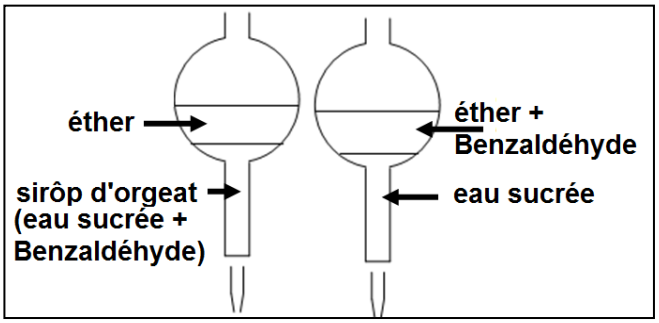
Séquence 3	Les synthèses organiques	Exercices

EX1/

	eau	alcool	éther
densité	1,00	0,80	0,71
solubilité du benzaldéhyde	soluble	très soluble	très soluble
miscibilité à l'eau	-	miscible	non miscible
Température d'ébullition	100°C	78°C	35°C

→ On utilise **de l'éther** comme solvant car :

- l'éther n'est pas miscible avec l'eau ; on distinguera donc 2 phases dans l'ampoule à décanter
- le benzaldéhyde est plus soluble dans l'éther que dans l'eau : lorsque l'on va agiter l'ampoule à décanter, le benzaldéhyde va passer de la phase aqueuse (contenant l'eau) à la phase organique contenant le solvant (l'éther)
- l'éther est un solvant volatil ; sa température d'ébullition est plus faible que la température d'ébullition de l'eau



→ Avant l'agitation, l'ampoule à décanter possède 2 phases :

- *la phase supérieure* contient éther (densité inférieure à 1) et la *phase supérieure* contient le sirop d'orgeat (eau sucrée et Benzaldéhyde)

→ Pendant l'agitation, le Benzaldéhyde passe de la phase inférieure contenant l'eau sucrée, à la phase supérieure contenant l'éther car le Benzaldéhyde est plus soluble dans l'éther que dans l'eau sucrée

→Pour récupérer le Benzaldéhyde :

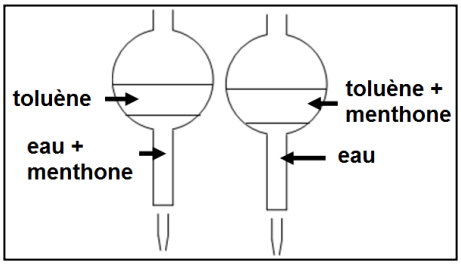
- On ouvre le robinet de l'ampoule à décanter afin d'évacuer la phase inférieure contenant l'eau sucrée, et on récupère la phase supérieure contenant l'éther et le Benzaldéhyde
- On chauffe légèrement cette phase afin de faire évaporer l'éther qui est un solvant très volatil ; il ne restera plus que le Benzaldéhyde dans le récipient

EX2/

	eau	éthanol	toluène	dichlorométhane
Densité	1	0,8	0,87	1,33
Solubilité de la menthone	faible	importante	importante	importante
Miscibilité avec l'eau		miscible	non miscible	non miscible

→ On utilise **le toluène** comme solvant car :

- la menthone est plus soluble dans le toluène que dans l'eau
- le toluène n'est pas miscible avec l'eau ; on distinguera donc 2 phases dans l'ampoule à décanter
- le toluène est un solvant volatil ; sa température d'ébullition est plus faible que la température d'ébullition de l'eau
- le toluène est moins nocif que le dichlorométhane



→ Avant l'agitation, l'ampoule à décanter possède 2 phases :

- *la phase supérieure* contient le toluène (densité inférieure à 1) et la *phase supérieure* contient l'eau et la menthone

→ Pendant l'agitation, la menthone passe de la phase inférieure contenant l'eau, à la phase supérieure contenant le toluène car la menthone est plus soluble dans le toluène que dans l'eau

→Pour récupérer la menthone :

- On ouvre le robinet de l'ampoule à décanter afin d'évacuer la phase inférieure contenant l'eau, et on récupère la phase supérieure contenant le toluène et la menthone

- On chauffe légèrement cette phase afin de faire évaporer le toluène qui est un solvant très volatil ; il ne restera plus que la menthone dans le récipient

