

MINISTRE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR  
ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE



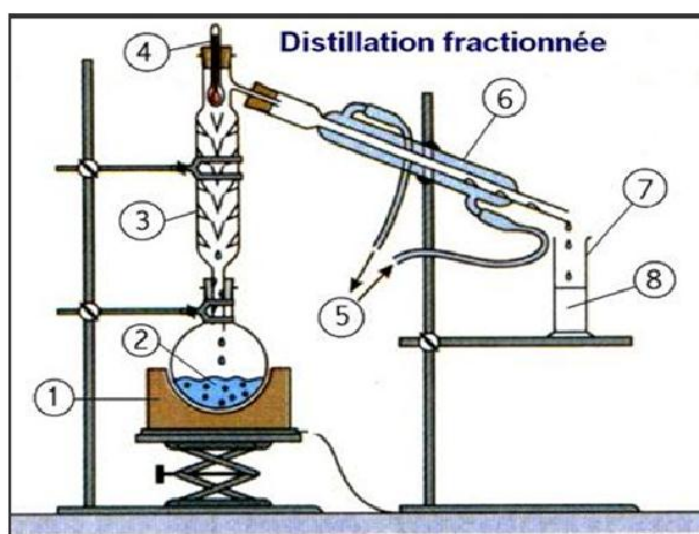
ECOLE NORMALE SUPERIEURE D'ORAN

## TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE ORGANIQUE

Destinés aux étudiants de 3<sup>ème</sup> année

Filière : Physique

Département de Sciences Exactes



Réalisés par :

***Dr. DEHAR MOKHTARIA***

2019-2020

## **Avant-propos**

Les travaux pratiques de chimie organique ont pour but de permettre aux étudiants de s'initier aux techniques fondamentales utilisées en chimie organique (extraction, distillation, recristallisation, chromatographies) .Celles-ci peuvent être mises en œuvre pour réaliser :

- une réaction chimique.
- identification et caractérisation spectroscopique des produits synthétisés.
- exploitation de résultats expérimentaux pour déterminer le mécanisme ou la réactivité des espèces chimiques.
- Rédaction des comptes rendus en toute rigueur scientifique.

Ce polycopié de travaux pratiques de chimie organique est destiné aux étudiants de troisième année de sciences exactes de la filière physique.



## ***TABLES DES MATIERES***

<b>QUELQUES RECOMMANDATIONS .....</b>	<b>3</b>
➤ <b>Consignes de sécurité .....</b>	<b>3</b>
➤ <b>Produits dangereux et produits toxiques .....</b>	<b>3</b>
➤ <b>Les premiers soins aux victimes d'accidents .....</b>	<b>5</b>
➤ <b>Précautions élémentaires .....</b>	<b>5</b>
➤ <b>Quelques définitions en chimie .....</b>	<b>6</b>
<b>LES ETAPES D'UNE SYNTHÈSE EN CHIMIE ORGANIQUE.....</b>	<b>7</b>
➤ <b>REACTION DE SYNTHÈSE.....</b>	<b>7</b>
➤ <b>SEPARATION &amp; PURIFICATION DES PRODUITS .....</b>	<b>9</b>
➤ <b>ANALYSE &amp; IDENTIFICATION DES PRODUITS.....</b>	<b>13</b>
➤ <b>MATERIEL DE LABORATOIRE.....</b>	<b>14</b>
➤ <b>COMPTE RENDU DE TP.....</b>	<b>15</b>
➤ <b>Manipulation 1 : Synthèse de l'aspirine .....</b>	<b>17</b>
➤ <b>Manipulation 2: Extraction du limonène contenu dans les oranges.....</b>	<b>20</b>
➤ <b>Manipulation 3 : Extraction des huiles essentielles de menthe .....</b>	<b>22</b>
➤ <b>Manipulation 4 : Préparation du savon.....</b>	<b>24</b>
➤ <b>Manipulation 5: Estérification : Synthèse de l'éthanoate d'éthyle.....</b>	<b>28</b>
➤ <b>Manipulation 6 : Synthèse du 2-chloro-2-méthylpropane par substitution</b>	
<b>Nucléophile d'un alcool tertiaire.....</b>	<b>31</b>
➤ <b>Références bibliographiques .....</b>	<b>34</b>

## ***QUELQUES RECOMMANDATIONS EN GUISE D'INTRODUCTION***

### **➤ Consignes de sécurité**

La sécurité au laboratoire est un problème de tous les instants et ne doit pas quitter l'esprit. La plupart des composés organiques sont inflammables. Quelques-uns dégagent des vapeurs irritantes et toxiques et certaines réactions peuvent devenir violentes. D'une manière générale, il est indispensable de suivre les consignes suivantes :

- 1.** Par mesure d'hygiène, il est interdit de manger dans le laboratoire.
- 2.** Le port de la blouse 100% coton est obligatoire. La blouse doit être de longueur raisonnable et à manches longues.
- 3.** Les étudiants doivent toujours manipuler debout. Aucun objet ne doit encombrer les paillasses.
- 4.** Les tabourets ou les chaises doivent être rangés sous les paillasses afin de ne pas encombrer les allées.
- 5.** Toute manipulation de produits chimiques présentant un risque doit être réalisée sous une hotte ventilée, avec vitres protectrices.
- 6.** Le pipetage à la bouche est interdit. Utiliser les propipettes.
- 7.** IL est interdit de regarder de près les récipients contenant des liquides en ébullition.
- 8.** Ne pas respirer le contenu d'un récipient pour l'identifier à son odeur. Reboucher tout flacon immédiatement après usage.
- 9.** Ne jamais prendre de produits solides avec les doigts, utiliser une spatule.
- 10.** Utiliser des verreries résistantes aux hautes températures (verrerie Pyrex) lorsqu'il faut chauffer.
- 11.** Éviter de faire subir des chocs thermiques à la verrerie (ne pas refroidir brutalement un récipient chaud).
- 12.** Les paillasses doivent être nettoyées au cours de la séance et laissées parfaitement propres et sèches en fin de séance.
- 13.** Il est impératif de se laver soigneusement les mains après manipulation.
- 14.** Il est recommandé de ne jamais jeter dans les éviers de laboratoires, les produits à risque : Verser les solutions dans les flacons de récupération prévus à cet effet.

### **➤ Produits dangereux et produits toxiques**

La grande majorité des substances, même celles "naturelles", peuvent être dangereuses suivant l'usage que l'on en fait. Dans un laboratoire, les risques qu'une substance peut engendrer sont signalés sur l'emballage du produit par un pictogramme de risque.

La subdivision des produits chimiques en 5 classes de toxicité (de la plus forte, classe 1, à la plus faible, classe 5) n'est plus en vigueur.

Les autres dangers que peut présenter une substance suivant qu'elle est explosible (E), inflammable (I), ou comburante (O) sont aussi représentés par des pictogrammes de risques.

<p>Les pictogrammes</p>	<p>Il est essentiel de reconnaître les pictogrammes représentés sur les étiquettes des flacons des produits chimiques !</p>
	<p><b>E : Explosif</b>  <b>Manipuler loin des flammes, des étincelles, des sources de chaleur.</b>  <b>Eviter les chocs, le frottement.</b></p>
	<p><b>O : Comburant</b>  <b>Ces produits doivent être tenus à l'écart des combustibles (F ou F+).</b>  <b>Toute manipulation doit se faire loin des flammes, étincelles ou toutes sources de chaleur</b></p>
	<p><b>T+ ou T : Très toxique à toxique</b>  <b>A éviter obligatoirement</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• l'ingestion</li> <li>• l'inhalation</li> <li>• le contact avec la peau</li> </ul> <p><b>Les risques particuliers encourus sont précisés par le symbole R suivi d'un numéro</b></p>
	<p><b>X<sub>n</sub> : Toxicité moindre</b>  <b>Les mesures sont identiques à celles prises pour les produits toxiques.</b></p>
	<p><b>X<sub>i</sub> : Irritant</b>  <b>Eviter tout contact avec la peau et les yeux. Ne pas inhaler les vapeurs.</b>  <b>En cas de projections, laver à grande eau.</b></p>
	<p><b>F+ et F : Extrêmement inflammable</b>  <b>Tenir à l'écart des comburants. Toute manipulation doit se faire loin des flammes, étincelles ou toutes sources de chaleur.</b></p>
	<p><b>C : Corrosif</b>  <b>Protéger les yeux, la peau, les vêtements. Le symbole S suivi d'un numéro précise les consignes de sécurité.</b></p>

## ➤ **Les premiers soins aux victimes d'accident**

### **1. En cas de projection cutanée :**

- Rincer la peau longuement et abondamment à l'eau claire jusqu'à ce que le produit soit éliminé.
- Attention, ne pas chercher à neutraliser les produits acides ou basiques.

### **2. En cas de projection oculaire :**

- Rincer immédiatement et abondamment à l'eau froide.
- Consulter systématiquement un ophtalmologue.

## ➤ **Précautions élémentaires**

### **1. Verrerie :**

La verrerie utilisée en laboratoire est en général résistante aux chocs thermiques et très pratiques lorsqu'il s'agit de faire la vaisselle!!!

Elle comporte néanmoins quelques inconvénients qu'il s'agit de ne pas minimiser, tels que la fragilité aux chocs et une faible résistance à la pression. Elle peut provoquer des blessures par coupure.

Suivre les consignes ci-dessous afin de prévenir tout incident:

- Examiner la verrerie avant utilisation, mettre de côté toute pièce ébréchée ou fendue;
- Chauffer les béchers, ballons, erlenmeyers sur bec Bunsen par l'intermédiaire d'un grillage qui répartit la chaleur;
- Chauffer les tubes à essai sur bec Bunsen en les "promenant" sur la flamme afin d'éviter toute projection due à une surchauffe locale;
- Si une pièce est bloquée (bouchon d'un flacon, rodage, pipette graduée, etc..), ne pas essayer de forcer; appeler le professeur ou l'assistant.

### **2. Bec bunsen :**

L'utilisation d'une flamme peut provoquer un incendie si des produits inflammables se trouvent à proximité, aucun bec Bunsen ne sera utilisé dans un laboratoire où l'on manipule des produits inflammables. Si l'on doit chauffer un produit inflammable, il faut utiliser une plaque électrique. Un bec Bunsen doit être éteint après usage en fermant l'arrivée de gaz sur le robinet du réseau.



## ***QUELQUES DEFINITIONS***

**Solvant** : Un solvant est un liquide qui a la propriété de dissoudre et de diluer d'autres substances sans les modifier chimiquement et sans lui-même se modifier. Le terme solvant organique se réfère aux solvants qui sont des composés organiques qui contiennent des atomes de carbone. Habituellement, les solvants ont une température de fusion faible et s'évaporent facilement. Les solvants permettent de dissoudre les réactifs et d'amener les réactifs à se toucher. Ils ne réagissent pas chimiquement avec le composé dissout : ils sont inertes. Les solvants peuvent aussi être utilisés pour extraire les composés solubles d'un mélange. Les solvants sont souvent des liquides transparents avec une odeur caractéristique. La concentration d'une solution est la quantité de composé dissous dans un certain volume de solvant. Pour les solutions liquides (phase uniforme liquide contenant plusieurs espèces chimiques), si l'une des espèces est très largement majoritaire (au moins un facteur 100), on l'appelle le solvant. C'est le cas de l'eau pour les solutions aqueuses.

