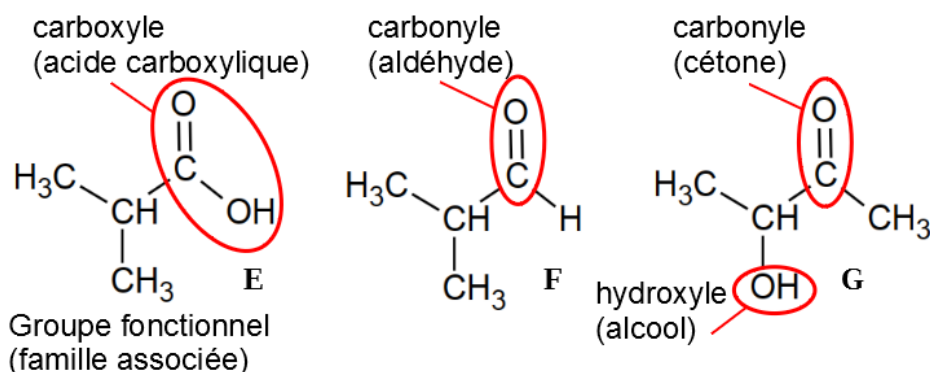


Des esters qui flattent nos cellules olfactives

1.1. Recopier les formules des molécules de ces trois composés, puis entourer et nommer les familles de composés associées



1.2. Identifier l'acide méthylpropanoïque parmi les trois composés E, F et G. Justifier son nom.

Il s'agit de la molécule **E**, en effet :

- La plus longue chaîne carbonée compte 3 atomes de carbone : préfixe *propan-*
- Présence d'une fonction carboxyle : *acide ...propanoïque*
- Présence d'une ramification -CH₃ (groupe méthyle) : *acide méthylpropanoïque*

Remarque : il n'est pas nécessaire de préciser la position du groupe méthyle puisqu'elle ne peut être portée que par le 2ème atome de carbone de la chaîne.

2.1. Les composés H, I et J sont-ils des isomères ? Justifier.

Des molécules sont isomères si elles ont la même formule brute.

H : C₁₀H₂₂O I : C₁₀H₂₂O J : C₁₀H₂₂O ⇒ Ces molécules sont bien isomères les unes des autres

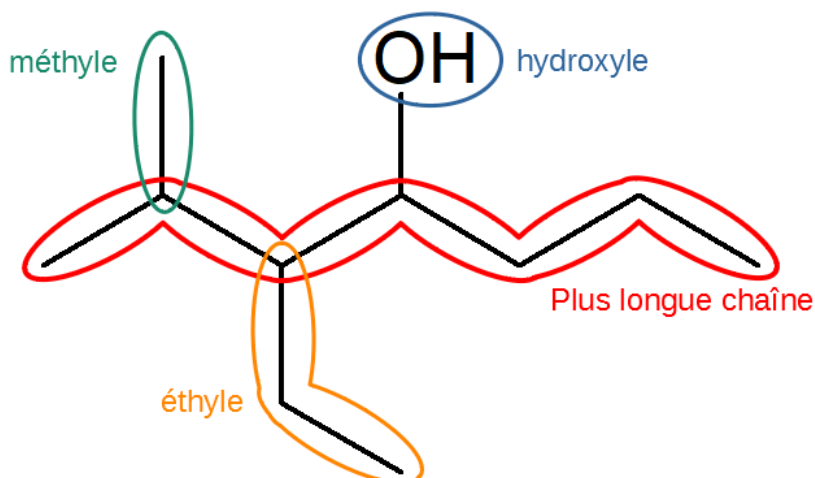
2.2. Le composé H est appelé décan-1-ol. Justifier son nom

→ La molécule H comporte une chaîne carbonée sans ramification de 10 atomes de carbone de carbone : préfixe *décan-*

→ Elle comporte un groupe hydroxyle -OH (famille des alcools). Comme on fait partir le décompte de cet atome, on aura le suffixe *1-ol*

Le nom est donc *décan-1-ol*

2.3. Représenter, sur votre copie, la formule topologique du composé I, puis entourer sa chaîne carbonée la plus longue et nommer le(s) groupe(s) substitués(s) sur cette chaîne et caractéristique(s) éventuel(s).



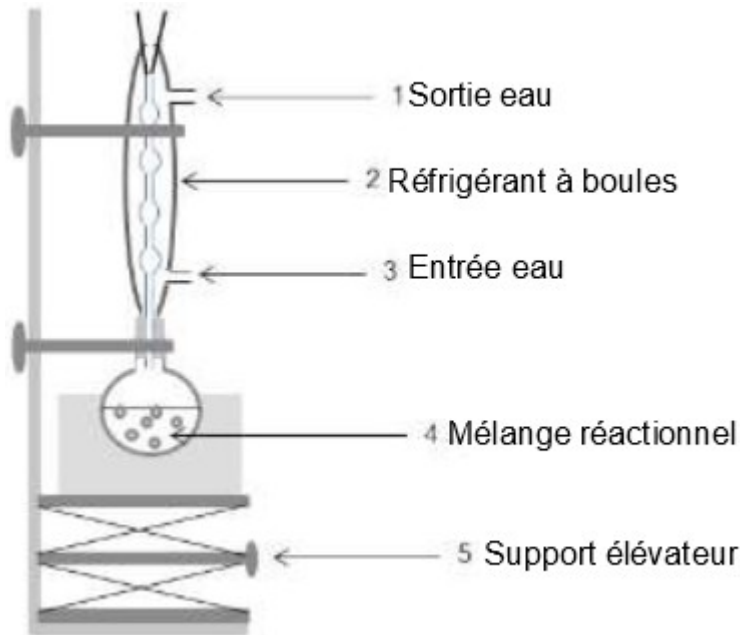
Représentation topologique : les atomes de carbone et les atomes d'hydrogène qui y sont liés ne sont plus représentés.

