

**République Algérienne Démocratique et Populaire**  
**Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique**

**École Supérieure en Sciences Appliquées de Tlemcen – ESSAT**

**DÉPARTEMENT DE FORMATION PREPARATOIRE**

**POLYCOPIÉ DE TRAVAUX PRATIQUES**

**DE CHIMIE**

*2<sup>ème</sup> année Élève ingénieur*

*Réalisé par :*

**Yazid DATOUSSAID**

Maitre de conférences ESSAT

**Tarik ATTAR**

Maitre de conférences ESSAT

**Année universitaire 2017 - 2018**

## PREFACE

La chimie est une science qui s'intéresse à la description de la matière et de ses transformations qu'elle analyse en termes moléculaires, mécaniques ou physiques. Depuis toujours, l'approche expérimentale et les techniques associées sont au cœur de cette discipline.

Les Travaux Pratiques représentent une part très importante de la formation des élèves ingénieurs et des étudiants en Master. D'autre part, l'entraînement à la démarche expérimentale est un des objectifs essentiels de la discipline

Ce polycopié est le fruit d'une recherche et d'une compilation minutieuse. Il s'adresse principalement aux étudiants de 2<sup>ème</sup> année chimie, domaine science et technologie sans oublier les étudiants du domaine science de la matière.

Cet ouvrage se divise en deux parties, la première partie concerne la chimie de solution en six TP, et la deuxième partie la chimie organique en cinq TP.

# Sommaire

## *SEMESTRE 03*

<i>Tp n° 00 : Hygiène et sécurité - Verreries et matériels</i>	<i>04</i>
<i>Tp n° 01 : Préparation des solutions</i>	<i>09</i>
<i>Tp n° 02 : Étalonnage d'une solution acide (HCl) par une solution de carbonate de sodium</i>	<i>12</i>
<i>Tp n° 03 : Dosage de l'aspirine contenue dans un comprimé</i>	<i>14</i>
<i>Tp n° 04 : Titrage acido-basique d'un lait par la méthode colorimétrique</i>	<i>16</i>
<i>Tp n° 05 : Dosage des ions hypochlorite dans une eau de Javel</i>	<i>18</i>
<i>Tp n° 06 : solubilité et produit de solubilité</i>	<i>20</i>

## *SEMESTRE 04*

<b>Tp n° 01 : Initiation sur le ChemDraw</b>	<b>25</b>
<b>Tp n° 02 : Saponification d'un corps gras</b>	<b>28</b>
<b>Tp n° 03 : Les représentations spatiales d'une molécule</b>	<b>30</b>
<b>Tp n° 04 : Distillation simple</b>	<b>33</b>
<b>Tp n° 05 : Synthèses de l'aspirine</b>	<b>35</b>

## TP n°0

### *HYGIÈNE ET SÉCURITÉ - VERRERIES ET MATÉRIELS*

#### *HYGIÈNE ET SÉCURITÉ*

- Chaque étudiant doit se présenter à l'heure, port d'une blouse est obligatoire, utilisation des gants et lunettes où cela est demandé.






- ✓ Ne pas ingérer ou inhaler des produits chimiques, travaillé sous hotte autant que possible.
- ✓ Ne pas rejeter de gaz ou vapeurs toxiques, inflammables ou explosifs dans le laboratoire (des hottes sont installées à chaque laboratoire).
- ✓ Ne pas rejeter à l'évier des produits dans le cas où des récipients sont réservés à cet effet.
- ✓ Ne pas laisser seule une manipulation en cours. En cas d'incident, appeler un assistant.
- ✓ Ne pas verser de produits dans les bouteilles à réactifs, ne pas y introduire de pipette : toujours utiliser un récipient intermédiaire
- ✓ Remettre le matériel (électrodes, verrerie, seringues...) à l'endroit qui leur est destiné, même entre chaque mesure.
- ✓ En fin de manipulation, rincer le matériel utilisé à l'eau distillée (robinets bleu).

#### **Symboles Utilisés sur les Étiquettes ou Les pictogrammes de danger :**

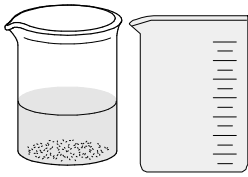
Dans les lieux publics on trouve souvent des dessins schématiques pour indiquer la sortie, l'interdiction de fumer, l'accès pour les personnes handicapées, ... etc. Ces dessins sont appelés des **pictogrammes**.

En chimie, la manipulation des espèces chimiques n'est pas toujours sans danger pour les utilisateurs mais aussi pour la nature. Les fabricants indiquent donc sur chaque flacon de produit chimique des pictogrammes pour indiquer les différents dangers.

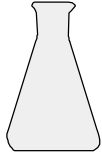
	<p><b>Toxique</b> <b>Je tue</b> <b>T ou T+</b></p>	<p>Les produits portant ce pictogramme empoisonnent rapidement, même à faible dose et peuvent provoquer des effets très variés sur l'organisme : nausées, vomissements, maux de tête, perte de connaissance ou d'autres troubles plus importants entraînant la mort. Toxicité par voie orale, cutanée ou par inhalation.</p>
	<p><b>Dangereux pour l'environnement</b> <b>Je pollue</b> <b>N</b></p>	<p>Substances nocives pour l'environnement aquatique et non aquatique (faune, flore, atmosphère) ou ayant un effet nuisible à long terme. Notamment pour les organismes du milieu aquatique (poissons, crustacés, algues...) ou pour la couche d'ozone.</p>
	<p><b>Corrosif</b> <b>Je ronge</b> <b>C</b></p>	<p>Les produits corrosifs provoquent la destruction "non spécifique des tissus" (peau, muqueuses et yeux et voie digestive) par contact ou projection.</p>
	<p><b>Nocif</b> <b>Je nuis</b> <b>Xn ou Xi</b></p>	<p>Ce pictogramme signale lui aussi des dangers sur la santé. Les produits chimiques peuvent provoquer l'un ou plusieurs des effets suivants : empoisonnement à forte dose, irritation des yeux, de la gorge, du nez ou de la peau. Ils peuvent provoquer des allergies cutanées (type eczémas) et provoquer des états de somnolence ou de vertige.</p>
	<p><b>CMR</b> <b>Je conduis à la mort</b></p>	<p>Des produits cancérogènes, mutagènes, reprotoxiques (CMR) et tous produits pouvant modifier le fonctionnement de certains organes comme le foie, le système nerveux, etc... Selon les produits, ces effets toxiques apparaissent si l'on a été exposé une seule fois ou bien à plusieurs reprises.</p>
	<p><b>Inflammable</b> <b>Je brûle</b> <b>F ou F+</b></p>	<p>Les produits peuvent s'enflammer au contact d'une flamme, d'une étincelle, d'électricité statique... Mais aussi sous l'effet de la chaleur, de frottements, au contact de l'air ou encore au contact de l'eau s'ils dégagent des gaz.</p>