**Réactif** : Lors d'une réaction chimique, un réactif est une espèce chimique, présente dans le système réactionnel, qui tend à diminuer au cours du temps : les réactifs sont consommés, leurs atomes se réarrangent pour former de nouvelles molécules, les produits de cette réaction. En d'autres termes, les réactifs sont consommés par la réaction chimique, alors que les produits sont formés.

**Masse** : La masse est une propriété physique d'un objet qui mesure la quantité de matière et d'énergie contenus dans cet objet. L'unité de base de la masse est le kilogramme (kg) et non pas le gramme (g).

**Masse moléculaire** : La masse moléculaire est le rapport entre la masse d'une molécule et l'unité de masse des atomes :  $u$  (équivalente à  $1/12$  de la masse d'un atome de carbone 12).

Elle peut être obtenue par l'addition de la masse atomique de chaque atome de la molécule multipliée par leur indice numérique dans la formule brute ou mesurée expérimentalement par spectrométrie de masse.

La masse molaire est équivalente à autant de g qu'il y a d'unités dans la masse moléculaire.

**Masse molaire** : La masse molaire est la masse d'une mole d'un composé chimique exprimée en grammes par mole ( $g \cdot mol^{-1}$  ou  $g/mol$ ). Cette relation se traduit ainsi :  $n = m/M$  avec :  $n$  : le nombre de moles ;  $m$  : la masse en grammes ;  $M$  : la masse molaire en grammes par mole.

**Masse volumique** : Pour toute substance homogène, le rapport de la masse  $m$  correspondant à un volume  $V$  de cette substance est indépendante de la quantité choisie : c'est une caractéristique du matériau appelée masse volumique :  $\rho = m/V$

**Densité** : La densité est un nombre sans dimension, égal au rapport d'une masse d'une substance homogène à la masse du même volume d'eau pure à la température de  $3,98^\circ C$ .

La définition de la densité permet sa mesure en laboratoire. Elle peut aussi se calculer en divisant la masse volumique de la substance par  $1\ 000\ kg/m^3$ , masse volumique de l'eau pure à  $3,98^\circ C$ .

**Volume** : Le volume se mesure en mètre cube dans le système international. On utilise fréquemment le litre, notamment pour des liquides.

**Point de fusion** : Le point de fusion d'un corps représente la température à laquelle coexistent son état solide et son état liquide. Le point de fusion est une constante d'une substance périodique des éléments. Elle est habituellement calculée sous pression atmosphérique normale (1 atmosphère). Il est donc possible, en connaissant son point de fusion, de déterminer la nature d'une substance.

**Point d'ébullition** : La température de vaporisation est la température à laquelle un matériau passe de l'état liquide à l'état de vapeur.

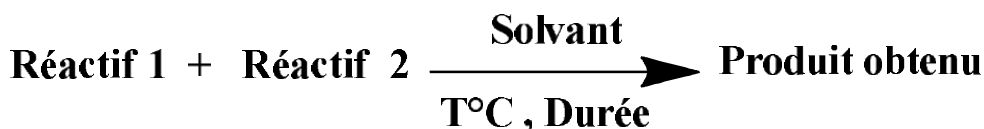
# ***LES ETAPES D'UNE SYNTHÈSE EN CHIMIE ORGANIQUE***

**Une synthèse organique se déroule toujours en 3 étapes :**

## **I. REACTION DE SYNTHÈSE**

Avant de réaliser une synthèse, il est NECESSAIRE de :

- connaître l'équation stœchiométriquement équilibrée de la réaction mise en jeu ;
- avoir des informations sur le mécanisme réactionnel ;
- calculer la quantité des réactifs à utiliser (en moles, en masse et en volume) ;
- connaître les propriétés physiques des réactifs et des produits préparés (point de fusion ou d'ébullition, densité, indice de réfraction) ainsi qu'éventuellement leur toxicité.
- choisir le montage et le matériel adéquat en sachant quand, comment et pourquoi on l'utilise.
- prévoir un plan détaillé des opérations à effectuer.



### **Choix du montage.**

Divers facteurs interviennent dans le choix du montage. Ces facteurs sont généralement les suivants:

- Température de la réaction
- Contrôle de la température
- Addition d'un réactif ou d'un catalyseur
- Agitation
- Reflux
- Dégagement gazeux

Le montage choisi doit être stable ; on le fixe à l'aide d'une pince et d'une noix à un support. Dans le cas du chauffage, le montage doit reposer sur un élévateur métallique de sorte qu'il soit possible d'ôter le système de chauffage et refroidir le réacteur lorsque la réaction s'emballerait.

### **1. Chauffage.**

Le chauffage à reflux est utilisé pour accélérer et permettre une réaction chimique sans perte de réactifs ou de produits.



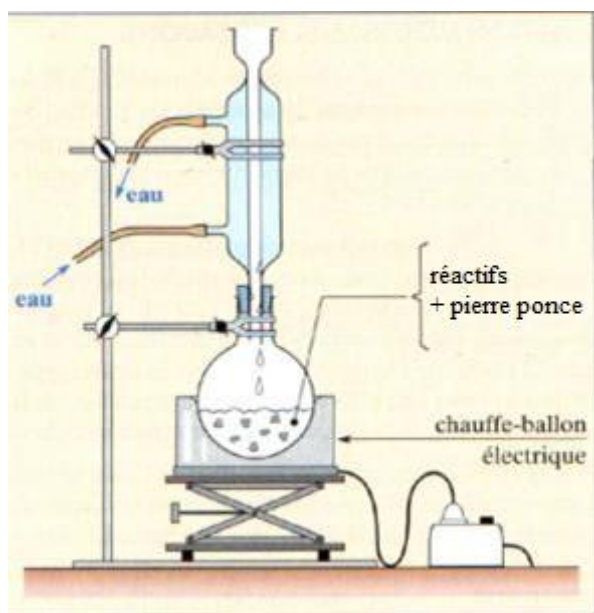
Le montage à reflux permet de chauffer un mélange réactionnel en évitant de perdre une partie des réactifs lorsqu'ils entrent en ébullition.

Pour réaliser un chauffage à reflux, on utilise

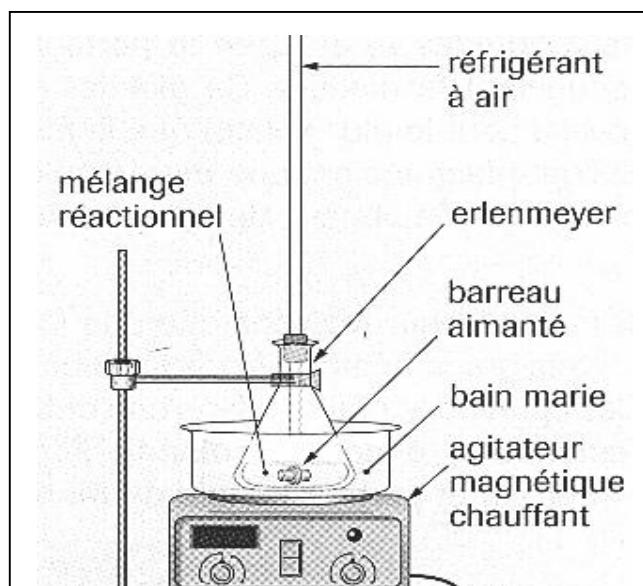
- des grains de pierre ponce que l'on introduit au fond du ballon pour avoir une ébullition douce et régulière. La pierre ponce contient de l'air dans ces pores et par chauffage, cet air est chassé sous forme de bulles qui servent d'origine à une bulle de vapeur.
- un réfrigérant à boules qui sert à recondenser les vapeurs qui se forment grâce à une circulation d'eau froide constante. Ainsi les réactifs qui s'évaporent sous l'action de la chaleur retournent dans le ballon.
- un support élévateur (ou boy) placé sous le chauffe ballon permet de retirer rapidement ce dernier de manière à stopper instantanément le chauffage du ballon en cas de problème.
- un chauffe ballon ou calotte chauffante est un appareil électrique à chauffage uniforme réglé par un thermostat. Le ballon doit être bien placé au fond de l'appareil afin que ses parois soient en contact avec les résistances. Ne pas chauffer les calottes à vides !

Pour porter le mélange réactionnel à la température désirée, on peut utiliser un : Bain marie : c'est un bain d'eau bouillante ayant une température voisine de 100°C.

Autres : plaques chauffantes, bains d'huiles, bain de sable...ne seront pas utilisés dans ces TP.



**Montage de chauffage à reflux avec refroidissement à eau**



**Montage de chauffage à reflux avec refroidissement à air**

## **2. Réfrigération extérieure.**

Dans le cas des réactions exothermiques, on peut refroidir le ballon contenant le mélange réactionnel dans de :

- l'eau froide
- la glace fondante (0°C)
- glace + sel (-10°C)

### 3. Agitation.

Dans ces TP, on utilise une agitation magnétique assurée par un barreau aimanté introduit dans le récipient sous lequel tourne un aimant.

Il ne suffit pas de mélanger deux réactifs et de voir apparaître un précipité ou un changement de coloration pour affirmer que l'on a fabriqué un produit. Il faudrait l'isoler, le purifier et enfin l'identifier par les méthodes usuelles.

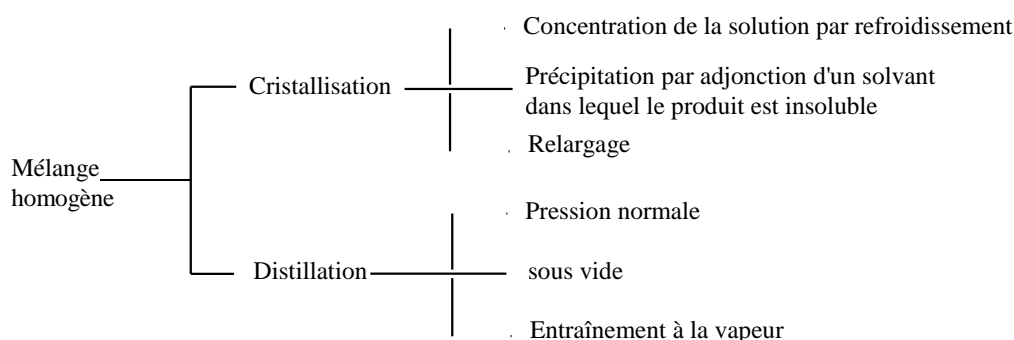
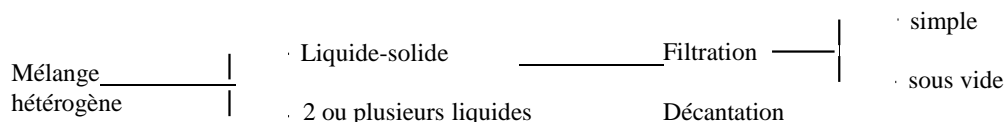
## II. SEPARATION & PURIFICATION DES PRODUITS

Cette étape consiste à isoler (séparer) et à purifier les produits formés.

