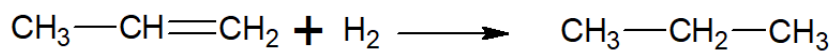


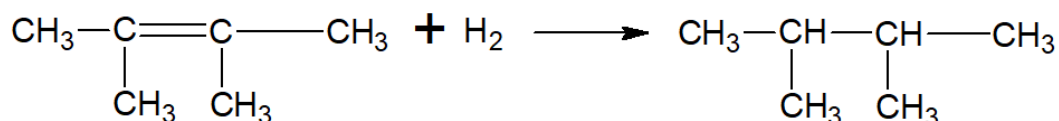
Fiche 2 : **Les synthèses organiques --- correction****EX1/ Hydrogénation**

1) Hydrogénation du propène : On obtient du **propane**

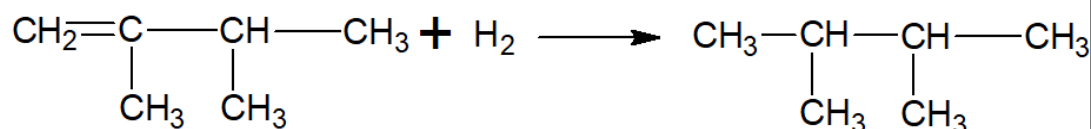


2) Formation du 2,3-diméthylbutane

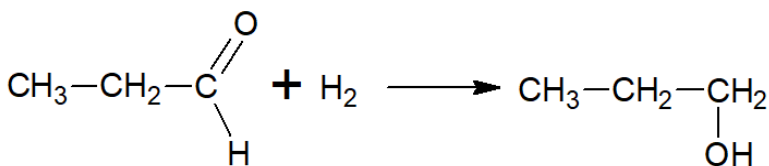
A partir de l'hydrogénation du **2,3-diméthylbut-2-ène**



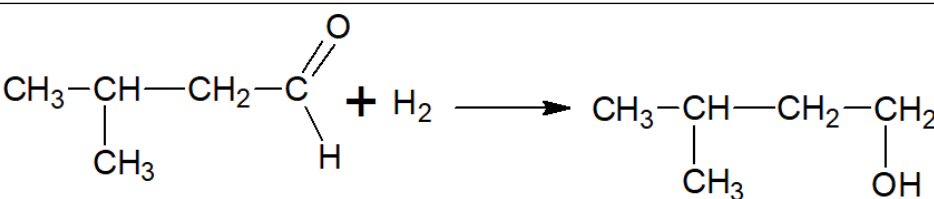
A partir de l'hydrogénation du **2,3-diméthylbut-1-ène**



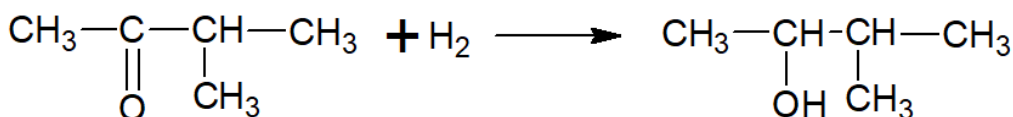
3) Hydrogénation du propanal : On obtient du **propan-1-ol**



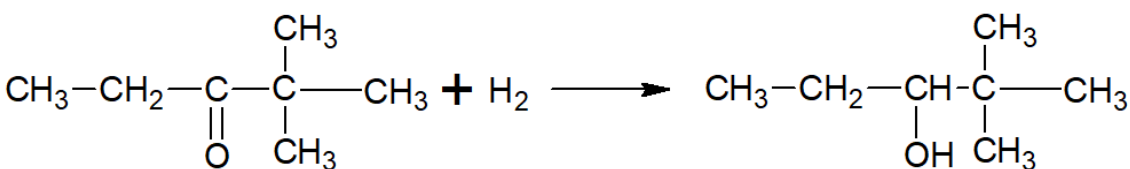
4) Formation du 3-méthylbutan-1-ol : A partir de l'hydrogénation du **3-méthylbutanal**



5) Hydrogénation de la 3-méthylbutan-2-one : On obtient le **3-méthylbutan-2-ol**

