.

QUESTION 10

Par définition, la distillation fractionnée permet de séparer des liquides miscibles dont la température d'ébullition est bien différente.

Etant donné que le thymol et le m-crésol ont des températures d'ébullition différentes, ces derniers peuvent en principe être séparés lors de la distillation fractionnée.

On récupérera en premier le m-crésol ayant une température d'ébullition de 203 °C inférieure à la température d'ébullition du thymol, qui est de 233 °C.

QUESTION 11

On cherche le volume de m-crésol, noté $V_{m\text{-crésol}}$, nécessaire pour synthétiser une masse $m_{\text{thymol}} = 1,0 \text{ g}$.

Par définition du rendement :

$$\eta = \frac{\text{quantité de matière de thymol réellement obtenue}}{\text{quantité de matière si la réaction avait été totale}} = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{n_{f\text{thymol}}}{n_{i\text{m-crésol}}}$$

puisque l'avancement final de la réaction correspond à la quantité de thymol réellement produite par la synthèse et l'avancement maximal correspondant au cas où tout le m-crésol a entièrement réagi (puisque le propène est introduit en excès).

Or, la quantité de matière de thymol produite par la synthèse est :

$$n_{f\text{thymol}} = \frac{m_{\text{thymol}}}{M_{\text{thymol}}} \quad (1), \text{ si } M_{\text{thymol}} \text{ est sa masse molaire.}$$

La quantité de matière initiale de m-crésol introduite vaut :

$$n_{i\text{m-crésol}} = \frac{m_{\text{m-crésol}}}{M_{\text{m-crésol}}} \text{ si } m_{\text{m-crésol}} \text{ est la masse introduite et } M_{\text{m-crésol}} \text{ sa masse molaire.}$$

Or par définition de la densité : $d_{m\text{-crésol}} = \frac{\mu_{m\text{-crésol}}}{\mu_{\text{eau}}} \Leftrightarrow \mu_{m\text{-crésol}} = d_{m\text{-crésol}} \times \mu_{\text{eau}}$

si $\mu_{m\text{-crésol}}$ est la masse volumique du m-crésol et μ_{eau} celle de l'eau.

Et par définition de la masse volumique :

$$\mu_{m\text{-crésol}} = \frac{m_{m\text{-crésol}}}{V_{m\text{-crésol}}} \Leftrightarrow m_{m\text{-crésol}} = \mu_{m\text{-crésol}} \times V_{m\text{-crésol}} = d_{m\text{-crésol}} \times \mu_{\text{eau}} \times V_{m\text{-crésol}}$$

$$\text{soit } n_{i\text{ m-crésol}} = \frac{m_{m\text{-crésol}}}{M_{m\text{-crésol}}} = \frac{d_{m\text{-crésol}} \times \mu_{\text{eau}} \times V_{m\text{-crésol}}}{M_{m\text{-crésol}}} \quad (2)$$

Finalement, (1) et (2) donne :

$$\eta = \frac{n_{f\text{ thymol}}}{n_{i\text{ m-crésol}}} = \frac{\frac{m_{\text{thymol}}}{M_{\text{thymol}}}}{\frac{d_{m\text{-crésol}} \times \mu_{\text{eau}} \times V_{m\text{-crésol}}}{M_{m\text{-crésol}}}}$$

$$\Leftrightarrow \eta = \frac{m_{\text{thymol}}}{M_{\text{thymol}}} \times \frac{M_{m\text{-crésol}}}{d_{m\text{-crésol}} \times \mu_{\text{eau}} \times V_{m\text{-crésol}}}$$

$$\Leftrightarrow \eta = \frac{m_{\text{thymol}} \times M_{m\text{-crésol}}}{M_{\text{thymol}} \times d_{m\text{-crésol}} \times \mu_{\text{eau}} \times V_{m\text{-crésol}}}$$

$$\Leftrightarrow V_{m\text{-crésol}} = \frac{m_{\text{thymol}} \times M_{m\text{-crésol}}}{M_{\text{thymol}} \times d_{m\text{-crésol}} \times \mu_{\text{eau}} \times \eta}$$

Application numérique :

$$V_{m\text{-crésol}} = \frac{1,0 \times 108,1}{150,2 \times 1,03 \times 1,010^3 \times 0,73} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,96 \text{ ml}$$

Ainsi, le volume de m-crésol nécessaire pour synthétiser 1,0 g de thymol par le procédé de la figure 3 est donc inférieur à 1 mL.

QUESTION 12

Par définition, on dit d'une espèce chimique qu'elle est amphotère si elle peut jouer à la fois le rôle d'acide et le rôle de base.