### A-Séparation des produits

En fin de réaction, on sépare le produit formé :

- des réactifs 1 et 2 qui n'auraient pas réagi,
- des produits secondaires formés
- du solvant de réaction



### *L'EVAPORATEUR ROTATIF*

C'est un appareil qui permet d'éliminer le solvant d'un mélange réactionnel par évaporation sous pression réduite. Pour que la vaporisation du liquide ait lieu, il faut que les molécules possèdent suffisamment d'énergie pour pouvoir s'échapper de la surface du liquide. La pression exercée par la vapeur d'un liquide en vase clos est appelée tension de vapeur. L'énergie cinétique augmente avec la température, la pression de vapeur doit donc augmenter également avec la température du liquide. Lorsque la tension de vapeur est égale à la pression atmosphérique, l'ébullition a lieu et la température à cette



pression détermine le point d'ébullition. Puisque le point d'ébullition dépend de la pression et

diminue avec l'abaissement de celle-ci la température nécessaire à la distillation peut être réduite si on abaisse la pression à l'aide d'une trompe à vide.

La rotation du ballon au cours de l'évaporation a pour but d'homogénéiser la température de la solution, de régulariser l'ébullition et d'augmenter la surface d'évaporation (évaporation plus rapide). Le solvant vaporisé est condensé au contact de la spirale réfrigérante et recueilli dans le ballon récepteur (s'il est très volatile, il est entraîné dans la trompe à eau : cas de l'éther).

Les conditions d'utilisation sont les suivantes :

- vérifier que la trompe à eau est branchée (robinet d'arrivée d'eau ouvert au maximum). L'eau doit également circuler dans le réfrigérant.
- graisser le rodage mâle.
- fermer le robinet de l'évaporateur après avoir fixé le ballon que l'on continuera à maintenir jusqu'à ce que la pression réduite soit obtenue (aspiration du ballon).
- mettre en route le moteur d'entraînement (vitesse moyenne)
- chauffer le ballon avec le bain d'eau
- lorsque l'évaporation est terminée : arrêter le moteur d'entraînement
- abaisser le bain d'eau
- maintenir le ballon
- ouvrir doucement le robinet de l'évaporateur pour rétablir la pression atmosphérique.
- enlever le ballon
- fermer les robinets d'arrivées d'eau de la trompe à eau et du réfrigérant.

## ***FILTRATION***

Elle permet la séparation solide-liquide d'un mélange hétérogène. Cette opération s'effectue soit à la pression atmosphérique sur un filtre plissé, soit sous vide sur un entonnoir de Büchner.

### **a. Filtration sur filtre plissé.**

On utilise un entonnoir dans lequel on place un filtre plissé ; l'entonnoir étant posé sur le col du récipient dans lequel on veut récupérer le liquide.



### **b. Filtration sous vide.**

On utilise une fiole à vide surmontée d'un entonnoir Büchner dans lequel on a placé un filtre rond et on aspire dans la fiole au moyen d'une trompe à eau. Pour récupérer le solide après un essorage sur Büchner, il faut débrancher le tuyau reliant la fiole à vide à la trompe à eau avant de fermer le robinet d'eau afin d'éviter un retour d'eau dans la fiole à vide.



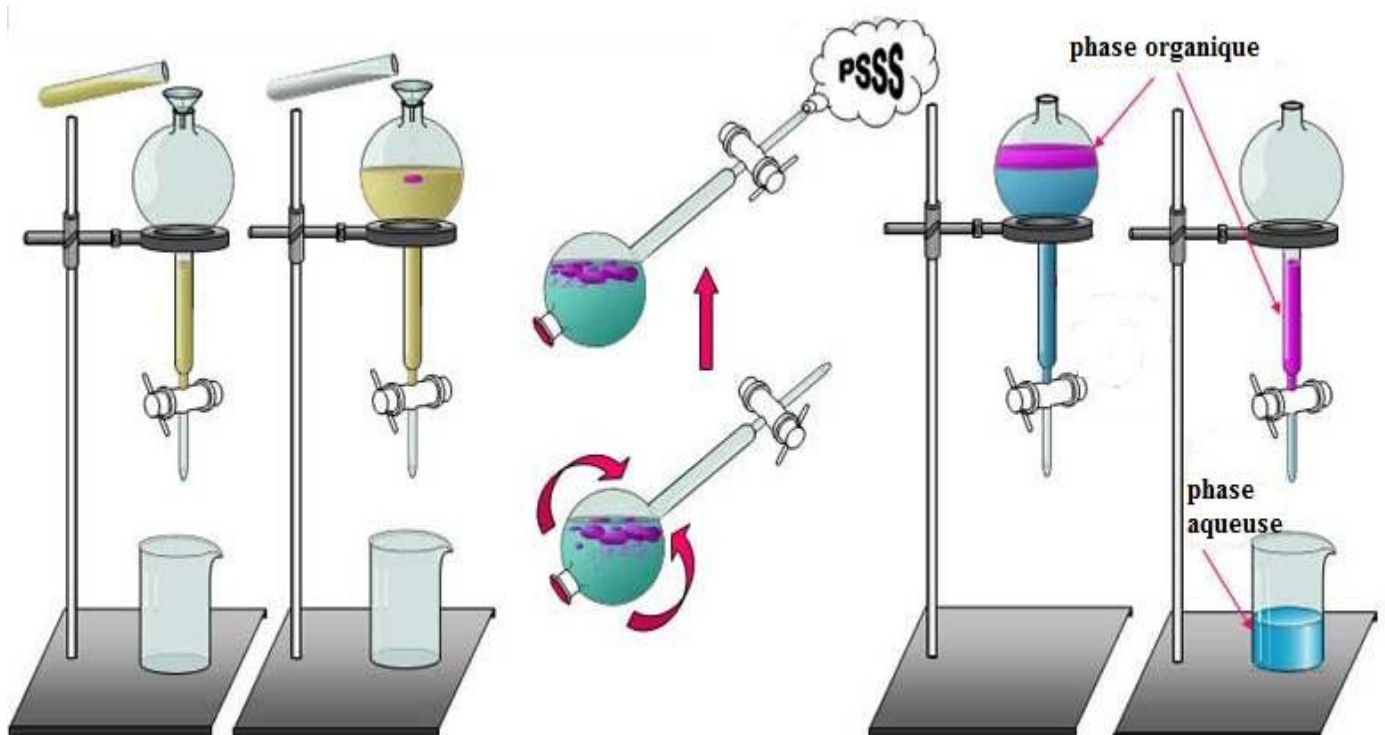
: la fiole à vide doit toujours être maintenue par une pince fixée à un support par une noix.

## DÉCANTATION

La décantation est un procédé permettant la séparation de deux phases liquides non miscibles de densités différentes ; en vue de procéder à une extraction liquide-liquide. Dans la majorité des cas, l'une des phases est aqueuse, l'autre organique.

La phase organique étant souvent moins dense que la phase aqueuse, excepté pour le cas des solvants halogénés. Pour séparer les deux phases, on utilise l'ampoule à décanter :

- Fixer un anneau à l'aide d'une noix sur un support et placer l'ampoule à décanter.
- Verser la solution à extraire dans l'ampoule puis ajouter le solvant d'extraction.
- Fermer avec un bouchon rodé pour éviter l'évaporation du composé volatil.
- Prendre l'ampoule à deux mains. Tenir le bouchon d'une main en le maintenant bien appuyé pour éviter toute fuite. Tenir le robinet de l'autre main.
- Renverser l'ampoule, l'orienter vers une paroi et ouvrir doucement le robinet afin d'éviter les surpressions. Agiter vigoureusement en laissant "dégazer" de temps en temps. Dans tous les cas, bien maintenir le bouchon avec le pouce.
- Vérifier que le robinet est fermé puis replacer l'ampoule à décanter sur son support et ôter le bouchon.
- Laisser les liquides non miscibles se séparer : les deux liquides **non miscibles** se séparent progressivement, jusqu'à ce qu'on observe deux phases bien distinctes.
- Isoler la phase organique dans un bécher.
- Recommencer l'opération deux fois.
- Les phases organiques réunies sont ensuite séchées (élimination des dernières traces d'eau), sous agitation ; puis filtrées et récupérées dans un bécher.



## SÉCHAGE

Le séchage d'un composé organique liquide sert à éliminer les traces d'eau que contient le produit après la synthèse.

Les desséchants chimiques sont des solides inorganiques qui fixent l'eau lorsqu'ils sont ajoutés au milieu humide. Ils sont choisis parmi des **sels anhydres** susceptibles de s'hydrater: **MgSO<sub>4</sub>** (le plus efficace), **Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**, **CaCl<sub>2</sub>** (pour les hydrocarbures et les dérivés halogénés).

- Placer une pointe de spatule de desséchant dans un erlenmeyer contenant le liquide. Agiter doucement.
- Continuer à ajouter le desséchant jusqu'à ce que les cristaux ne s'agglomèrent plus et forment une pluie de cristaux fins.
- Boucher l'erlenmeyer et agiter quelques minutes.
- La solution, après séchage doit être **limpide**.
- Le desséchant hydraté est éliminé par filtration, à l'aide d'un entonnoir posé sur un anneau et muni d'un filtre plissé.
- Le liquide organique est recueilli dans un erlenmeyer sec et bouché.

Le choix du desséchant tient compte des critères suivants :

- ❖ Il ne doit pas provoquer, de réactions chimiques avec le liquide organique à sécher...
- ❖ Il doit avoir un pouvoir desséchant efficace et rapide
- ❖ Il ne doit pas se dissoudre dans le liquide à sécher ;
- ❖ Il doit être aussi économique que possible.

## B-Purification des produits

Après cette séparation, **on purifie le produit formé** : si le produit formé est un **liquide**, on procède à une **distillation**; si c'est un **solide**, à une **recristallisation**.

### DISTILLATION

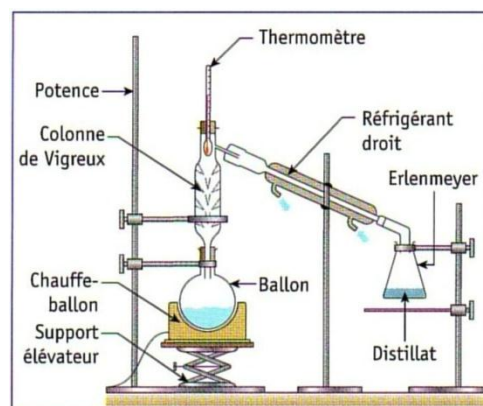
La distillation est une méthode de séparation basée sur la différence de température d'ébullition des différents liquides qui composent un mélange.

Si on chauffe un mélange de liquides, c'est le liquide le plus volatil: celui qui a la température d'ébullition ( $T_{éb}$ ) la plus basse qui s'échappera le premier.

Dans ce cas, on utilise un montage de distillation simple alors que si les températures sont proches, on utilise un montage de distillation fractionnée.

Lors d'une distillation, comme pour tout chauffage d'un liquide, on ajoute au mélange quelques **grains de pierre ponce** afin d'assurer une agitation douce pendant l'ébullition.