	<p><b>Comburant</b> <b>Je fais brûler</b> <b>O</b></p>	<p><b>Les produits comburants</b> (oxydants) qui peuvent provoquer ou aggraver un incendie, ou même provoquer une explosion en présence de produits inflammables.</p>
	<p><b>Explosif</b> <b>J'explose</b> <b>E</b></p>	<p>Les produits peuvent exploser au contact d'une flamme, d'une étincelle, d'électricité statique, sous l'effet de la chaleur, d'un choc, de frottements... Ce sont par exemple certaines matières explosives, auto-réactives ou certains peroxydes organiques.</p>
		<p>Ils peuvent exploser sous l'effet de la chaleur. Il s'agit de gaz comprimés, de gaz liquéfiés et de gaz dissous. Les gaz liquéfiés réfrigérés peuvent, quant à eux, être responsables de brûlures ou de blessures liées au froid appelées brûlures cryogéniques.</p>
	<p><b>Radioactif</b> <b>Je peux conduire à un cancer</b> <b>R</b></p>	<p>Substance émettrice de radiations ionisantes : X, Beta, Gamma, Alpha. Risque de contaminations.</p>
	<p><b>Biologique</b> <b>B</b></p>	<p>Substance susceptible d'être un agent pathogène ou pouvant induire des mutations génétiques. Éviter tout contact avec le corps humain</p>

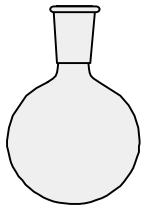
**Verreries et ustensiles Usuels Utilisés dans les Travaux Pratiques de Chimie :**



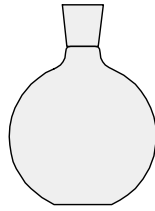
**Bécher :** un récipient classique en chimie, utilisé pour transvaser des solutions ou prélever une solution avec une pipette par exemple. Les graduations sur un bécher donnent uniquement un ordre de grandeur du volume contenu, elles sont très peu précises !!!!



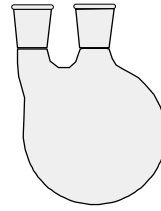
**Erlenmeyer :** un récipient idéal si on veut éviter les projections de la solution contenue. Ainsi, si on mélange deux liquides, son utilisation est préférable pour des raisons de sécurité.



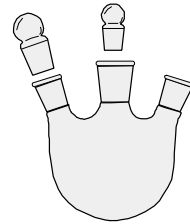
Ballon mono col rodé



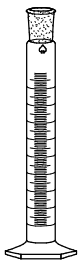
Ballon mono col



Ballon bi-col



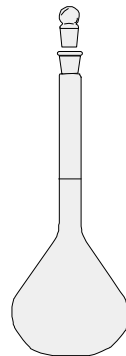
Ballon tri-col



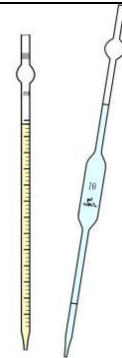
Éprouvette graduée



Burette

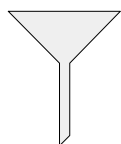


Fiole Jaugée



Pipette graduée et Jaugée

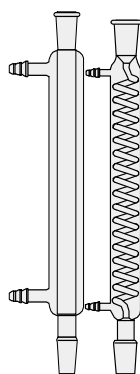
**Verreries de mesure :** (éprouvette graduée, burette, fiole jaugée, pipette graduée ou jaugée)



Entonnoir



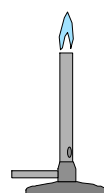
Tube à essais



Réfrigérant



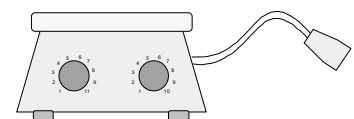
Trépied



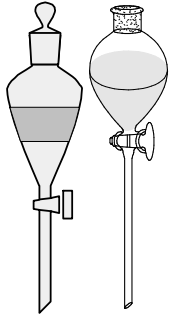
Bec Bunsen



Mortier



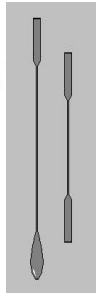
Plaque chauffante avec agitation



Ampoule à décanter



Pissette



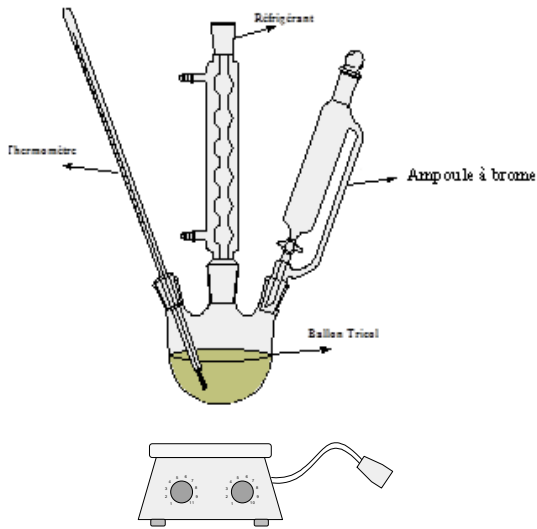
Spatule



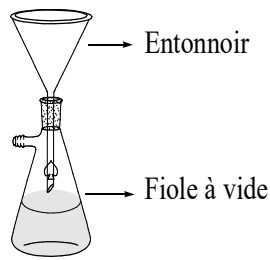
Verre de montre



Propipette

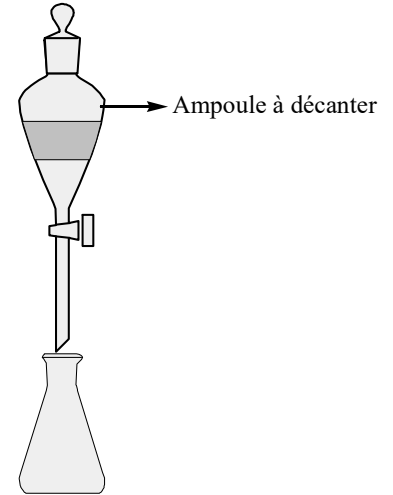


Montage d'une réaction chimique

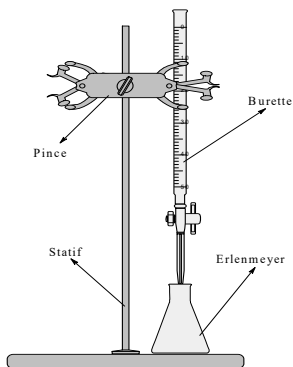


Montage de Filtration

Séparation solide  
liquide



Montage de Séparation de  
deux phases.