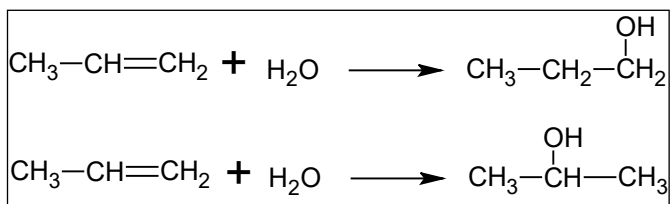


6) Formation du 2,2-diméthylpentan-3-ol : A partir de la **2,2-diméthylpentan-3-one**



EX2/ Hydratation d'un alcène

1) Hydratation du propène

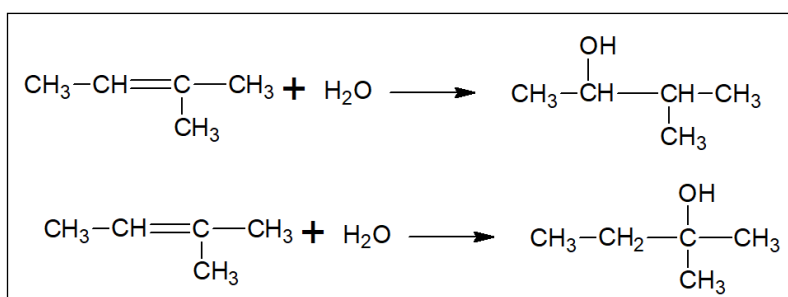


L'hydratation du propène donne

soit du **propan-1-ol**,

soit du **propan-2-ol**

2) Hydratation du 2-méthylbut-2-ène



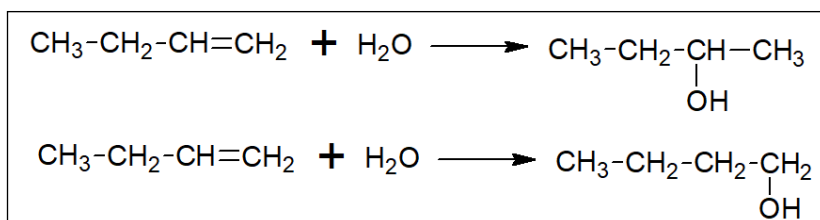
L'hydratation du 2-méthylbut-2-ène donne

soit du **3-méthylbutan-2-ol**,

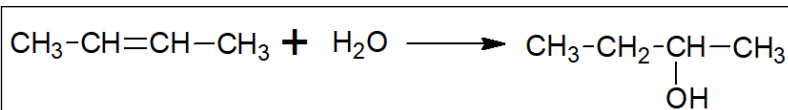
soit du **2-méthylbutan-2-ol**

3) Formation du butan-2-ol

On peut obtenir du butan-2-ol à partir de l'hydratation du **but-1-ène** et du **but-2-ène**.



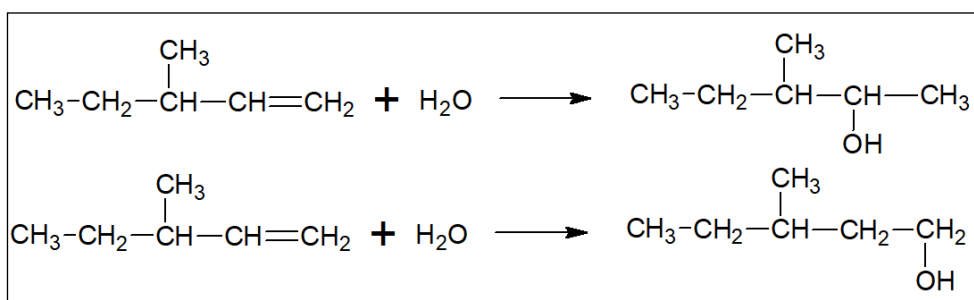
L'hydratation du but-1-ène
peut former également du
butan-1-ol