**Remarque** : si la température d'ébullition du distillat est proche de la température ambiante, placer le flacon de récupération dans un bain de glace.



**Rôle des grains de pierre ponce** : Les grains de pierre ponce n'ont pas de rôle chimique. Ils jouent un rôle mécanique dont l'effet est de réguler l'ébullition du mélange

## ***RECRISTALLISATION***

Les substances cristallisées, que l'on recueille, à l'état brut, à la fin d'une réaction, contiennent généralement des impuretés. **Une recristallisation sert à purifier un produit brut obtenu lors d'une synthèse.**

Faire recristalliser une substance brute, consiste dans les cas les plus simples à la dissoudre dans la quantité minimum d'un solvant choisi, à son point d'ébullition et à laisser refroidir la solution qui donne **des cristaux purs**. **La purification des solides par recristallisation** est basée sur leurs différences de solubilité dans un solvant bien choisi. Celui-ci doit :

- ✓ Etre chimiquement inerte vis-à-vis du produit à recristalliser
- ✓ Dissoudre les impuretés facilement à froid et très difficilement à chaud.
- ✓ Dissoudre le produit à recristalliser totalement à chaud et très peu à froid.
- ✓ Donner facilement, les cristaux du produit.

## **III. ANALYSE & IDENTIFICATION DES PRODUITS**

L'analyse a pour but de s'assurer que le produit que l'on obtient :

- est bien le produit attendu
- qu'il est pur.

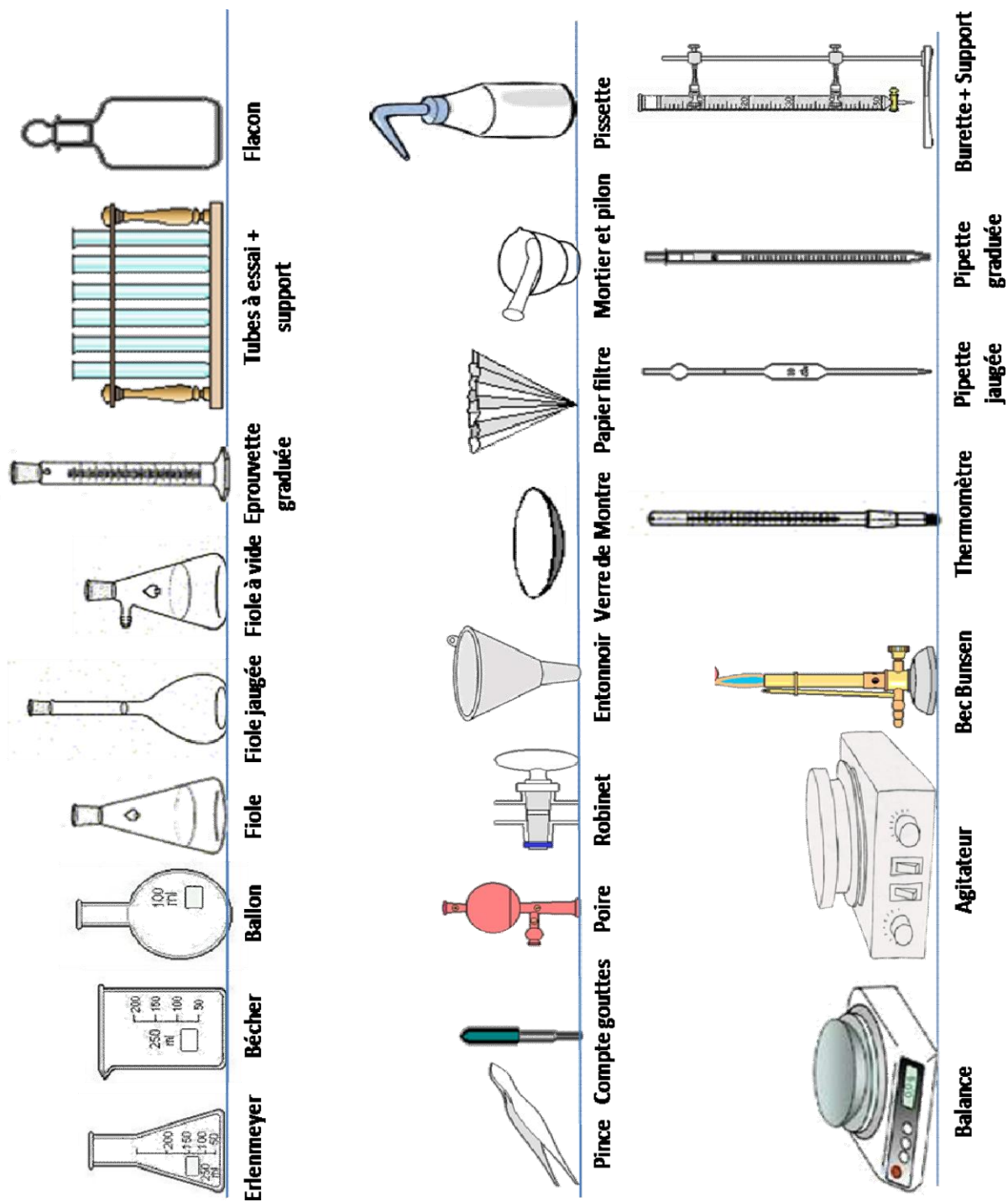
Pour identifier un produit et vérifier sa pureté, on mesure :

- son point de fusion si c'est un solide à l'aide d'un banc Köfler : La détermination d'un point de fusion sur un banc Köfler s'effectue par comparaison avec le point de fusion de substances étalons déterminés dans les mêmes conditions. Un banc Köfler se compose d'une plaque de métal chauffée par une lampe spéciale permettant d'obtenir une élévation de la température d'une extrémité à l'autre du banc. Un curseur fixé sur le devant de l'appareil porte deux index qui déterminent respectivement une position sur la plaque chauffante et une température sur l'échelle parallèle à la plaque. L'index de température est mobile, sa position doit être déterminée en étalonnant le banc.
- son **point d'ébullition** si c'est un **liquide**.



Puis on compare les résultats aux données de la littérature. Si les conditions du laboratoire le permettent on peut utiliser, l'analyse spectroscopique (UV, IR, RMN...),

# MATERIEL DE LABORATOIRE



**Flacon**

**Tubes à essai + support**

**Eprouvette graduée**

**Fiole à vide**

**Fiole jaugée**

**Fiole**

**Ballon**

**Bécher**

**Erlenmeyer**

**Pissette**

**Mortier et pilon**

**Papier filtre**

**Verre de Montre**

**Entonnoir**

**Robinet**

**Poire**

**Compte-gouttes**

**Burette + Support**

**Pipette graduée**

**Pipette jaugée**

**Thermomètre**

**Bec Bunsen**

**Agitateur**

**Balance**

# COMPTE RENDU DE TP

Pour rédiger un compte rendu de TP structuré, clair et scientifiquement correct, l'étudiant doit suivre certaines règles de présentation, qui sont résumées ci-dessous :

## I. INTRODUCTION

Historique concernant la molécule ou la réaction étudiée, ses propriétés...

## II. MECANISME DE LA REACTION

Ecrire l'équation bilan de la transformation pour chaque réaction étudiée, accompagnée du mécanisme détaillé.

## III. MODE OPERATOIRE

L'étudiant doit décrire les différentes étapes qu'il a suivi pour pouvoir réaliser sa synthèse (reflux, changements de couleur, cristallisation, décantation, filtration, lavage, recristallisation, distillation...). Il doit montrer qu'il a bien compris le travail qu'il a entrepris au laboratoire.

Il est préférable de décrire la manipulation par des schémas afin d'éviter les redites et les explications inutiles.

## IV. TABLEAU DE DONNEES & RESULTATS :

	Réactif 1	Réactif 2	produit
<b>Formule brute</b>			
<b>Masse molaire</b>			
<b>Densité</b>			
<b>Volume</b>			
<b>Nombre de moles</b>			
<b>Points de fusion ou d'ébullition (expérimentaux et théoriques)</b>			
<b>Masse théorique du produit</b>			
<b>Masse expérimentale du produit (brut et purifié)</b>			
<b>Rendement (produit brut et purifié)</b>			

**Remarque :** ce tableau est à préparer avant la séance de TP. L'étudiant doit écrire les formules qu'il utilise pour faire ses calculs.



## V. RENDEMENT D'UNE SYNTHÈSE :

**Le rendement d'une synthèse est le rapport entre la quantité de matière de produit obtenue expérimentalement et la quantité de matière théoriquement attendue.**

$$\text{Rdt} = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{théo}}} \times 100$$

Le rendement est inférieur à 100%, car il peut y avoir des réactions secondaires, qui consomment inutilement les réactifs et il peut y avoir des pertes dans chaque étape de la manipulation (lors de la séparation, la purification, le séchage...).

## VI. QUESTIONNAIRE :

L'étudiant doit répondre aux questions posées

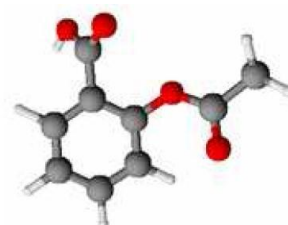
**Remarque :** l'étudiant doit répondre à ce questionnaire avant la séance de TP, dans la mesure du possible.

# MANIPULATION 1

## Synthèse de l'aspirine

### I. INTRODUCTION

L'**aspirine** (ou **acide acétylsalicylique**), fait partie de la famille des salicylés. La plupart de ces composés sont présents dans l'écorce, les feuilles et d'autres parties du saule. Les extraits de saule sont utilisés depuis l'Antiquité pour leurs vertus curatives. Dès le IV<sup>ème</sup> siècle, Hippocrate, médecin grec, prescrivait des décoctions d'écorce de saule pour soulager les douleurs et les fièvres.



Acide 2-acétyloxybenzoïque (acide acétylsalicylique)

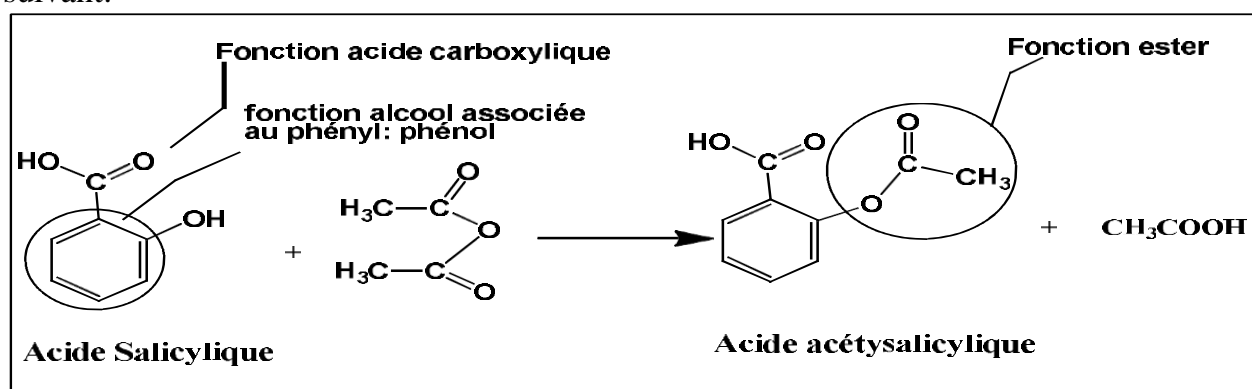
L'**acide acétylsalicylique** est la **substance active**, qui se trouve dans de nombreux médicaments aux propriétés analgésiques, antipyrétiques et anti-inflammatoires. Il est également utilisé comme antiagrégant plaquettaire.