Montage du dosage



## TP n°1

### PREPARATION DES SOLUTIONS

#### I. rappel théorique :

**I-1. Une solution** : Une solution est un mélange homogène formé par dissolution d'une espèce chimique, appelé soluté, dans un solvant. Dans une solution aqueuse, le solvant est de l'eau.

**Solution = Soluté + Solvant.**

**Un solvant** : Est une substance liquide qui dissout (absorbe) d'autres substances.

**Un soluté** : Est la substance qui, en général, est présente en plus petite quantité et qui se dissout dans le mélange.

#### II-2. Différentes expressions de la concentration d'une solution

- **La molarité (mol/L)**: Est le rapport du nombre de mole de solutés dans 1 L de solution,

$$C_M = n_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$$

- **La concentration massique (g/L)**: La masse de soluté par unité de volume de la solution,

$$C_{\text{mass}} = m_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$$

- **La molalité (mol/kg)** : Est le nombre de mole de solutés par kilogramme du solvant

$$C_{\text{mol}} = n_{\text{soluté}} / m_{\text{solvant}}$$

- **Le pourcentage massique (%)**: Est le rapport entre la masse de soluté et la masse de solution en %.

$$A\% = (m_A / m_{\text{solutions}}) \cdot 100.$$

- **La fraction molaire** : Est le rapport du nombre de mole de l'espèce *i* et le nombre total de tous les constituants de la solution.

$$X_i = n_i / n_{\text{totale}}$$

- **La Normalité  $C_N$  (éqg/l)** : Est le nombre d'équivalent gramme de soluté contenu dans un litre de solution.  $C_N = n_{\text{éqg}} / V_{\text{solution}}$   $\implies C_N = Z \cdot C_M$ . (Z : é ou H<sup>+</sup> échangés .....etc)

- **L'équivalent-gramme** : La quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H<sup>+</sup>, e<sup>-</sup>etc).

- **Facteur de dilution** : Est un nombre qui caractérise la dilution réalisée. On le note **f**. Il est défini par la relation  $f = C_{\text{mère}} / C_{\text{filie}} = V_{\text{filie}} / V_{\text{mère}}$ . C'est un nombre supérieur obligatoirement à 1.

On dilue **x** fois signifie que le facteur de dilution **f** vaut **x** (**et pas qu'on réalise x dilutions successives**).

On réalise une dilution au **x<sup>ième</sup>** (dixième, cinquième, vingtième) signifie que le facteur **f** vaut **x**.

## **II. Incertitude, Calculs d'incertitude et chiffres significatifs**

### **A. Incertitude absolue, Incertitude relative:**

**Incertitude absolue  $\Delta x$ :** est l'erreur maximale que l'on est susceptible de commettre dans l'évaluation de  $x$ . L'incertitude absolue s'exprime donc dans les unités de la grandeur mesurée.

$$X = X_{\text{estimé}} + \Delta X$$

**Incertitude relative  $\Delta x/x$  :** représente l'importance de l'erreur par rapport à la grandeur mesurée. L'incertitude relative n'a pas d'unités et s'exprime en général en % ( $100\Delta x/x$ ).

### **B. Calculs d'incertitudes**

Pour une grandeur obtenue par calcul, l'incertitude sur la valeur de cette grandeur se calcule également. Le nombre de chiffres significatifs avec lequel un résultat est exprimé doit être en accord avec l'incertitude absolue calculée.

#### **Exemple :**

Cas d'une somme ou d'une différence : Soit  $x$  la grandeur qu'on veut déterminer. Si  $x = a \pm b$ , alors  $\Delta x = \Delta a + \Delta b$

Cas d'un produit ou d'un quotient : Si  $x = a \cdot b$  ou  $x = a/b$ , alors  $\frac{\Delta x}{x} = \frac{\Delta a}{a} + \frac{\Delta b}{b}$

Cas d'une expression plus complexe : Si  $x = \frac{a-b}{c}$ , alors  $\frac{\Delta x}{x} = \frac{\Delta a + \Delta b}{a-b} + \frac{\Delta c}{c}$

### **C. Chiffres significatifs**

Le calcul de l'erreur relative et de l'erreur absolue permet de connaître le nombre de chiffres significatifs du résultat. Les chiffres significatifs d'une grandeur comprennent tous les chiffres déterminés avec certitude ainsi que le premier chiffre sur lequel porte une incertitude.

Le nombre de chiffres avec lesquels est donné le résultat doit correspondre à la précision obtenue, l'incertitude portant sur le dernier chiffre. Un seul chiffre pour l'erreur absolue.

Par exemple :

Normalité : 0,10286

Erreur absolue :  $\pm 0,001$

On écrira  $N = (0,103 \pm 0,001) N$ .

## **III. Objectifs:**

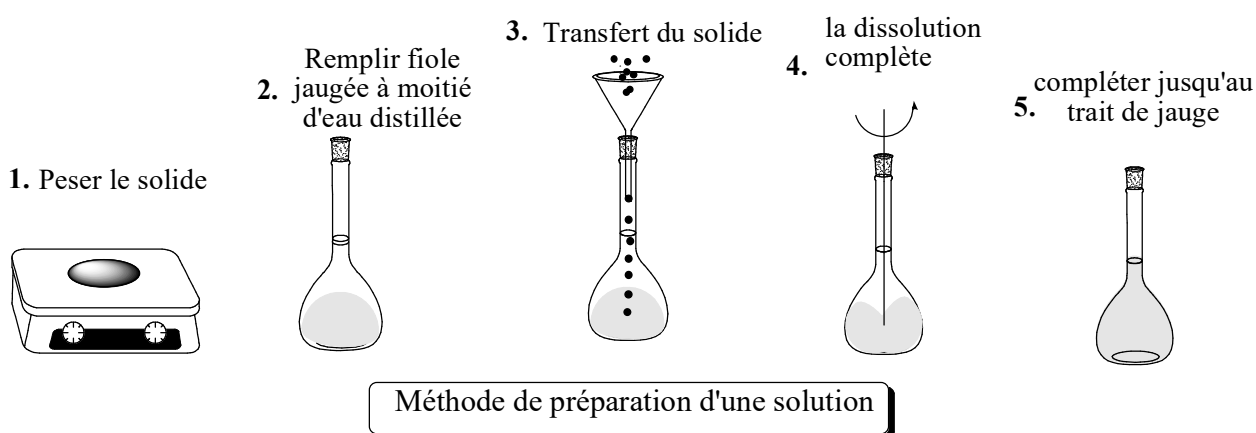
Préparer et suivre un protocole.