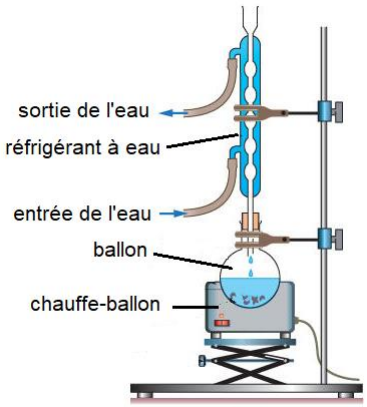
EX3/

Sur une plaque CCM, on trace au crayon à papier une ligne horizontale à 1 cm du bas : c'est la ligne de dépôt.

Sur cette ligne on dépose une goutte de linalol, une goutte de géraniol, une goutte d'huile essentielle et une goutte de citral. On place la plaque dans une cuve à chromato contenant un éluant. Lors de l'élution l'éluant monte par capillarité et entraine les taches déposées.

A la fin de l'élution, des taches au même niveau indique la présence d'espèces de même nature. L'huile essentielle contient donc du géraniol, du linalol mais pas de citral

EX4/



1) *Schéma annoté du dispositif*

2) *Utilité du chauffage*

On chauffe le milieu réactionnel afin d'accélérer la réaction.

La température est un facteur cinétique, car la température reflète l'état d'agitation d'un milieu. Lorsqu'elle augmente, les particules sont plus agitées et les collisions entre elles ainsi que l'efficacité de ces collisions sont multipliées. Plus la température augmente, plus la vitesse de réaction augmente.

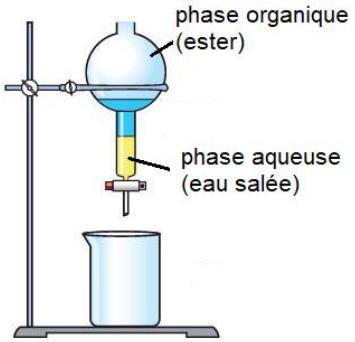
Utilité du chauffage à reflux

Les vapeurs des réactifs et des produits ou du solvant, présents dans le mélange réactionnel en ébullition, se forment et s'élèvent dans le réfrigérant. Les parois du réfrigérant étant maintenues froides, à une température très inférieure à la température d'ébullition des réactifs et des produits, ceux-ci se condensent (c'est à dire passent de l'état vapeur à l'état liquide) et retournent dans le milieu réactionnel.

Le montage à reflux évite ainsi la perte de matière, et le dégagement de vapeurs nocives dans la pièce.

3) On verse le contenu du ballon dans un bécher contenant de l'eau salée : c'est le relargage. L'ester formé étant très peu soluble dans l'eau salée quitte la phase aqueuse : cette méthode permet d'extraire la totalité de l'ester de la phase aqueuse.

4) La phase organique (de densité 1,06) a ici une densité inférieure à la phase aqueuse (eau salée de densité 1,25) ; l'ester se trouve dans la phase supérieure



5) *nature de la phase organique*

D'après la chromatographie, on observe pour le dépôt B, 2 taches.

La phase organique n'est donc pas pure : elle contient de l'éthanoate de benzyle (car on observe une tache au niveau de la tache C) et de l'alcool benzylique (car on observe une tache au niveau de la tache D)

6) *Quantité de matière initiale d'acide éthanoïque*

$$d_{acide} = 1{,}05 \rightarrow \rho_{acide} = 1{,}05\ g.mL^{-1}\ ;\ n_{acide} = \frac{m_{acide}}{M_{acide}} = \frac{\rho_{acide} \times V_{acide}}{M_{acide}} = \frac{1{,}05 \times 15}{60} = \mathbf{2{,}63.10^{-1}\ mol}$$

Quantité de matière initiale d'alcool benzylique

$$d_{alcool} = 1{,}04 \rightarrow \rho_{alcool} = 1{,}04\ g.mL^{-1}\ ;\ n_{alcool} = \frac{m_{alcool}}{M_{alcool}} = \frac{\rho_{alcool} \times V_{alcool}}{M_{alcool}} = \frac{1{,}04 \times 12}{108} = \mathbf{1{,}16.10^{-1}\ mol}$$

L'équation de la réaction indique que 1 mol d'acide éthanoïque réagit avec 1 mol d'alcool benzylique ; donc avec $1{,}16.10^{-1}$ mol d'alcool benzylique, on a besoin de $1{,}16.10^{-1}$ mol d'acide éthanoïque. Or on dispose de $2{,}63.10^{-1}$ mol d'acide : **l'acide est en excès**

Le chromatogramme indique qu'il reste de l'alcool dans la phase organique : la réaction n'est donc pas terminée au bout de 20 minutes.