### II. PRINCIPE

Le mécanisme de la réaction d'acétylation implique une addition nucléophile de l'oxygène du phénol sur le groupe carbonyle de l'anhydride d'acide, suivie d'une fragmentation de l'intermédiaire formé.

Le dérivé acétylé de l'acide salicylique obtenu est l'**acide 2-acétyl-oxy-benzoïque** couramment appelé **acide acétylsalicylique** et qui est commercialisé sous le nom d'**aspirine**.

La formation de l'acide acétylsalicylique (ou aspirine) se fait, selon le schéma réactionnel suivant:



La réaction a lieu sans solvant et l'aspirine brute est séparée du catalyseur et de l'acide acétique formé par lavage avec de l'eau (où l'aspirine est peu soluble) et recristallisée dans un mélange éthanol / eau.

### III. DONNEES PHYSICO-CIMIQUES - RISQUES ET SECURITE

$M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$   $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$   $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$

➤ Anhydride éthanoïque:

Liquide incolore d'odeur piquante

Soluble dans l'eau et l'éthanol

Densité : 1,082 masse volumique :  $1,082 \text{ kg.l}^{-1} = 1,082 \text{ g.ml}^{-1}$

Hydrolyse en présence d'humidité (bien refermer le flacon).

Vapeurs irritantes pour les muqueuses oculaires et respiratoires. En cas d'inhalation, faire respirer de l'air frais. En cas de contact avec les yeux, laver abondamment à l'eau. En cas d'ingestion faire boire beaucoup d'eau. Produit inflammable. En cas d'incendie, extinction à la poudre (n'utiliser ni eau, ni mousse carbonique).

➤ Acide salicylique :

Solide blanc

Température de fusion ( $p = 1,013 \text{ bar}$ ) :  $159 \text{ }^\circ\text{C}$

Peu soluble dans l'eau à froid, soluble à chaud, très soluble dans l'alcool et l'éther. Poudre irritante pour les muqueuses oculaires et respiratoires pouvant provoquer des lésions oculaires. En cas d'inhalation, faire respirer de l'air frais. En cas de contact avec les yeux laver abondamment à l'eau, paupières écartées. En cas d'ingestion faire boire beaucoup d'eau et provoquer le vomissement.

➤ Aspirine : acide acétylsalicylique :

Solide blanc

Solubilité dans eau à  $25 \text{ }^\circ\text{C}$

Très soluble dans l'éthanol.

### IV. MODE OPÉRATOIRE

- Préparer un montage à reflux avec refroidissement à air.
- Introduire dans un ballon de 250 mL (**bien sec**) :
  - 2.5 g d'acide salicylique sec.
  - 3.5 ml d'anhydride acétique mesuré à l'éprouvette graduée.
  - 1 ou 2 pierres ponce.

Bien agiter le mélange. Mettre à chauffer ( $50\text{-}60^\circ\text{C}$ ). On doit observer une dissolution totale de l'acide salicylique.

- Ajouter 2 gouttes d'acide sulfurique concentré, sous agitation. Maintenir le mélange au reflux, à cette température, pendant (au moins) 20 mn. Un solide blanc apparaît et le produit s'épaissit très vite. Laisser refroidir à température ambiante.
- Ajouter 25 mL d'eau glacée. Agiter le mélange. Refroidir dans un bain d'eau glacée.
- Filtrer sur Büchner. Essorer puis laver abondamment à l'eau glacée.
- Essorer entre chaque lavage. Sécher sur papier filtre.

### **Recristallisation :**

- Dans un erlenmeyer, ajouter à l'aspirine quelques mL (2.5mL) d'éthanol, puis chauffer légèrement, au bain-marie, pour dissoudre le solide.
- Ajouter ensuite 15 mL d'eau chaude et laisser refroidir sans agiter. De beaux cristaux en aiguilles apparaissent.
- Après filtration sur Büchner et lavage du précipité à l'eau glacée, essorer puis sécher dans une étuve à 80°C.

## **V. COMPTE RENDU**

1. Faire un schéma du dispositif de chauffage à reflux avec refroidissement à air en indiquant le nom des pièces de verrerie ?
2. Calculer les quantités de matière des réactifs utilisés ?
3. Quel est le réactif en excès ?
4. Calculer la masse théorique d'aspirine ?
5. Calculer le rendement de la réaction ?
6. Déterminer le point de fusion du produit brut et pur obtenu et le comparer au point de fusion théorique ?
7. Pourquoi doit-on utiliser de la verrerie sèche ?
8. Pourquoi utilise-t-on l'anhydride acétique de préférence à l'acide acétique ?
9. Pourquoi ajoute-t-on de l'eau glacée ?
10. Quel est le rôle de l'acide sulfurique ?

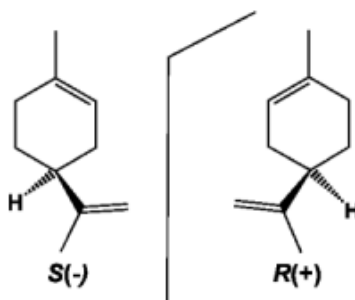
# MANIPULATION 2

## Extraction du limonène contenu dans les oranges

Outre de l'eau et des glucides, les oranges contiennent des espèces acides comme la vitamine C (acide ascorbique), l'acide citrique et l'acide malique en quantités importantes. Les oranges contiennent également des arômes qui constituent une part infime de la composition de l'orange, environ 0,02% de la masse totale d'une orange, mais ils jouent un rôle majeur dans l'appréciation organoleptique du produit.



L'arôme principal contenu dans les oranges est le limonène, qui appartient à la famille des terpènes, et dont se propose de réaliser l'extraction. Le limonène peut se rencontrer sous deux formes, images l'une de l'autre dans un miroir plan, et non superposables, appelées énantiomères. Des énantiomères ont généralement des propriétés physiques identiques mais leurs pouvoirs rotatoires spécifiques sont opposés.



### Les deux formes énantiomères du limonène : a) R-(+)-limonène. b) S(-)- limonène

Dans une orange, l'énantiomère a) est le plus abondant. L'huile essentielle d'orange contient environ 95% de l'énantiomère a).

### Mode opératoire

- 1- Au début, râper les écorces d'oranges et les peser ( $m = 15\text{g}$ ) (pour déterminer le rendement de l'extraction).
- 2- Placées les écorces dans un ballon dans lequel on rajoute de l'eau pour procéder à une hydrodistillation.
- 3- Le mélange est chauffé à l'aide d'un chauffe-ballon. De la vapeur d'eau se forme et entraîne avec elle les arômes contenus dans les écorces d'oranges. Ce mélange gazeux monte dans la tête de colonne puis pénètre dans un réfrigérant à eau, parcouru par de l'eau froide venant du robinet.
- 4- le distillat est recueilli dans une éprouvette. L'ampoule de coulée contient de l'eau, ce qui permet de rajouter de l'eau dans le ballon pour éviter le risque de brûler les écorces d'orange sous l'effet du chauffage.
- 5- Le distillat recueilli contient majoritairement de l'eau, mais il très odorant, indiquant qu'il contient bien les arômes contenus dans l'écorce des oranges.

- 6- arrêter l'hydrodistillation lorsqu'on recueille environ 70 mL de distillat.
- 7- le distillat est transvasé dans une ampoule à décanter pour procéder à une extraction, dans laquelle on va rajouter de l'éther. L'éther est un liquide non miscible à l'eau, dans lequel l'huile essentielle d'orange est très soluble.
- 8- Pour utiliser correctement l'ampoule à décanter, il faut bien agiter et dégazer régulièrement. L'éther est un liquide très volatil.
- 9- laisser reposer l'ampoule à décanter, pour bien séparer la phase aqueuse contenant l'eau, et la phase organique contenant l'éther et l'huile essentielle d'orange.
- 10- Une fois l'extraction terminée, il faut évaporer l'éther pour recueillir l'huile essentielle d'orange.

### **COMPTE RENDU**

- Dessiner le montage utilisé pour l'extraction des écorces d'oranges.
- Indiquer le rôle de la pierre ponce.
- Préciser le rôle du réfrigérant.
- Calculer le rendement de l'extrait préparé

# MANIPULATION 2

## Extraction des huiles essentielles de menthe

La menthe est l'une des plantes médicinales les plus connues. Les archéologues ont retrouvé des feuilles de menthe dans des tombes égyptiennes. Son usage est avéré chez les Grecs et les Romains pour soulager la douleur ou purger les malades. Tombée dans l'oubli en Occident, elle ne rejoint la pharmacopée traditionnelle qu'au XVIII<sup>e</sup> siècle. Depuis lors, elle a été l'une des premières plantes à être utilisées de manière intensive par l'industrie pharmaceutique. Le menthol est ainsi devenu un des classiques des étals de pharmacie. On retrouve aussi la menthe dans un grand nombre de bonbons, sirops ou comme une saveur destinée à améliorer le goût de certains médicaments.



### Description botanique de la menthe

La menthe est une plante très aromatique pouvant atteindre 80 cm de haut. Elle appartient à la famille des lamiacées. Sa variété la plus utilisée en phytothérapie est la menthe poivrée. Elle présente une structure serratifoliée à tiges carrées. Sa couleur est verte et sa récolte se réalise de manière annuelle. Elle se sème au printemps et se récolte en été. On la trouve en Europe, en Asie et en Amérique du Nord.

### Propriétés médicinales de la menthe

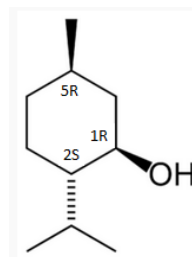
- **Troubles digestifs** : efficace en cas de constipation ou de diarrhée.
- **Troubles urinaires** : effet diurétique.
- **Toux et rhume** : apaisante.
- **Antidouleur** : douleurs articulaires, musculaires et maux de tête.
- **Problèmes respiratoires** : efficace contre les affections similaires aux bronchites.
- **Contre des affections de la peau** : soulage les douleurs liées aux piqûres d'insectes et d'animaux et prévient la formation de crevasses.



## Le stéréoisomère

Le stéréoisomère le plus courant du menthol est le (-)-menthol, de configuration (1*R*,2*S*,5*R*). Il appartient à la famille des monoterpénols

(1*R*,2*S*,5*R*)-5-méthyl-2-(propan-2-yl)cyclohexanol



L'obtention d'un litre d'huile essentielle de menthe poivrée nécessite l'utilisation de 400 kg de cette plante. L'huile essentielle extraite de la menthe poivrée d'origine américaine contient principalement du menthol (40%), de la menthone (20%), du néomenthol (4%) et du cinéole (4%).