Savoir préparer une solution à une concentration précise, par dissolution d'un composé solide, et par dilution d'une solution mère.

## REACTIFS ET VERRERIES UTILISES

<u>REACTIFS</u>	<u>MATERIELS ET VERRERIES</u>
Eau distillée, Ethanol	Fiole jaugée (50, 100, 250 mL), pissette, bécher, pipette, erlenmeyer, burette, poire à pipeter, balance.
Acide chlorhydrique (HCl) (37%, d=1,18)	
Carbonate de sodium (Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	

### IV-Préparation des solutions à des concentrations précises.



#### IV-1. Préparation d'une solution aqueuse de l'éthanol de 10% volume.

Dans une fiole jaugée de 100mL remplie au préalable à moitié d'eau distillée, introduire le volume de l'éthanol nécessaire pour préparer la solution demandée. Agiter jusqu'à dissolution complète puis compléter jusqu'au trait de jauge.

#### IV-2. Préparation de 100 ml d'une solution d'HCl à 0,1N à partir d'une solution d'HCl à 0,5N

Dans une fiole jaugée de 100mL remplie au préalable à moitié d'eau distillée, verser à l'aide d'une éprouvette, le volume de HCl concentré nécessaire pour la préparation d'une solution de HCl à 0,1N. Compléter avec de l'eau distillée à l'aide d'une pissette jusqu'au trait de jauge.

#### IV-4. Préparation d'une solution fille 10 fois diluée (f=10) :

##### IV-4-1 Préparation de 100 mL de solution de carbonate de sodium (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) à 0,1N

Dans une fiole jaugée de 100 mL remplie au préalable à moitié d'eau distillée, introduire la masse de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> nécessaire pour préparer la solution demandée. Agiter jusqu'à dissolution complète puis compléter jusqu'au trait de jauge. **Solution 1.**

##### IV-4-1 Préparation de 100 mL d'une solution fille 10 fois diluée

A partir de la **solution 1**, prélever à l'aide d'une pipette le volume nécessaire pour la préparation d'une solution fille **10 fois diluée**. Compléter avec de l'eau distillée à l'aide de la pissette jusqu'au trait de jauge.

## TP n°2

### ÉTALONNAGE D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE PAR UNE SOLUTION DE CARBONATE DE SODIUM DE CONCENTRATION CONNUE

#### I. Rappels théoriques :

##### a-Quelle est la différence entre un dosage et un étalonnage ?

En pratique, il n'y a pas de différence entre un dosage et un étalonnage. C'est le contexte qui change. Par exemple le **dosage** d'une solution acide signifie généralement la détermination de sa concentration en utilisant une solution basique de concentration connue (solution titrante). Mais on parle d'un **étalonnage** pour signifier que la solution basique constitue la référence (étalon) dans la détermination précise de la concentration inconnue de la solution acide.

##### b-Objectifs:

- ✓ Préparation des solutions à des concentrations précises.
- ✓ Étalonnage d'une solution d'acide fort.

#### II. REACTIFS ET VERRERIES UTILISES

<u>REACTIFS</u>	<u>MATERIELS ET VERRERIES</u>
<ul style="list-style-type: none"><li>• Solution de HCl (0,1N)</li><li>• Carbonate de sodium <math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math></li><li>• Eau distillée</li><li>• Méthyl-orange</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• 1 burette de 25 mL</li><li>• 1 erlenmeyer de 250 mL</li><li>• 1 pipette graduée de 10 mL</li><li>• 3 Bêchers de 50 mL</li><li>• 2 Fioles de 100 mL</li><li>• Balance analytique.</li></ul>

#### III. Préparation des solutions à des concentrations précises

##### III-1. Dilution de la solution de HCl 0.5 N à 0.1 N

###### *La solution 1 :*

Dans une fiole jaugée de 100 mL remplie au préalable à moitié d'eau distillée, verser à l'aide d'une éprouvette, le volume de HCl de la solution mère nécessaire pour la préparation d'une solution de HCl 0.1N. Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

**Remarque :** La solution de HCl ci-dessus est de normalité approximative 0.1 N et par suite l'utilisation de l'éprouvette est suffisante.

### III-2. Préparation de 100 mL de solution de carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) 0.1 N

#### *La solution 1 :*

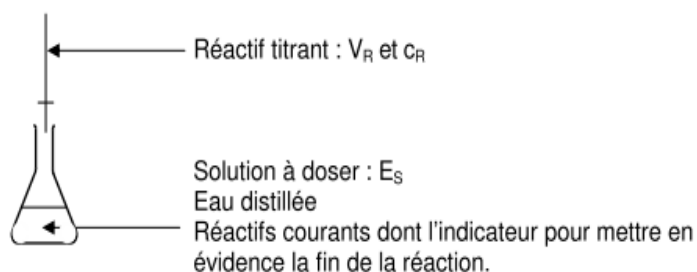
Sans une fiole jaugée de 100 mL, introduire la masse de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  nécessaire pour préparer la solution demandée.

### V. Étalonnage de la solution de HCl

#### **Mode opératoire**

Introduire à l'aide d'une pipette, 10 mL de la solution d'acide chlorhydrique ( **0.1N**) (**Solution1**) dans un erlenmeyer de 250 mL, ajouter une goutte d'indicateur coloré puis agiter le mélange. Remplir la burette avec carbonate de sodium (0,1N), (**Solution 2**).

Verser graduellement la solution du carbonate de sodium jusqu'à ce que la solution change de couleur.



Répétez l'expérience jusqu'à ce que deux valeurs de volume soient à 0,1 mL près.

**N.B.** Pendant tout le TP noter vos remarques, vos observations ainsi que vos résultats sur une feuille.

## TP n°3

### DOSAGE DE L'ASPIRINE CONTENUE DANS UN COMPRIMÉ

#### **I. Rappel théorique :**

Un dosage acido-basique peut-être suivi par :

- pH-métrie: on suit l'évolution du pH au cours de la réaction.
- Changement de couleur (colorimétrie): on utilise un indicateur coloré (IC).