7) *Masse théorique d'ester*

L'équation indique qu'à partir d'une mole d'acide éthanoïque, on obtient une mole d'ester : donc à partir de $1{,}16.10^{-1}$ mol d'acide, on obtient $1{,}16.10^{-1}$ mol d'ester

$$m_{ester} = n_{ester} \times M_{ester} = 1{,}16.10^{-1} \times 150 = \mathbf{17{,}4\ g}$$

Volume d'ester

$$d_{ester} = 1{,}06 \rightarrow \rho_{ester} = 1{,}06\ g.mL^{-1}\ ;\ \rho_{ester} = \frac{m_{ester}}{V_{ester}} \rightarrow V_{ester} = \frac{m_{ester}}{\rho_{ester}} = \frac{17{,}4}{1{,}06} = \mathbf{16{,}4\ mL}$$

EX5/

1) *Equation de la réaction* : $\mathbf{C_7H_6O_2 + C_7H_8O \rightarrow C_{14}H_{12}O_2 + H_2O}$

2) *Quantité de matière initiale d'acide benzoïque* : $n_{acide} = \frac{m_{acide}}{M_{acide}} = \frac{24}{106} = \mathbf{2{,}26.10^{-1}\ mol}$

Quantité de matière initiale d'alcool benzylique

$$d_{alcool} = 1{,}04 \rightarrow \rho_{alcool} = 1{,}04\ g.mL^{-1}\ ;\ n_{alcool} = \frac{m_{alcool}}{M_{alcool}} = \frac{\rho_{alcool} \times V_{alcool}}{M_{alcool}} = \frac{1{,}04 \times 15}{108} = \mathbf{1{,}44.10^{-1}\ mol}$$

L'équation de la réaction indique que 1 mol d'acide benzoïque réagit avec 1 mol d'alcool benzylique ; donc avec $1{,}44.10^{-1}$ mol d'alcool benzylique, on a besoin de $1{,}44.10^{-1}$ mol d'acide éthanoïque. Or on dispose de $2{,}26.10^{-1}$ mol d'acide : **l'acide est en excès.**

L'équation indique qu'à partir d'une mole d'acide benzoique, on obtient une mole d'ester : donc à partir de $1{,}44.10^{-1}$ mol d'acide, on obtient $1{,}16.10^{-1}$ mol d'ester

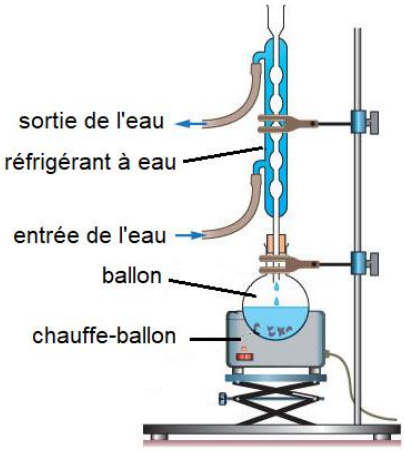
$$m_{ester} = n_{ester} \times M_{ester} = 1{,}44.10^{-1} \times 212 = 30{,}5\ g$$

Volume d'ester

$$d_{ester} = 1{,}12 \rightarrow \rho_{ester} = 1{,}12\ g.mL^{-1}\ ;\ \rho_{ester} = \frac{m_{ester}}{V_{ester}} \rightarrow V_{ester} = \frac{m_{ester}}{\rho_{ester}} = \frac{30{,}5}{1{,}12} = \mathbf{27{,}2\ mL}$$

Rendement de l'expérience : $\text{rend} = \frac{\text{volume exp}}{\text{volume théo}} = \frac{19}{27{,}2} = 0{,}70$ = **70 %**

EX6/



1) Le réactif 1 possède la fonction ester et la vitamine A, la fonction hydroxyle

2) On chauffe le milieu réactionnel afin d'accélérer la réaction.
La température est un facteur cinétique, car la température reflète l'état d'agitation d'un milieu. Lorsqu'elle augmente, les particules sont plus agitées et les collisions entre elles ainsi que l'efficacité de ces collisions sont multipliées. Plus la température augmente, plus la vitesse de réaction augmente.