### **-I- Extraction de l'essence de menthe des feuilles de menthe :**

#### 1ère étape : préparation

100 g de feuilles de menthe est introduites dans un ballon de 500 mL avec 300 mL d'eau distillée. Sous l'effet de la chaleur, les cellules renfermant les substances odorantes éclatent (décoction).

Ces substances étant volatiles, elles pourront donc être récupérées grâce à une hydrodistillation (ou entraînement à la vapeur)

#### 2ème étape : hydrodistillation ou entraînement à la vapeur

Récupérer 100 mL de distillat. La faible teneur de la menthe en huile essentielle et la partielle solubilité de cette huile dans l'eau ne permettent pas d'observer 2 phases.

#### 3ème étape : extraction dans une ampoule à décanter

Pour extraire l'huile essentielle de l'eau, on fait une extraction avec 10 mL d'éther diéthylique. L'extraction se fait dans une ampoule à décanter de 250 mL.

Effectuer un relargage en saturant en sel la phase aqueuse inférieure, agiter vigoureusement jusqu'à disparition du trouble de la solution aqueuse. Pour cela, ajouter environ 2 g de chlorure de sodium (sel de NaCl) pour faciliter la séparation de l'huile essentielle.

Après séparation des deux phases, évacuer la phase aqueuse et récupérer la phase étherée (organique) contenant l'huile essentielle de menthe.

### **COMPTE RENDU**

- Dessiner le montage utilisé pour l'hydrodistillation des huiles essentielles de la menthe.
- Quelle-est le principe de l'hydrodistillation ?
- Indiquer le rôle de la pierre ponce.
- Préciser le rôle du réfrigérant.
- Préciser le but de relargage
- Pourquoi on procède à la décantation ?
- Faire le schéma de l'ampoule à décanter en indiquant dans quelle partie se trouve l'huile essentielle de menthe.
- Calculer le rendement de l'extrait préparé



# MANIPULATION 4

## Préparation du savon

A partir du XV<sup>ème</sup> siècle, Marseille devient un des principaux centres de production de savon, en utilisant l'huile d'olive locale et de la soude provenant de la combustion d'une plante appelée salicorne.

En 1791, une découverte révolutionne l'industrie du savon. En effet, le chimiste français Nicolas Leblanc invente un procédé permettant de transformer le chlorure de sodium (le sel de l'eau de mer) en hydroxyde de sodium (la soude). Puis, en 1823, le chimiste français Eugène Chevreul se base sur ces travaux afin d'expliquer la réaction de saponification et démontre que les corps gras sont composés de glycérine et d'acides gras.

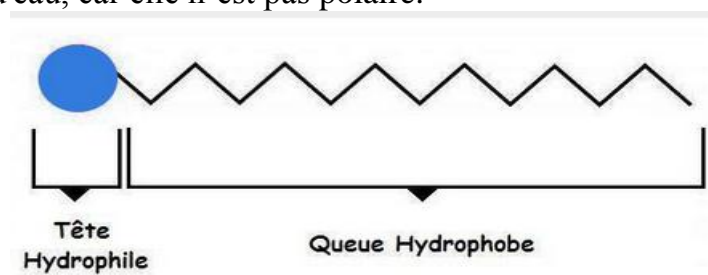


Louis Pasteur, un scientifique français, découvre en 1878 l'existence des micro-organismes à l'origine de maladies infectieuses. L'utilisation du savon pour l'hygiène corporelle prend donc de l'importance afin d'éviter les transmissions des maladies, et c'est ainsi que l'industrie du savon connaît un réel essor, tout en cherchant à fabriquer du savon en grande quantité, plus rapidement, tout en limitant les coûts.

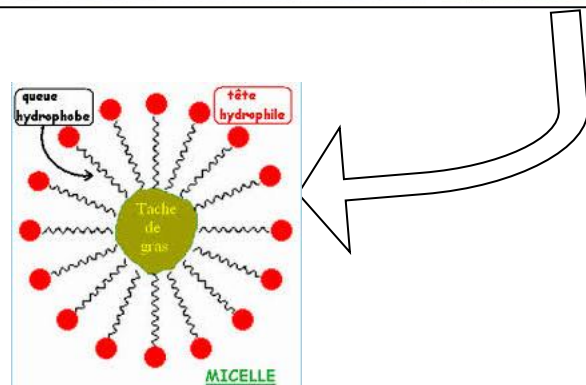
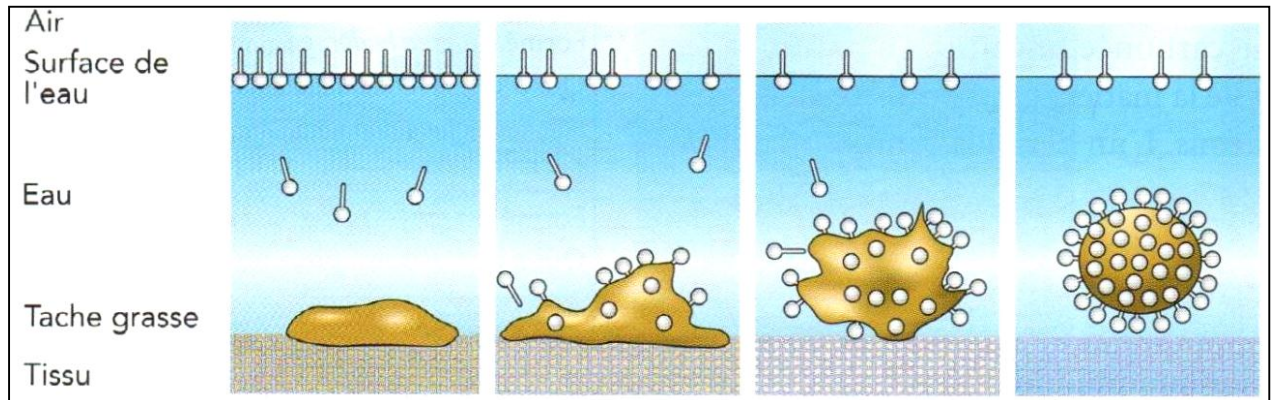
### b) Propriétés des savons :

Un savon est un mélange de carboxylate de sodium ou de potassium, de formule générale :  $(R-COO^- + Na^+)$  ou  $(R-COO^- + K^+)$ . Les propriétés détergentes des savons sont dues aux ions carboxylate  $RCOO^-$ . Les ions carboxylate  $RCOO^-$  possèdent :

- ✓ une tête **hydrophile** polaire ( $-COO^-$ ) chargée négativement, qui s'entoure de molécules d'eau polaires.
- ✓ une extrémité **lipophile (R)** : elle a beaucoup d'affinité pour les chaînes carbonées présentes dans les lipides et les graisses, mais hydrophobe : qui n'interagit pas avec les molécules d'eau, car elle n'est pas polaire.

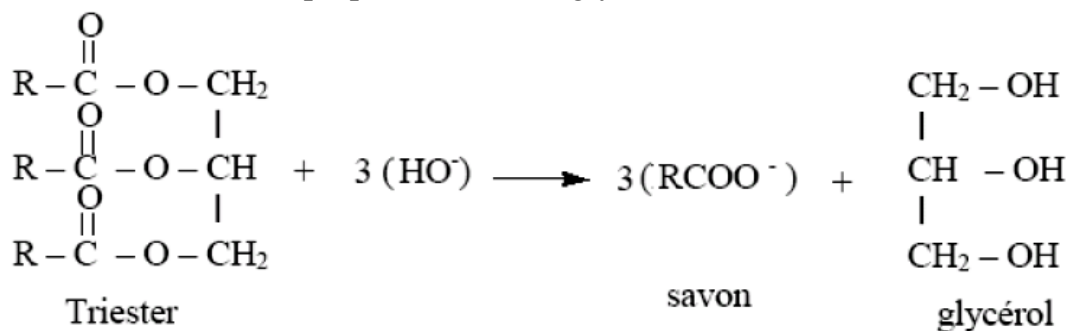


Lors du lavage, la queue hydrophobe et la tête lipophile, s'accroche à la graisse. Comme les particules de savon sont nombreuses et cherchent à orienter leur queue hydrophobe vers la graisse, elles parviennent à s'insinuer entre le tissu et la graisse. La graisse se retrouve alors en suspension, entourée de molécules de savon qui tournent vers l'eau leurs têtes hydrophiles. Ces petits globules sont appelés micelles, ils se présentent comme de petits agrégats formés extérieurement par des têtes hydrophiles chargées électriquement. Les charges électriques à la surface des micelles, de même nature, se repoussent et empêchent ces micelles de se regrouper. Au moment du rinçage, l'eau entraîne ces micelles.

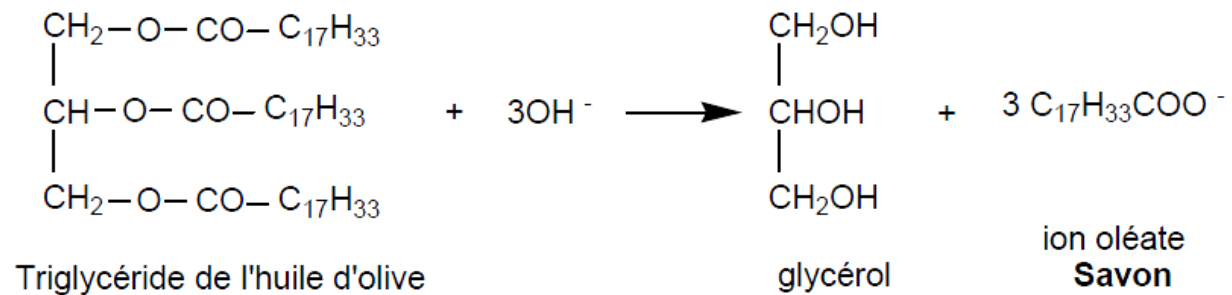


### Principe :

Les savons sont obtenus par réaction **de saponification de triesters** appelés **corps gras** ou **triglycérides**. L'action de l'**hydroxyde de sodium** (soude NaOH) ou de potassium (potasse) sur le **triester** conduit à un carboxylate de sodium (ou de potassium) constituant **le savon** et à du propan-1,2,3-triol (glycérol) :



Le but de cette manipulation est la synthèse d'un savon à partir d'huile d'olive. Si l'on considère que l'huile d'olive n'est constituée que d'**oléine** (60 à 80%), qui est le triester issu de l'estérification du glycérol et de l'acide oléique  $C_{17}H_{33}COOH$  ; lorsqu'on fait réagir de la soude concentrée avec l'oléine, on obtient du glycérol et de l'**oléate de sodium (savon)**, solide blanc très peu soluble dans l'eau salée selon le schéma réactionnel suivant :



## 2. Protocole

### a) Réaliser la saponification :

- a) Dans un ballon de 250 mL, introduire, à l'aide d'éprouvettes graduées,
  - 20 mL de soude à  $8 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ ,
  - 15 mL d'huile alimentaire,
  - 20 mL d'éthanol à  $90^\circ$
- b) Mettre dans le mélange de la pierre ponce.
- c) Adapter un réfrigérant à eau
- d) Régler le thermostat pour avoir une ébullition douce
- e) Chauffer à reflux le mélange réactionnel durant environ 30 minutes. Sans dépasser  $90^\circ C$ .