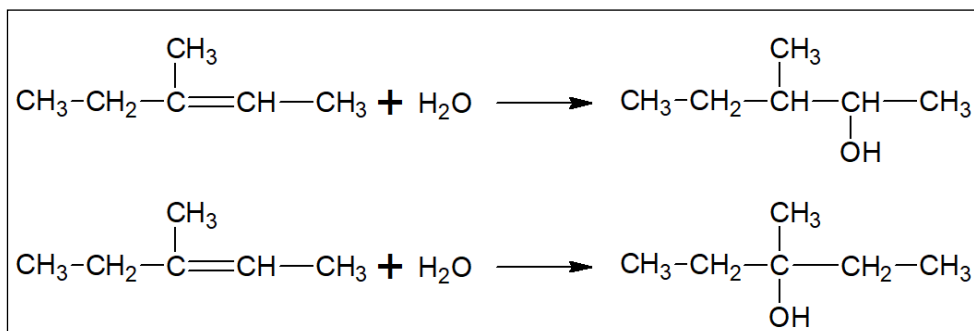
L'hydratation du but-2-ène ne forme
que du butan-2-ol

4) Formation du 3-méthylpentan-2-ol

On peut obtenir du 3-méthylpentan-2-ol à partir de l'hydratation du **3-méthylpent-1-ène** et du **3-méthylpent-2-ène**



L'hydratation du
3-méthylpent-1-ène
forme également du
3-méthylpentan-1-ol

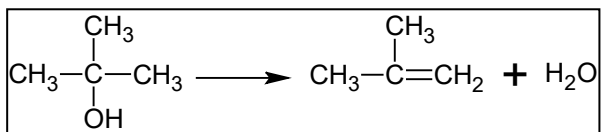


L'hydratation du
3-méthylpent-2-ène
forme également du
3-méthylpentan-3-ol

EX3/ Déshydratation

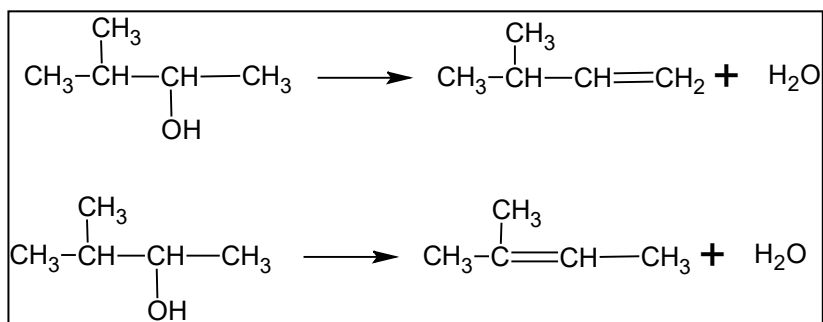
1) Déshydratation du 2-méthylpropan-2-ol

La déshydratation du 2-méthylpropan-2-ol conduit à la formation du **2-méthylprop-1-ène** (= méthylpropène)