#### **I-1. Dosage acido-basique**

Doser une solution aqueuse d'un acide ou d'une base, c'est déterminer sa concentration en réalisant une réaction acide-base. La réaction de dosage doit être rapide, totale, facilement observable.

A l'équivalence le nombre d'équivalent gramme de  $H_3O^+$  apportés par l'acide doit être égal au nombre d'équivalent gramme de  $OH^-$  apportés par la base. Cela entraîne :  $N_A V_A = N_B V_B$

#### **I-2 L'indicateur coloré**

L'indicateur coloré est un composé chimique qui présente des propriétés acido-basiques et dont la forme acide et la forme basique présente des couleurs différentes, cela permet donc de distinguer simplement le milieu (acide ou basique) de la solution.

*Exemples d'indicateurs colorés :*

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénophtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose

#### **I-3 Objectif**

Doser l'aspirine contenue dans un comprimé par deux méthodes.

#### **I-4 Principe du dosage**

Un comprimé commercial d'Aspirine 500 contient 500 mg d'acide acétylsalicylique (acide faible). Ce comprimé est dissout dans de l'eau distillée. Un extrait de cette solution est dosé par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration connue.

## II. REACTIFS ET VERRERIES UTILISES

REACTIFS	MATERIELS ET VERRERIES	
	MATERIELS	VERRERIES
<ul style="list-style-type: none"><li>• NaOH (0.1M)</li><li>• Indicateur coloré</li><li>• Comprimé d'Aspirine</li><li>• Eau distillée</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• pH-mètre</li><li>• Mortier</li><li>• Balance analytique</li><li>• Agitateur magnétique</li><li>• Barreau aimanté</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Fiole de 100 mL</li><li>• Fiole de 250 mL</li><li>• 1 burette de 25 mL</li><li>• 1 erlenmeyer de 250 mL</li><li>• 1 Éprouvette graduée 50 mL</li><li>• 3 Bêchers de 50 mL</li></ul>

## III. MODE OPERATOIRE

### III-1. PREPARATION DE LA SOLUTION D'ASPIRINE (S)

Broyer soigneusement un comprimé d'Aspirine. Verser la poudre dans une fiole jaugée de 250 mL. Faire la solubilisation à l'aide de l'eau distillée tiède.

### III- 2. DOSAGE PAR PH-METRIE (1<sup>ERE</sup> EXPERIENCE)

- Prélever 50 mL de la solution *S* à l'aide d'une éprouvette que l'on introduit dans un bécher de 250 mL.
- Introduire le barreau magnétique, placer le bécher sur l'agitateur et régler l'agitation.
- Verser la soude ( $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$ ) mise au préalable dans la burette.
- Noter le pH tous les 1 mL puis en resserrant quand le pH atteint 6.
- Arrêter quand le pH atteint 11.

### III- -3. DOSAGE PAR COLORIMETRIE (2<sup>EME</sup> EXPERIENCE)

- Prélever 50 mL de la solution *S* à l'aide d'une éprouvette que l'on introduit dans un erlenmeyer de 250 mL.
- Ajouter une goutte de phénolphtaléine
- Agiter en se servant de l'agitateur magnétique
- Titrer avec une solution de soude 0,1 mol/L jusqu'au virage de l'indicateur.

## IV. QUESTIONS

1. Quelle est la formule chimique de l'aspirine ? Calculer sa masse molaire.
2. L'aspirine est l'acide du couple acétylsalicylique/ion acétylsalicylate ( $pK_a = 3,75$ ). Écrire le symbole de ce couple et la formule semi-développée de l'ion acétylsalicylate.
3. L'aspirine est notée AH pour simplifier. Donner l'équation bilan du dosage.

## TP n°4

# TITRAGE ACIDO-BASIQUE D'UN LAIT PAR LA MÉTHODE COLORIMÉTRIQUE

### I. Introduction:

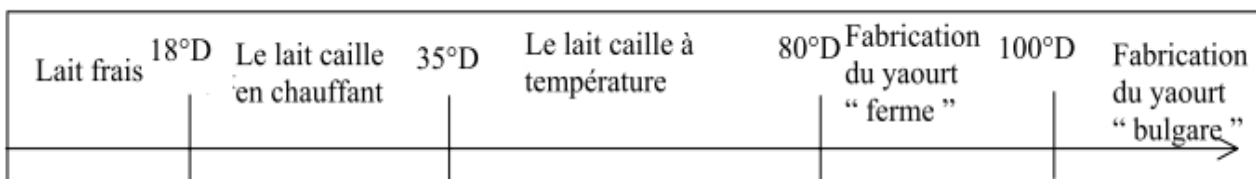
Le lait est un mélange complexe contenant de l'eau, des glucides, des lipides, des protéides, des sels minéraux, des vitamines, etc... Le lait frais ne contient que peu d'acide lactique, ce dernier provenant d'une dégradation lente du lactose en présence de bactéries ; c'est pourquoi l'acidité d'un lait nous renseigne sur son état de fraîcheur.

L'acidité d'un lait s'exprime en degré Dornic (°D)

Pour être considéré comme frais, un lait doit avoir une acidité inférieure ou égale à 18°D.

### II. Rappel théorique :

1 degré Dornic °D correspond à 0,1g d'acide lactique par litre de lait, même si l'acide lactique n'est pas le seul acide présent.



### III. REACTIFS ET VERRERIES UTILISEES

REACTIFS	MATERIELS ET VERRERIES	
	MATERIELS	VERRERIES
<ul style="list-style-type: none"><li>• Hydroxyde de sodium</li><li>• Phénolphthaléine</li><li>• Acide oxalique</li><li>• Eau distillée</li><li>• Lait</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Balance analytique</li><li>• Barreau aimanté</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Fiole de 250 mL</li><li>• Pipette 10 mL</li><li>• Pipette 20 mL</li><li>• 1 burette de 25 mL</li><li>• 1 erlenmeyer de 250 mL</li><li>• 1 erlenmeyer de 50 mL</li></ul>



## **IV. MODE OPERATOIRE**

### **IV-1. Préparation de la solution de soude 0.01N**

Calculer la masse de NaOH nécessaire pour préparer 250 mL de solution 0,01N.

Peser à la balance analytique et dissoudre dans 250 mL d'eau **distillée**.

### **IV-2. Étalonnage de la solution de NaOH**

Prélever 10mL d'une solution de NaOH et les placer dans un erlenmeyer.

Ajouter une goutte de phénolphtaléine.