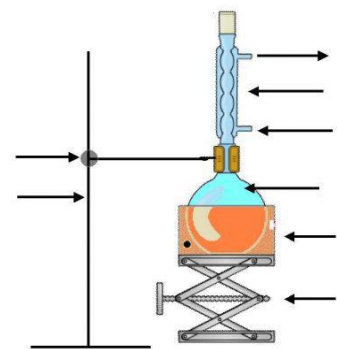


Figure 1

### b) Relargage :

A la fin du chauffage, verser le contenu du ballon dans un Bécher contenant une solution de chlorure de sodium saturée (20 g de NaCl dans 100 mL d'eau). On observe la formation d'une couche d'un solide jaunâtre qui flotte à la surface de l'eau salée : c'est le savon qui précipite. Cette opération s'appelle **le relargage**.

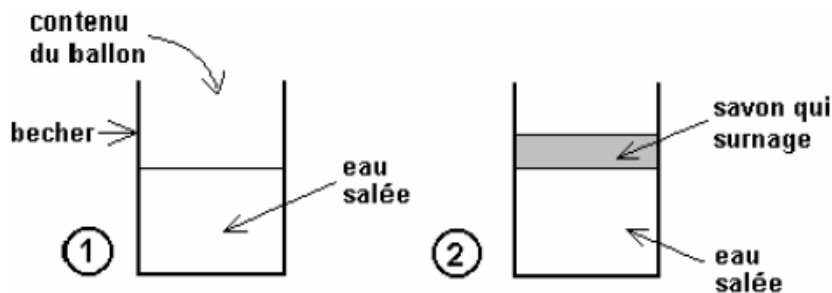
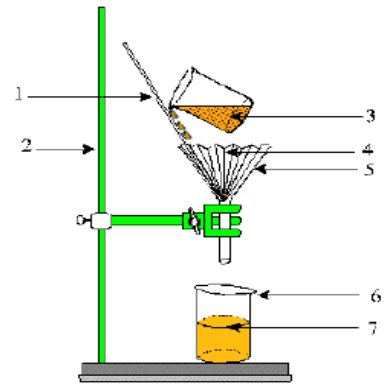


Figure 2

**c) Filtration et lavage :**

Filtrer à l'aide d'un filtre plissé et un entonnoir. Laver le savon à l'eau glacée, dans le filtre. Mesurer le pH du filtrat. Laisser sécher le savon (lui donner forme en le mettant dans un moule).



**Figure 3**

**d) Test des propriétés moussantes du savon :**

Découper un petit morceau de savon et l'introduire dans un tube à essais. Ajouter 2 à 3 mL d'eau distillée et agiter : de la mousse se forme.

**COMPTE RENDU**

1. Quelle est l'importance du savon dans notre vie ?
2. légèder le montage des figures 1 et 3.
3. Quel est le rôle du chauffage à reflux ?
4. Pourquoi ajoute-t-on de l'éthanol ?
5. A quoi sert la pierre ponce ?
6. Quel est le but du relargage ?
7. Si on considère que l'huile alimentaire n'est constituée que d'oléine qui est le triester issu de l'estérification du glycérol et de l'acide oléique ( $C_{17}H_{33}COOH$ ).  
Ecrire la formule de l'oléine.
8. Calculer les quantités initiales d'huile alimentaire et de soude : en déduire le réactif en excès. On donne :  $M(\text{soude NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{oléine}) = 884 \text{ g/mol}$ .  $\rho = 0,90 \text{ g/mL}$ ;  $M(\text{oléate de sodium}) = 304 \text{ g/mol}$ .
9. Déterminer la masse maximale de savon sec que l'on pourrait obtenir.

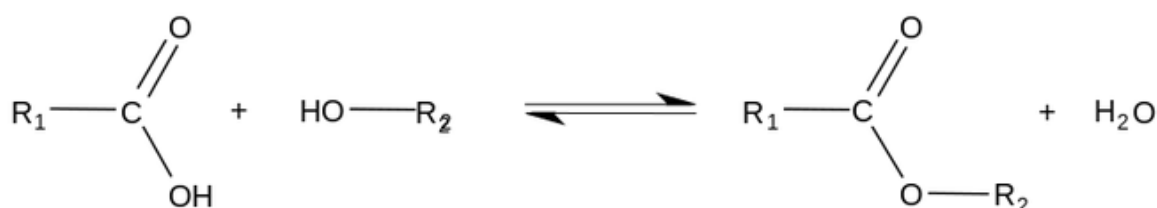
# MANIPULATION 4

## ESTERIFICATION

### Synthèse de l'éthanoate d'éthyle

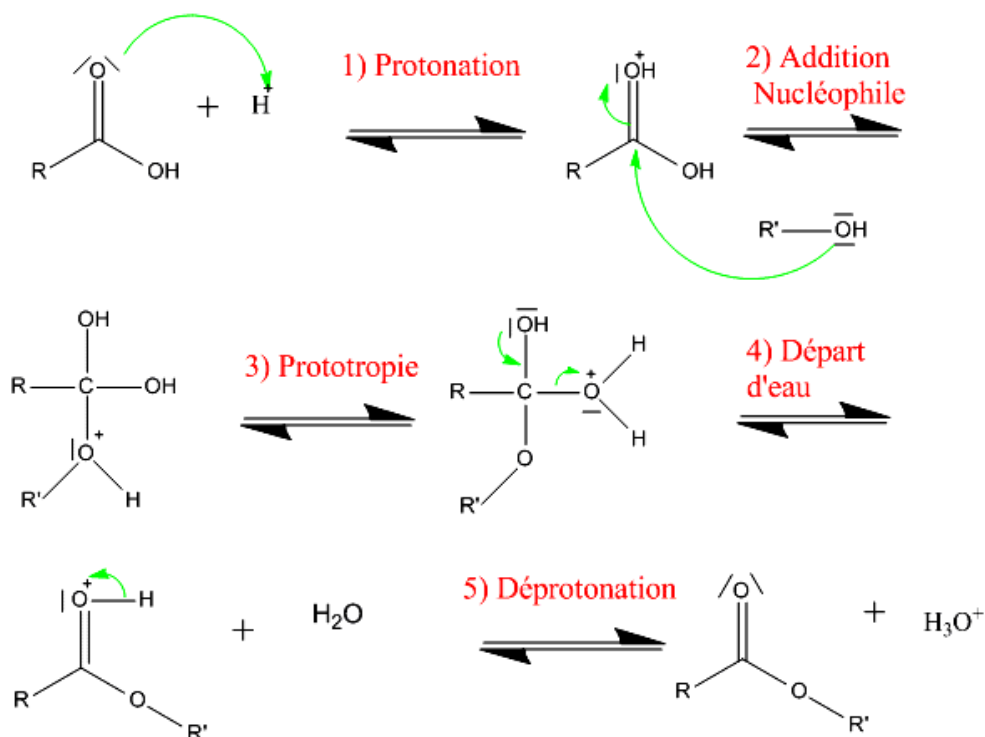
#### INTRODUCTION

L'**estérification** est une réaction chimique au cours de laquelle un groupe fonctionnel **ester**  $R_1\text{-COO-R}_2$  est obtenu par condensation d'un groupe acide carboxylique  $R_1\text{-COOH}$  et d'un groupe alcool  $R_2\text{-OH}$  ainsi que formation d'eau  $\text{H}_2\text{O}$ .



Cette réaction, appelée aussi estérification de **Fischer** (1895) ou estérification de **Fischer-Speier**, C'est une réaction équilibrée et l'inverse de la réaction, appelée rétro-estérification est une hydrolyse de l'ester. Les réactions dans les deux sens sont très lentes est nécessite la présence d'un catalyseur ou bien augmenter la température du milieu.

**Mécanisme de l'estérification de Fischer avec une catalyse acide :**



A température d'ébullition et en présence du catalyseur, les réactions sont rapides, et le système atteint l'équilibre en quelques minutes. Bien que ce soit les deux ions oxonium qui entrent rapidement en équilibre, ils ne sont pas représentés dans l'expression de la loi d'action de masse de l'équilibre global :

$$K = \frac{(\text{ester}) (\text{eau})}{(\text{acide}) (\text{alcool})}$$

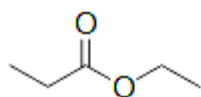
Le tableau ci-dessous donne des exemples de la valeur de K , valeurs mesurées expérimentalement, pour plusieurs esters de l'acide acétique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et différents alcools  $\text{R}'\text{OH}$ .

R'	K	R'	K	R'	K
Méthyle	5.24	n-butyle	4.24	3-pentyle	2.01
Ethyle	3.96	Allyle	2.18	Tert-butyle	0.0049
n-propyle	4.07	Iso-propyle	2.35	Phényle	0.0089

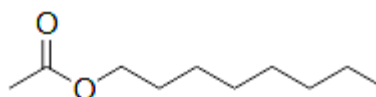
D'après ce tableau on remarque que les alcools primaires sont plus facilement estérifiés que les alcools secondaires et très difficiles pour les alcools tertiaires.

### Utilisation des esters

Les esters sont de nature répandue et sont utilisés dans l'industrie, notamment pour les arômes. Ci-dessous sont mentionnés quelques exemples.



Butanoate d'éthyle  
odeur de pomme



Ethanoate d'octyle  
odeur d'orange

## I. MODE OPERATOIRE

Synthèse de l'éthanoate d'éthyle qui représente l'arôme artificiel d'ananas.

### 1- Première étape : estérification

Préparer un montage à reflux avec refroidissement à eau. Introduire dans un ballon de 150ml, 15 ml d'acide acétique, 7,5 ml d'éthanol, ajouter 0.5 ml d'acide sulfurique concentré et quelques grains de pierre ponce. Chauffer à reflux ( pendant 30 min) à l'aide d'un chauffe-ballon. Laisser refroidir le ballon à l'air puis dans un cristalliseur d'eau glacée.

## Deuxième étape : séparation de l'ester, lavage et séchage de la phase organique

### Séparation

Après refroidissement, verser le dans le ballon une solution saline contenant 3g de NaCl dans 13 ml d'eau ; agiter pendant 2 min, puis laisser reposer. Séparer les deux phases liquides à l'aide d'une ampoule à décanter et éliminer la phase aqueuse.

### Lavage de la phase organique

Ajouter à la phase organique, dans l'ampoule à décanter, environ 3 ml de solution d'hydrogénocarbonate de sodium à 20% : on observe immédiatement un fort dégagement gazeux.

Après un dégazage progressif éliminer à nouveau la phase aqueuse en mesurant le pH du milieu, continuer à ajouter jusqu'à neutralisation du milieu.

### Séchage de la phase organique

Récupérer la phase organique et la sécher à l'aide de sulfate de magnésium anhydre, filtrer dans un ballon propre et sec.