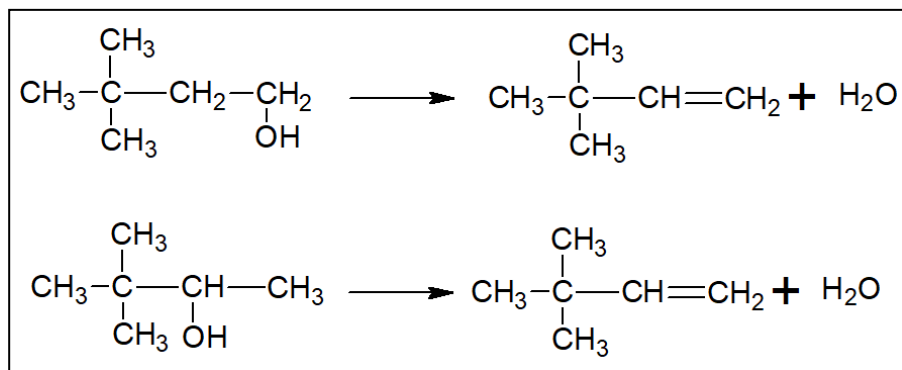
2) Déshydratation du 3-méthylbutan-2-ol

On obtient du **3-méthylbut-1-ène** ou du **2-méthylbut-2-ène**

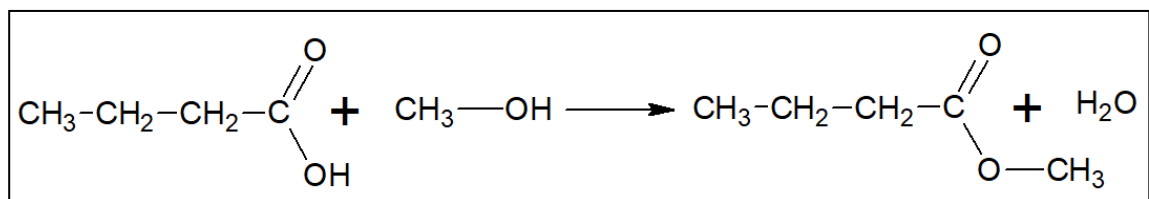


3) Formation du 3,3-diméthylbut-1-ène

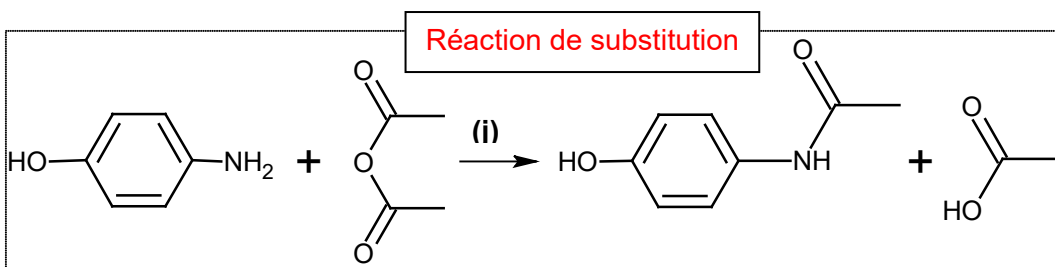
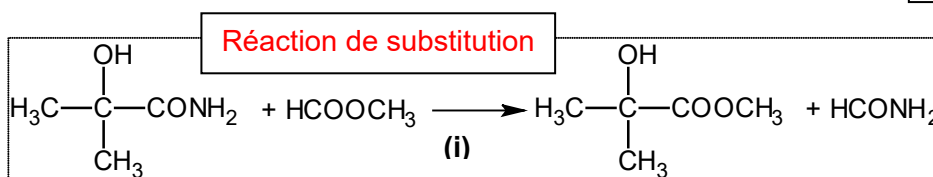
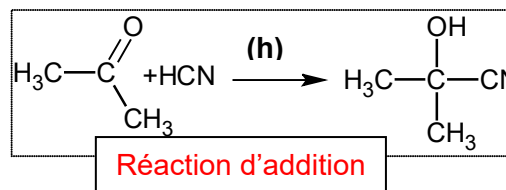
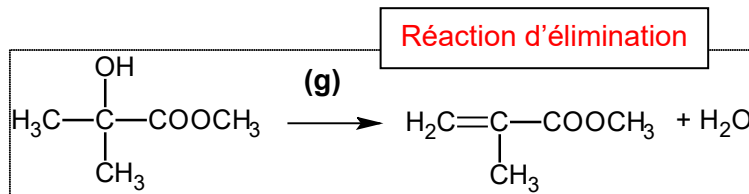
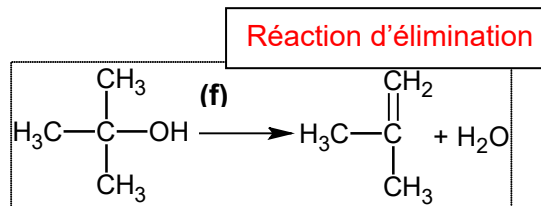
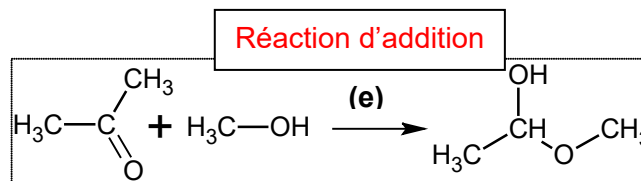
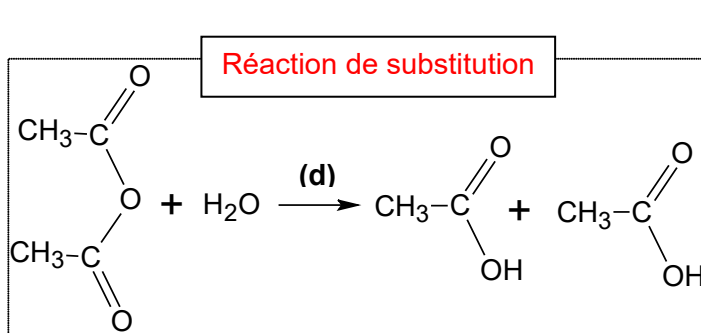
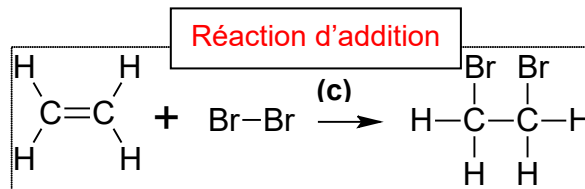
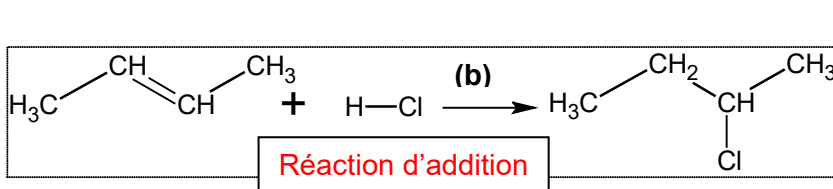
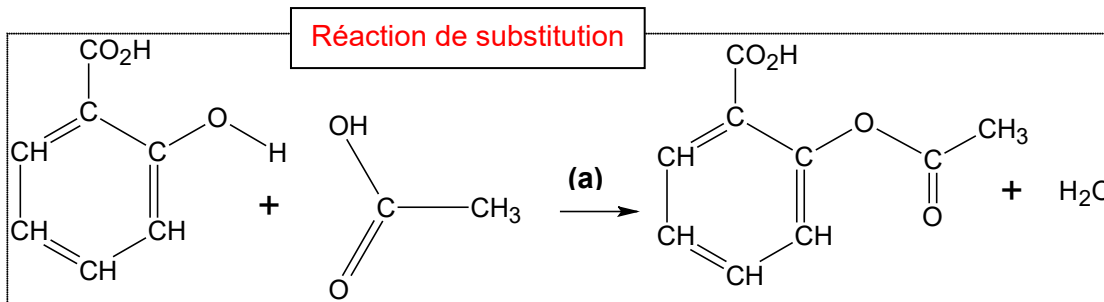
A partir de la déshydratation du **3,3-diméthylbutan-1-ol** ou du **3,3-diméthylbutan-2-ol**