Doser cette prise d'essai par la solution d'acide oxalique de normalité de 0,01 eq.g/L placée dans la burette.

Le point d'équivalence est atteint lorsqu'une goutte de soude ajoutée conduit à une légère coloration.

### **IV-3. Dosage du lait**

Placer la solution de soude dans la burette, tout en réglant le niveau à zéro.

Placer 20,0 mL de lait dans l'erlenmeyer.

Ajouter 150 mL d'eau distillée.

Verser quelques gouttes de phénolphtaléine dans l'erlenmeyer.

Verser la solution de soude jusqu'à l'observation du changement de couleur persistant. Titrer lentement en attendant à chaque fois que la couleur s'homogénéise. Il faudra être soigneux pour ne pas rater l'équivalence.

## **IV . QUESTIONS**

1. Quelle est la formule de l'acide lactique ?
2. Calculer la masse molaire atomique de l'acide lactique ?
3. Donner les deux couples acide/base mis en jeu dans ce titrage et écrire les demi-équations correspondantes.
4. Écrire l'équation chimique de la réaction de dosage.

### **Remarque**

- *Vider le contenu de la burette et des erlenmeyers.*
- *Rincer la verrerie ayant contenu du lait à l'eau savonneuse (le lait étant un produit gras), puis rincer à l'eau du robinet et, enfin, à l'eau distillée.*
- *Nettoyer le plan de travail.*

## TP n°5

# DOSAGE OXYDO-REDUCTION DES IONS HYPOCHLORITE DANS UNE EAU DE JAVEL

## I. Introduction

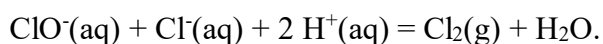
Javel était un lieu-dit de la proche banlieue de Paris, aujourd'hui incorporé dans le 15ème arrondissement. Dans cette partie du village de Grenelle, le comte d'Artois fonda en 1777 une usine d'acides et de produits dérivés. L'un d'entre eux était utilisé dans les blanchisseries comme antiseptique, décolorant et détersif. Il a pris le nom du lieu : c'est l'eau de Javel que l'on utilise toujours. L'eau de Javel est une solution aqueuse d'hypochlorite de sodium,  $\text{Na}^+ + \text{ClO}^-$ , et de chlorure de sodium,  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ . Elle est utilisée pour ses propriétés antiseptiques et décolorantes

## II. Rappel théorique.

### II.1 Degré chlorométrique

Le titre de l'eau de Javel peut être exprimé de différentes façons :

a. **En degrés chlorométriques de Gay-Lussac (°chl)**, défini comme étant le volume, exprimé en litres, de dichlore gazeux dégagé dans des conditions normales de température et de pression sous l'action d'un acide.



b. **En pourcentage**: % de "chlore actif" défini comme la masse, en gramme, de chlore actif contenu dans 100 ml de liquide,

c. **En grammes par litres**, identique à la définition précédente, mais par litre de liquide (1% = 10 g/l), les titres sont généralement exprimés aujourd'hui en pourcentage voire en °chl.

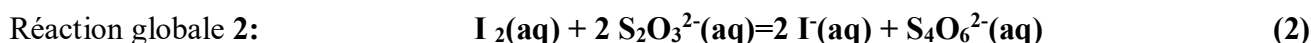
Les correspondances sont :  $1^\circ \text{chl} = 0,317 \% = 3,17 \text{ g/L}$ .

**Une mesure directe par gazométrie du volume de dichlore ainsi libéré est délicate. On utilise donc un dosage en deux étapes :**

**La première étape** : On fait agir un excès de solution d'iodure de potassium KI (aq), sur une prise d'essai d'eau de Javel : il se forme du diiode  $\text{I}_2(\text{aq})$ ,



**La deuxième étape** : Le diiode ( $\text{I}_{2\text{aq}}$ ) ainsi libéré est dosé par une solution de thiosulfate de sodium  $2 \text{Na}^+ \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$  de concentration connue.



### Comment calculer le degré chlorométrique ?

Soit  $D = [\text{ClO}^-] \times V_m$  avec  $V_m$  volume molaire, qui dans ces conditions, vaut **22.4 L** par **une mole**

### III. REACTIFS ET VERRERIES UTILISES

REACTIFS	MATERIELS ET VERRERIES	
	MATERIELS	VERRERIES
- Thiosulfate de sodium à 0.1 mol.L <sup>-1</sup> - KI à 100g/L, - Eau de Javel - Thiodène (ou empois d'amidon), eau distillée	- pro pipette - Agitateur - magnétique - Barreau aimanté	- Erlen de 100 mL - Pipette jaugée de 10 mL - Bêchers, Burette - Eprouvette 25 mL - Fiole 100 mL

#### IV.1 Dilution de la solution commerciale d'eau de Javel

Préparer 100 mL d'eau de javel commerciale diluée dix fois.

Préciser les volumes de la verrerie utilisée.

#### IV.2 Réaction de réduction des ions hypochlorite par les ions iodure

Placer dans un erlenmeyer : 10 mL de la solution d'eau de javel diluée ,20 mL de la solution d'iodure de potassium de concentration massique  $C_m = 100 \text{ g.L}^{-1}$  en soluté apporté. Agiter le mélange pendant 3 minutes puis ajouter 15 gouttes d'acide éthanoïque pur. Agiter et observer l'apparition du ( $\text{I}_2$ ).

#### IV.3 Dosage du diiode formé

Placer la solution de thiosulfate de sodium de concentration molaire  $C \text{ S}_2\text{O}_3^{2-} = 0,10 \text{ mol/L}$  dans la burette graduée. Verser lentement la solution d'ions thiosulfate en maintenant l'agitation. Lorsque la solution devient jaune clair (juste avant l'équivalence), ajouter 5 gouttes d'une solution d'empois d'amidon et terminer le dosage. Observer le changement de la couleur.

Noter le volume  $V_{\text{Eq}}$  de la solution d'ions thiosulfate versé.

### V. QUESTIONS :

1- Quelles sont les précautions à prendre pour manipuler ces produits, compte-tenu de leur concentration ?

2- Ecrire les demi-équations de la réaction globale **1** et la réaction globale **2**

3- Quel est le rôle d'empois d'amidon?

4- En suivant le même mode opératoire cité dans ce Tp, un étudiant a trouvé un  $V_{\text{eq}} = 10.1 \text{ mL}$ .

Calculé le degré Chlorométrique ?