## V.COMPTE RENDU

1. Faire un schéma du dispositif de chauffage à reflux en indiquant le nom des pièces des verreries ?
2. Ecrire l'équation de la réaction ?
3. Pourquoi réaliser l'expérience à chaud ?
4. Quelle est Rôle de l'acide sulfurique ?
5. calculer les masses et les quantités de matière de chacun des réactifs. Dire s'il y a un réactif en excès et si oui, lequel ?
6. Quelle est la masse théorique maximale d'ester que l'on peut obtenir ? Calculer le rendement. ?
7. Quelle est la nature du gaz formé lors de l'opération de lavage de la phase organique ? Ecrire l'équation de la réaction de sa formation à partir des ions hydrogénocarbonate,
8. Quelle est le rôle de ce traitement lavage ?
9. Pourquoi l'opération de séchage est importante ?

Les données

M (acide acétique) = 60 g/mol

d (acide acétique) = 1.05g/l

$t_{\text{éb}}$  (acide acétique)= 118°C

M (éthanol) = 46 g/mol

d (éthanol) = 0.789 g/l

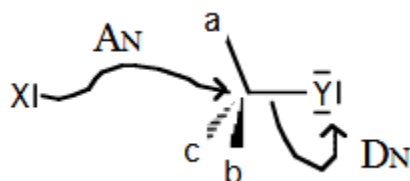
$t_{\text{éb}}$  (éthanol) = 79°C

# MANIPULATION 6

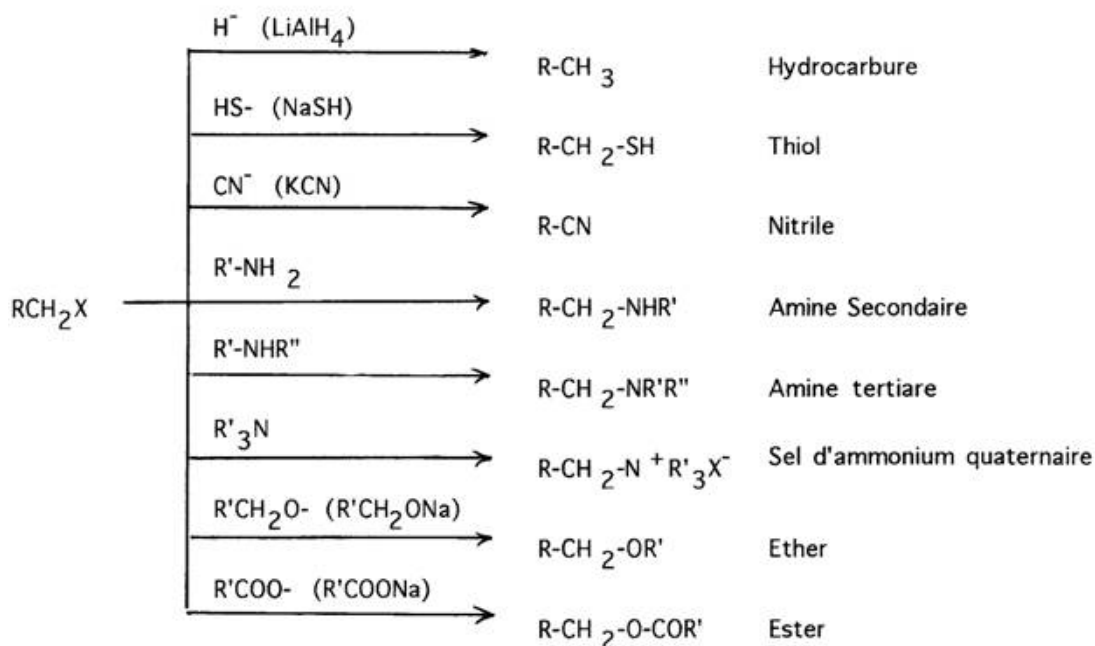
## Synthèse du 2-chloro-2-méthylpropane Par *Substitution Nucléophile d'un alcool tertiaire*

### Introduction

La substitution nucléophile résulte de l'attaque nucléophile (AN) par un élément riche en électrons et du départ nucléofuge (DN) d'un élément emportant un doublet d'électrons.



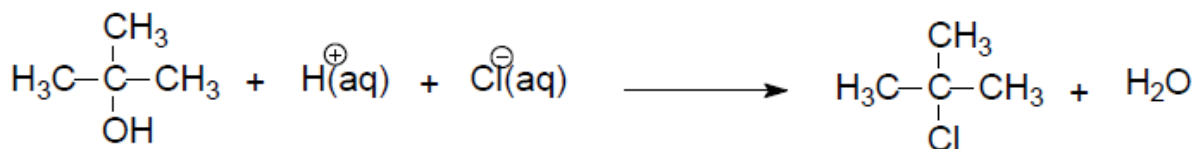
Les halogénoalcane (**R-X**) sont des réactifs très utilisés en chimie organique car **X** (les halogènes) peuvent être remplacés par de nombreux groupements fonctionnels, au cours des réactions de substitution nucléophile, ce qui donne accès à de nombreuses nouvelles molécules :



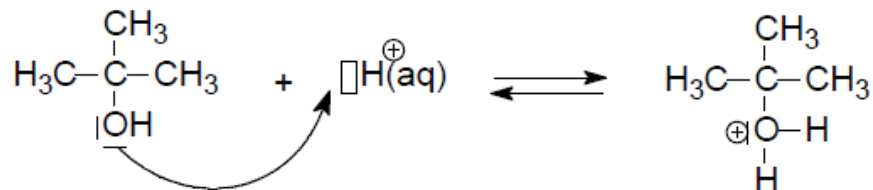
Les alcools tertiaires se caractérisent par la mobilité du groupement -OH. Cette mobilité est due à l'addition des effets inducteurs des groupements alkyles, qui facilitent la formation des carbocations.

C'est ainsi que, le 2-méthylpropan-2-ol (ou *tert*-butanol) réagit avec l'acide chlorhydrique concentré pour donner le 2-chloro-2-méthylpropane ou chlorure de *tert*butyle, selon le schéma réactionnel suivant :

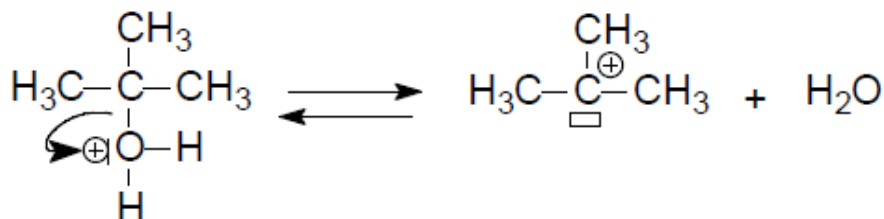




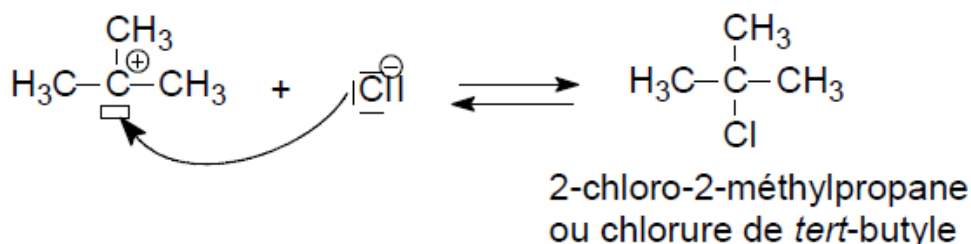
**1ère étape** : Protonation de l'alcool :



**2ème étape** : Formation du carbocation tertiaire relativement stable :



**3ème étape** : Attaque nucléophile du carbocation par l'ion chlorure



**Remarque** : Ces réactions de substitution nucléophile peuvent être concurrencées par des réactions d'élimination (déshydratation), lorsque la température est élevée, d'où l'importance d'utiliser du HCl froid.

### III. MODE OPÉRATOIRE : (produits irritants, travailler sous hotte)

#### · Halogénéation :

- Dans un ballon de 250 mL, muni d'un thermomètre, d'une ampoule à brome, d'un réfrigérant à reflux, et d'une bonne agitation ; introduire 12,5 mL de 2-méthylpropan-2-ol commercial, (si nécessaire faire fondre l'alcool au moyen d'un bain-marie).
- Par l'ampoule à brome, introduire, sous agitation, 30 mL d'acide chlorhydrique concentré.
- Laisser le mélange réactionnel sous agitation pendant 20 mn.

#### Extraction et lavage :

- Verser, ensuite, la solution dans une ampoule à décantier. Laisser le mélange décantier jusqu'à séparation des phases puis **éliminer la phase aqueuse**.

- Laver **rapidement** la phase organique avec **10 mL d'eau froide** puis **5 mL** de solution **d'hydrogénocarbonate de sodium** ( $\text{NaHCO}_3$ ) à 50 g/L (**attention !** dégagement gazeux), puis **10 mL d'eau froide**.
- Mesurer le pH des eaux de lavage.
- Recueillir la phase organique dans un erlenmeyer **sec** et la sécher avec spatule (1 g) de chlorure de calcium anhydre.

· **Purification :**

- Préparer un montage à distillation.
- Filtrer dans un ballon à distiller sec de 100 mL, ajouter une pierre ponce puis distiller le produit avec un chauffage assez réduit.
- Recueillir dans un erlenmeyer sec, placé dans un bain d'eau glacée, la fraction passant entre 49 °C et 51 °C.
- Déterminer l'indice de réfraction.

#### IV. COMPTE RENDU

- Schématiser et légender le montage à reflux utilisé.
- Expliquer le principe d'une distillation. Dessiner et nommer les différentes parties du montage de distillation.
- Calculer le rendement de la synthèse.
- Montrer que l'acide chlorhydrique a été introduit en excès.
- Pourquoi doit-on effectuer les lavages rapidement ?
- Comment distinguer la phase organique de la phase aqueuse dans l'ampoule à décanter.
- A quoi sert la solution d'hydrogénocarbonate de sodium ?
- Expliquer le dégagement gazeux observé dans l'ampoule à décanter. Ecrire l'équation de la réaction.
- Pourquoi doit-on mesurer le pH de l'eau de lavage ?
- Indiquer le rôle du chlorure de calcium anhydre.
- Pourquoi recueille-t-on le chlorure de tertio-butyle purifié dans un bain d'eau glacée ?
- De quel type de réaction s'agit-il ?

## Références bibliographiques

- 1- N. Margossian, Glossaire du risque chimique, sciences et techniques, édition Dunod, 2011.
- 2- A. Picot, J. Ducret, Sécurité et prévention des risques en laboratoire de chimie et de biologie, 3<sup>ème</sup> édition eBook, 2013.
- 3- F. Rouessac, Analyse chimique, méthode techniques instrumentales modernes, 6<sup>ème</sup> édition Dunod, 2004.
- 4- N. E. Schore, K. P. Vollhardt, Traité de chimie organique, 6<sup>ème</sup> édition De Boeck 2015.
- 5- P. Vogel, Chimie Organique Méthodes et Modèles, édition De Boeck, 1988.
- 6- H. Fisli, polycopié de TP chimie générale et organique, 2016
- 7- N. Boulekras, Chimie organique expérimentale recueil de travaux pratiques, édition OPU, 2014.