C'est l'espèce BTH^- qui appartient aux deux couples acide-base, donc la forme amphotère du bleu de thymol est le BTH^-

QUESTION 13

La constante d'acidité du couple HA / A^- , notée K_A , est la constante d'équilibre de la réaction l'acide HA avec l'eau.

L'équation de cette transformation est $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$.

La constante d'équilibre s'écrit alors :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}} \times [A^-]_{\text{éq}}}{[HA]_{\text{éq}} \times c^0}$$

QUESTION 14

La constante d'acidité du couple BTH^- / BT^{2-} est :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}} \times [BT^{2-}]_{\text{éq}}}{[BTH^-]_{\text{éq}} \times c^0}$$

$$\Rightarrow \log(K_A) = \log\left(\frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}}{c^0}\right) + \log\left(\frac{[BT^{2-}]_{\text{éq}}}{[BTH^-]_{\text{éq}}}\right)$$

$$\Leftrightarrow -\log\left(\frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}}{c^0}\right) = -\log(K_A) + \log\left(\frac{[BT^{2-}]_{\text{éq}}}{[BTH^-]_{\text{éq}}}\right)$$

$$\Leftrightarrow pH = pK_A + \log\left(\frac{[BT^{2-}]_{\text{éq}}}{[BTH^-]_{\text{éq}}}\right)$$

par définition du pH et du pK_A du couple BTH^- / BT^{2-} .

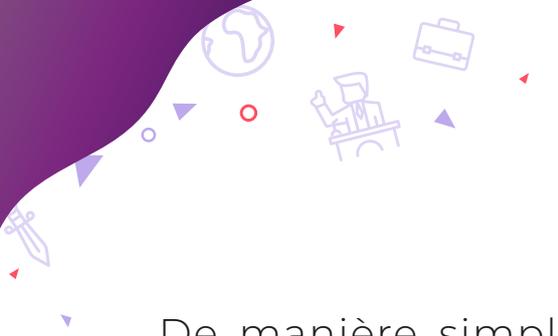
En utilisant le diagramme de distribution fourni en figure 5, quand les proportions de BTH^- et de BT^{2-} sont égales, on obtient $pH = pK_A$ (puisque $\log(1)=0$)

Finalement, on en déduit que le pK_A du couple BTH^- / BT^{2-} vaut 8,8.

Or, un indicateur coloré convient pour un titrage acide-base si le pH à l'équivalence est inclus dans la zone de virage de cet indicateur.

D'après la simulation du titrage en figure 4, en s'appuyant sur la méthode des tangentes parallèles, le pH à l'équivalence vaut 8,4.

Remarque : cela justifiait l'utilisation possible de la phénolphtaléine.



De manière simplifiée, on obtient la zone de virage d'un indicateur coloré en ajoutant ± 1 au pK_A du couple acide-base auquel appartient l'indicateur coloré, ce qui donne ici $7,8 < pH < 9,8$ quand la zone de virage de la phénolphthaléine est $8,2 < pH < 9,9$ d'après l'énoncé. Ainsi, la deuxième forme du bleu de thymol convient pour effectuer ce dosage.

Concernant enfin son changement de couleur, en utilisant le spectre d'absorption UV-visible des trois formes du bleu de thymol fourni en figure 6 :

- Concernant l'ion BTH^- , le maximum d'absorption se situe autour de la longueur d'onde 440 nm qui correspond au domaine du violet. Ainsi, le BTH^- a une teinte jaune, qui est la couleur complémentaire diamétralement opposée sur le cercle chromatique fourni en figure 7 ;
- Concernant l'ion BT^{2-} , le maximum d'absorption se situe autour de 600 nm, ce qui correspond au domaine du orange. Ainsi, l'ion BT^{2-} a une teinte bleue d'après le cercle chromatique.

Finalement, lors du titrage d'un acide faible par une base forte, le bleu de thymol utilisé - en remplacement de la phénolphthaléine, sera un indicateur coloré (couple BTH^- / BT^{2-}) qui va passer de sa forme acide vers sa forme basique, soit du jaune vers le bleu.

QUESTION 15

Calculons désormais l'écart normalisé :

$$z = \frac{|pK_A - pK_{A\text{réf}}|}{u(pK_A)} = \frac{|8,8 - 8,9|}{0,2} = 0,5$$

Par convention, \leq les deux valeurs pK_A et $pK_{A\text{réf}}$ sont dites compatibles si $z \leq 2$, donc la valeur expérimentale est en accord avec la valeur tabulée du pK_A du couple BTH^- / BT^{2-} .