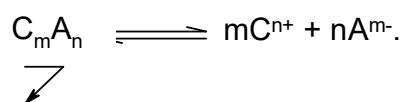
## TP n°6

# SOLUBILITÉ ET PRODUIT DE SOLUBILITÉ

### I. Rappels théoriques

**I.1 Définition d'un électrolyte :** Un électrolyte est une substance conductrice, car elle contient des ions mobiles. Il existe des électrolytes liquides et solides. Par exemple, le sel de table.

**I.2 Produit de solubilité :** Considérons une solution saturée d'un électrolyte  $C_m A_n$  peu soluble, en présence d'un excès de ce corps à l'état solide. Bien que la solution soit saturée, la concentration est très faible. Les molécules dissoutes de  $C_m A_n$  peuvent être considérées comme entièrement ionisées. Cette solution est le siège de l'équilibre hétérogène :



D'après le procédé général utilisé pour exprimer les constantes d'équilibre, on écrit pour cette équation :

$$K = \frac{[C^{n+}]^m [A^{m-}]^n}{[C_m A_{n(s)}}]$$

Sachant que la concentration de  $C_m A_n(s)$  solide est constante, on peut alors simplifier l'expression en définissant une nouvelle constante :

$$K_s = K [C_m A_n(s)] = [C^{n+}]^m [A^{m-}]^n.$$

$K_s$  est appelée alors produit de solubilité. C'est une constante thermodynamique, donc elle ne dépend que de la température.

**I.3 Solubilité :** La solubilité d'un électrolyte peu soluble est la quantité maximale de matière exprimée en mol/L (ou g/l) passant en solution. La solubilité varie :

- En fonction de la température;
- En fonction de l'addition dans la solution d'un des ions du précipité à l'aide d'un sel soluble : Effet d'ion commun;
- En fonction du pH de la solution : S varie si  $C^{n+}$  ou  $A^{m-}$  ont des propriétés acido-basiques;
- En fonction de la complexation éventuelle de l'ion  $C^{n+}$  ou  $A^{m-}$ .

**Le but :**

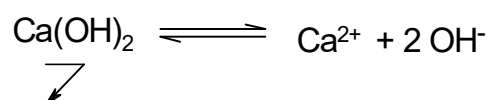
- Détermination du produit de solubilité de l'hydroxyde de calcium  $\text{Ca(OH)}_2$  (Expérience N°01).
- Etude de la variation de la solubilité de l'hydroxyde en fonction de la concentration des ions  $\text{OH}^-$  ajoutés [Effet d'ion commun (Expérience N°02)].

**Le Principe :**

Cette manipulation est basée sur la détermination pour les deux expériences, de la concentration des ions  $\text{OH}^-$  par dosage acido-basique.

**Première expérience** : Détermination du  $K_s$

En considérant une solution saturée de  $\text{Ca(OH)}_2$  en présence d'un excès de ce composé à l'état solide, on a l'équilibre :



Le dosage de cette solution, par  $\text{HCl}$ , permet de déterminer la concentration  $C_1$  des ions  $\text{OH}^-$ . L'hydroxyde de calcium est seul en solution d'où :

$$[\text{OH}^-] = 2 [\text{Ca}^{2+}] = C_1 \text{ et } K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

**Deuxième expérience** : Variation de la solubilité et détermination de  $K_s$ :

Soit une solution saturée de  $\text{Ca(OH)}_2$  en présence d'un excès de  $\text{Ca(OH)}_2$  solide ; on y ajoute une solution de soude de normalité parfaitement connue  $N_{2i}$ . Après un certain temps d'agitation, on effectue le dosage des ions  $\text{OH}^-$  par  $\text{HCl}$ . On répète l'opération en changeant à chaque fois la normalité  $N_{2i}$  de la solution de soude.

On pose  $C_{2i}$  la concentration totale à l'équilibre des ions  $\text{OH}^-$ , c'est à dire :

- D'une part, les ions  $\text{OH}^-$  provenant de l'addition de la solution de soude (de normalité  $N_{2i}$ ). La concentration de ces ions est devenue  $x_i$  au lieu de  $N_{2i}$ , en raison de la dilution de la solution de soude par la solution saturée de  $\text{Ca(OH)}_2$ .
- D'autre part, les ions  $\text{OH}^-$  provenant de la dissociation de  $\text{Ca(OH)}_2$  ; Soit  $y_i$ , leur concentration,  $y_i = 2 [\text{Ca}^{2+}]$ . En effet la dissociation d'une mole  $\text{Ca(OH)}_2$ , produit deux moles d'ions  $\text{OH}^-$ , pour une mole d'ions  $\text{Ca}^{2+}$ .

$$C_{2i} = [\text{OH}^-] \text{ totale}$$

$$C_{2i} = x_i + y_i \quad (\text{L'indice } i \text{ varie avec la normalité } N_{2i} \text{ de la solution de soude ajoutée}).$$

## **II. Manipulation:**

### **II.1 Préparation des solutions :**

Après avoir numéroté les erlenmeyer de 1 à 3, à l'aide d'une pipette y introduire respectivement 60, 20, 20 mL de solution saturée en  $\text{Ca(OH)}_2$ . Y ajouter la prise d'une spatule de  $\text{Ca(OH)}_2$  solide, plus :

- Dans l'erlenmeyer n° 2 ; 40 ml de NaOH 0,05 mol. / l ( $N_{21} = 0,05 \text{ eq.g/l}$ )
- Dans l'erlenmeyer n° 3 ; 40 ml de NaOH 0,1 mol. / l ( $N_{22} = 0,1 \text{ eq.g/l}$ )

Agiter les solutions pendant environ 10 mn. Filtrer le contenu des trois erlenmeyer à travers un entonnoir garni d'un papier filtre sans laver ni diluer. Jeter les cinq premiers ml de filtrat et récupérer le reste.

### **II.1 Dosage :**

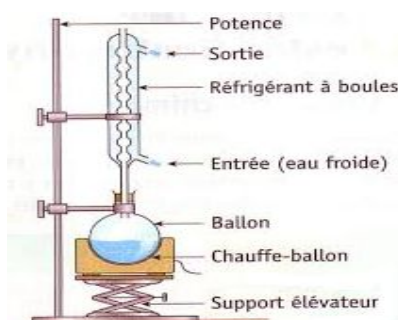
Prélever 10 ml de chaque filtrat et titrer à l'aide de HCl 0,100 eq g/l en utilisant l'indicateur coloré (Phénolphtaléine).