Chaîne carbonée la plus longue : 7 atomes de carbone

Groupes substitués :

- groupe méthyle -CH₃ en position 2
- groupe éthyle -CH₂-CH₃ en position 3
- groupe hydroxyle -OH en position 4

3.1.1. Légender le schéma du dispositif de chauffage à reflux en attribuant à chaque chiffre (1, 2, 3, 4, 5), l'indication la plus pertinente. Et décrire le rôle de chacun de ces éléments.



Le mélange réactionnel est contenu dans un ballon chauffé à l'aide d'un chauffe-ballon.

Pour éviter que des vapeurs ne s'échappent pendant le chauffage, il est nécessaire d'utiliser un réfrigérant à boules : la vapeur au contact des parois se refroidira et retombera dans le ballon.

Pour assurer un refroidissement efficace, il convient de brancher l'arrivée d'eau à la partie inférieure du réfrigérant afin de s'assurer que l'eau remplisse le tube jusqu'en haut.

Le support élévateur est un dispositif de sécurité, il permet de descendre rapidement le chauffe-ballon en cas d'emballement dans le ballon et ainsi d'arrêter le chauffage. Éteindre le chauffe-ballon n'est pas suffisant à cause de son inertie thermique qui continuera de chauffer le mélange pendant quelques instants.

3.1.2. Expliquer l'intérêt de verser, après les 30 min de chauffage, le mélange réactionnel refroidi dans de l'eau salée

Il s'agit d'une opération dite de relargage : l'ester D est faiblement soluble dans l'eau, mais l'est encore moins dans l'eau salée, contrairement aux espèces réactives. Cela augmentera la quantité d'ester que l'on pourra récupérer par décantation à l'étape suivante.

3.2.1. Déterminer le réactif limitant lors de la mise en œuvre du protocole n°1

L'équation de réaction nous indique que l'acide butanoïque et l'éthanol réagissent dans la même proportion stœchiométrique. Pour déterminer le réactif limitant il suffit donc de comparer les quantités de matière initiales de chaque réactif.

$$n_{\text{acide}} = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{0,96 \times 40}{88} = 4,36 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_{\text{alcool}} = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{0,79 \times 40}{46} = 6,87 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Comme $n_{\text{acide}} < n_{\text{alcool}}$, c'est donc l'acide butanoïque le réactif limitant

3.2.2. En déduire le rendement de la synthèse. Commenter.

Le rendement de la synthèse vaut $\eta = \frac{n_{\text{ester}}(\text{réel})}{n_{\text{ester}}(\text{théorique})}$, on va donc calculer ces 2 quantités :

→ $n_{\text{ester}}(\text{théorique})$: l'équation de réaction nous indique la stœchiométrie de la réaction : il devrait être produit autant d'ester qu'il y a initialement d'acide butanoïque (réactif limitant) dans le mélange.

$$n_{\text{ester}}(\text{théorique}) = n_{\text{acide}} = 4,36 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

→ $n_{\text{ester}}(\text{réel})$: on obtient $m = 35,7\text{g}$ d'ester. Cela correspond à $n_{\text{ester}}(\text{réel}) = \frac{m}{M} = \frac{35,7}{116} = 3,08 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$.

$$\eta = \frac{n_{\text{ester}}(\text{réel})}{n_{\text{ester}}(\text{théorique})} = \frac{3,08 \cdot 10^{-1}}{4,36 \cdot 10^{-1}} = 70,6\%$$

On observe que le rendement est supérieur au rendement indicatif de 67 %. Il s'explique par le fait que l'éthanol a été introduit en excès.

3.3. Calculer le rendement de la synthèse obtenu à partir du protocole n°2. Proposer, en quelques lignes, une analyse comparative critique des deux protocoles.

→ $n_{\text{ester}}(\text{théorique})$: le mélange est dans des proportions stœchiométriques. On s'attend donc à

$$n_{\text{ester}}(\text{théorique}) = n_{\text{acide}} = n_{\text{alcool}} = 4,36 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

→ $n_{\text{ester}}(\text{réel})$: on obtient $m = 47,5 \text{ g}$ d'ester. Cela correspond à $n_{\text{ester}}(\text{réel}) = \frac{m}{M} = \frac{47,5}{116} = 4,09 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$.

$$\eta = \frac{n_{\text{ester}}(\text{réel})}{n_{\text{ester}}(\text{théorique})} = \frac{4,09 \cdot 10^{-1}}{4,36 \cdot 10^{-1}} = 93,8 \%$$

Le second protocole propose un rendement bien plus élevé tout en diminuant les proportions de réactifs utilisés. D'un point de vue économique et environnemental il est donc plus intéressant.