Les vapeurs des réactifs et des produits ou du solvant, présents dans le mélange réactionnel en ébullition, se forment et s'élèvent dans le réfrigérant. Les parois du réfrigérant étant maintenues froides, à une température très inférieure à la température d'ébullition des réactifs et des produits, ceux-ci se condensent (c'est à dire passent de l'état vapeur à l'état liquide) et retournent dans le milieu réactionnel.Le montage à reflux évite ainsi la perte de matière, et le dégagement de vapeurs nocives dans la pièce.

3) *Schéma du montage (ci-dessus)*

4) la pierre ponce sert à réguler la température et éviter le retard à l'ébullition

5) *Quantité de matière initiale de réactif 1*

$$n_{réactif1} = \frac{m_{réactif}}{M_{réactif}} = \frac{5{,}4}{328} = \mathbf{1{,}6.10^{-2}\ mol}$$

Quantité de matière d'ions OH^-

$$n_{OH^-} = \left[OH^-\right] \times V_{solution} = 3 \times 10.10^{-3} = \mathbf{3{,}0.10^{-2}\ mol}$$

L'équation de la réaction indique que 1 mol de réactif 1 réagit avec 1 mol d'ions OH- ; donc avec $1{,}6.10^{-2}$ mol de réactif 1, on a besoin de $1{,}6.10^{-2}$ mol d'ions OH^-. Or on dispose de $3{,}0.10^{-2}$ mol d'ions hydroxyde : **les ions hydroxyde sont en excès.**

L'équation indique qu'à partir d'une mole de réactif 1, on obtient une mole de vitamine A : donc à partir de $1{,}6.10^{-2}$ mol de réactif 1, on obtient $1{,}6.10^{-2}$ mol d'ester

$$m_{vit} = n_{vit} \times M_{vit} = 1{,}6.10^{-2} \times 286 = \mathbf{4{,}5\ g}$$

Rendement de l'expérience : $\text{rend} = \frac{\text{masse exp}}{\text{masse théo}} = \frac{4{,}2}{4{,}5} = 0{,}93$ = **93 %**

EX7/

1) Il se forme du méthanoate d'éthyle

2) Lors de cette synthèse, il faut utiliser une blouse et des lunettes, et ne pas respirer les produits utilisés

3) L'acide sulfurique est un catalyseur, il permet d'accélérer la réaction

4) L'ester formé est très volatil (température d'ébullition faible 54,3°C). Après sa formation dans le milieu réactionnel, il se vaporise, puis se condense dans le réfrigérant : on le récupère dans le distillat.

5) Le sulfate de magnésium anhydre permet de déshydrater la phase organique

6) *Quantité de matière initiale d'acide méthanoïque* : $n_{acide} = \frac{m_{acide}}{M_{acide}} = \frac{9,2}{46} =$ **0,20 mol**

Quantité de matière initiale d'alcool : $n_{alcool} = \frac{m_{alcool}}{M_{alcool}} = \frac{11,5}{46} =$ **0,25 mol**

L'équation de la réaction indique que 1 mol d'acide réagit avec 1 mol d'alcool ; donc avec 1,20 mol d'acide, on a besoin de 0,20 mol d'alcool. Or on dispose de 0,25 mol d'alcool : **l'alcool est en excès.**

L'équation indique qu'à partir d'une mole d'acide, on obtient une mole d'ester : donc à partir de 0,20mol d'acide, on obtient 0,20 mol d'ester

$m_{ester} = n_{ester} \times M_{ester} = 0,2 \times 74 =$ **14,8 g**

Rendement de l'expérience : $\text{rend} = \frac{\text{masse exp}}{\text{masse théo}} = \frac{9,62}{14,8} = 0,65 =$ **65 %**