EX4/ Estérification



EX5/ Types de réaction



EX1 : réactions d'addition ; EX2 : réactions d'addition ; EX3 : réactions d'élimination ;

EX4 : réaction de substitution

EX6/

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

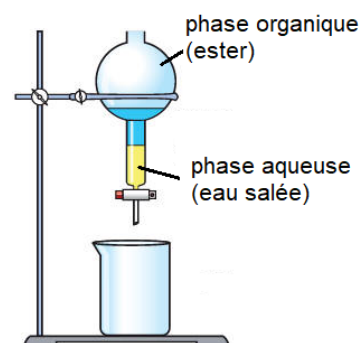
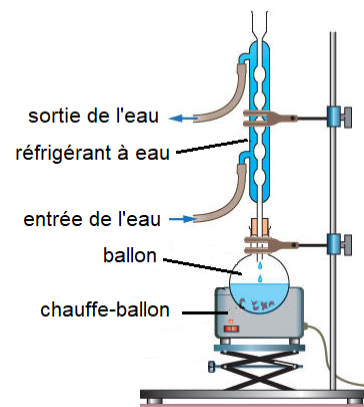
$$d_{\text{acide}} = 1,05 \rightarrow \rho_{\text{acide}} = 1,05 \text{ g.mL}^{-1} ; n_{\text{acide}} = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} = \frac{\rho_{\text{acide}} \times V_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} = \frac{1,05 \times 15}{60} = 2,63 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Quantité de matière initiale d'alcool benzylique

$$d_{\text{alcool}} = 1,04 \rightarrow \rho_{\text{alcool}} = 1,04 \text{ g.mL}^{-1} ; n_{\text{alcool}} = \frac{m_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}}} = \frac{\rho_{\text{alcool}} \times V_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}}} = \frac{1,04 \times 12}{108} = 1,16 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

L'équation de la réaction indique que 1 mol d'acide éthanoïque réagit avec 1 mol d'alcool benzylique ; donc avec $1,16 \cdot 10^{-1}$ mol d'alcool benzylique, on a besoin de $1,16 \cdot 10^{-1}$ mol d'acide éthanoïque. Or on dispose de $2,63 \cdot 10^{-1}$ 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

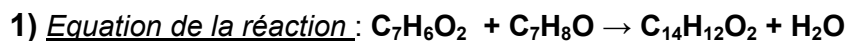
L'équation indique qu'à partir d'une mole d'acide éthanoïque, on obtient une mole d'ester : donc à partir de $1,16 \cdot 10^{-1}$ mol d'acide, on obtient $1,16 \cdot 10^{-1}$ mol d'ester

$$m_{\text{ester}} = n_{\text{ester}} \times M_{\text{ester}} = 1,16 \cdot 10^{-1} \times 150 = \mathbf{17,4 \text{ g}}$$

Volume d'ester

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

EX7/



2) Quantité de matière initiale d'acide benzoïque : $n_{\text{acide}} = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} = \frac{24}{106} = \mathbf{2,26 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}$

Quantité de matière initiale d'alcool benzylique

$$d_{\text{alcool}} = 1,04 \rightarrow \rho_{\text{alcool}} = 1,04 \text{ g.mL}^{-1} ; n_{\text{alcool}} = \frac{m_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}}} = \frac{\rho_{\text{alcool}} \times V_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}}} = \frac{1,04 \times 15}{108} = \mathbf{1,44 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}$$

L'équation de la réaction indique que 1 mol d'acide benzoïque réagit avec 1 mol d'alcool benzylique ; donc avec $1,44 \cdot 10^{-1}$ mol d'alcool benzylique, on a besoin de $1,44 \cdot 10^{-1}$ mol d'acide éthanoïque. Or on dispose de $2,26 \cdot 10^{-1}$ mol d'acide : **l'acide est en excès.**

L'équation indique qu'à partir d'une mole d'acide benzoïque, on obtient une mole d'ester : donc à partir de $1,44 \cdot 10^{-1}$ mol d'acide, on obtient $1,16 \cdot 10^{-1}$ mol d'ester

$$m_{\text{ester}} = n_{\text{ester}} \times M_{\text{ester}} = 1,44 \cdot 10^{-1} \times 212 = 30,5 \text{ g}$$

Volume d'ester

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

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

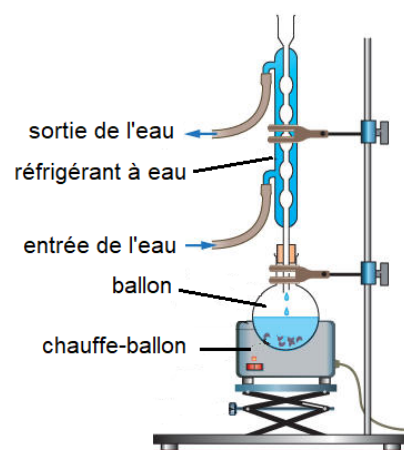
EX8/

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

$$n_{\text{réactif 1}} = \frac{m_{\text{réactif}}}{M_{\text{réactif}}} = \frac{5,4}{328} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Quantité de matière d'ions OH⁻

$$n_{\text{OH}^-} = [\text{OH}^-] \times V_{\text{solution}} = 3 \times 10 \cdot 10^{-3} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

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

$$m_{\text{vit}} = n_{\text{vit}} \times M_{\text{vit}} = 1,6 \cdot 10^{-2} \times 286 = 4,5 \text{ g}$$

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

EX9/

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

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

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

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 0,20 mol d'acide, on obtient 0,20 mol d'ester

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

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