## TP 0

### QUELQUES MONTAGES DE BASE EN CHIMIE ORGANIQUE

#### I-1. Le montage à reflux

Le montage à reflux permet de chauffer un mélange réactionnel en évitant de perdre une partie des réactifs lorsqu'ils entrent en ébullition. Il est utilisé pour accélérer une réaction chimique. Le rôle du réfrigérant à boules est de condenser 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.



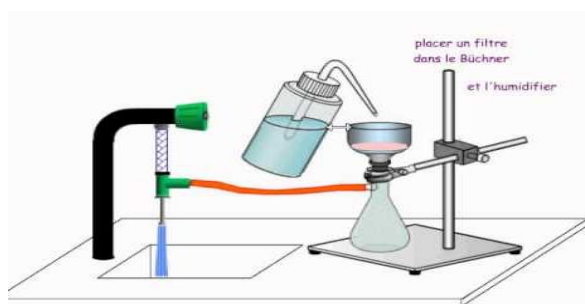
**Figure 1 :** montage à reflux

Placer dans le ballon les réactifs ainsi que quelques grains de pierre ponce afin de réguler l'ébullition. Adapter un réfrigérant vertical, réfrigérant à boule comme ci-dessus ou réfrigérant à air (c'est à dire un long tube fin). Dans le réfrigérant à boule, faire circuler l'eau froide, du bas vers le haut.

Chauffer le mélange réactionnel à l'aide d'une chauffe ballon placé sur un support élévateur légèrement surélevé et maintenir le mélange à ébullition.

#### I-2. La filtration sous vide ou sous pression réduite

La filtration est une technique de séparation utilisée pour isoler un solide contenu dans une solution ou pour éliminer des impuretés solides présentes dans une solution. Elle peut s'effectuer sous, pression atmosphérique, sous pression réduite, à chaud ou à froid.



**Figure 2 :** montage de filtration sous vide

### I-3. La distillation simple

La distillation est un procédé de séparation de mélange de substances liquides dont les températures d'ébullition sont différentes. Elle permet de séparer les constituants d'un mélange homogène.

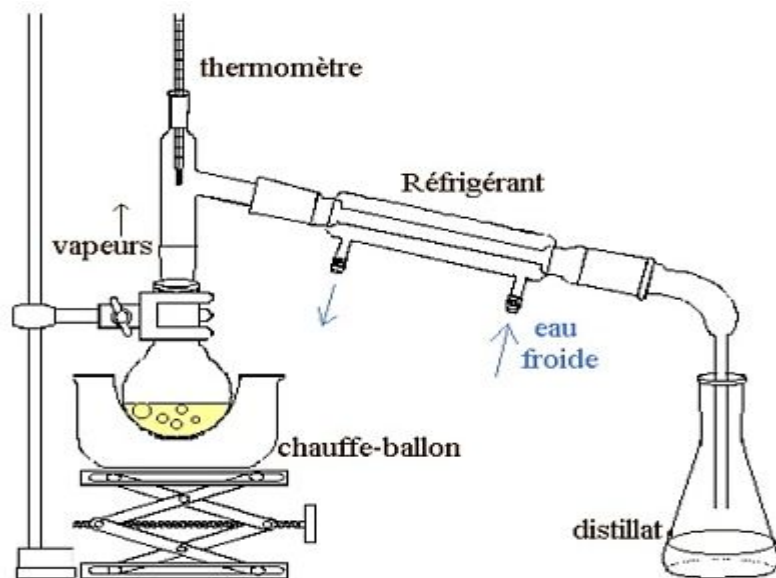
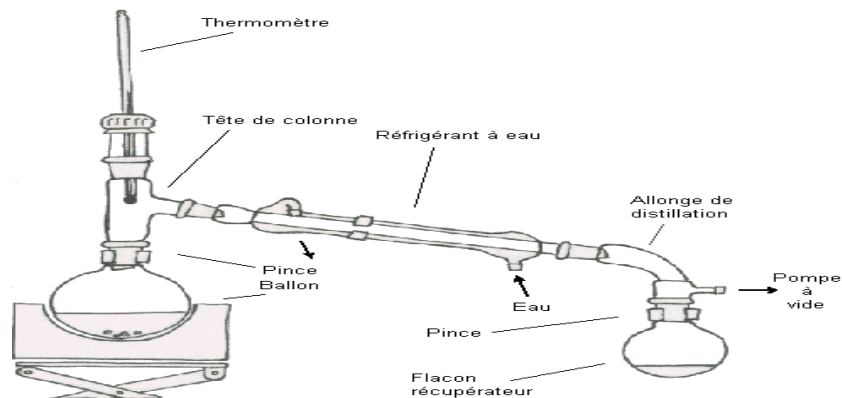


Figure 3 : montage de La distillation simple

### I-4. Distillation sous pression réduite

Elle est utilisée lorsque la température d'ébullition des composés à distiller est trop élevée ( $T > 140^{\circ}\text{C}$ )





## TP n°1

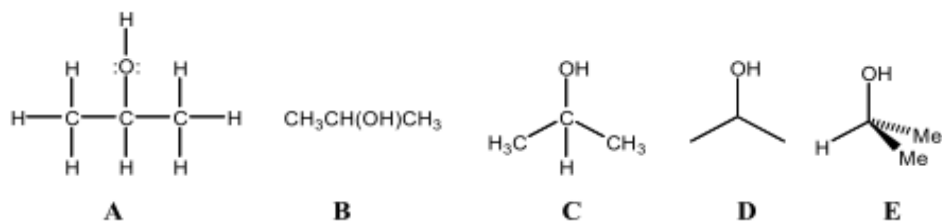
### Initiation sur le ChemDraw

Le **ChemDraw** peut être utilisé pour dessiner des représentations simples à deux dimensions des molécules chimiques. Ces structures doivent décrire avec précision la connectivité des atomes. Cinq représentations différentes de 2-propanol sont présentées ci-dessous.

**La structure A** montre toutes les liaisons et les paires d'électrons, Un certain nombre de raccourcis sont souvent utilisés pour le dessin des molécules. Par exemple, un groupe CH<sub>3</sub> est utilisé pour représenter les groupes méthyle dans **Les structures (B) et (C)**.

**La structure (D)** est souvent la représentation la plus simple des molécules organiques comme les atomes de carbone sont tétraédriques (Sp<sup>3</sup>), il est souvent utile de montrer la structure des molécules organiques à l'aide de structures en forme de cale et de tiret **La structure (E)**

Le coin indique un lien sortant de la page vers vous, le lien en pointillé va dans la page. Dans la structure E, les groupes méthyle sont abrégés en "Me". D'autres abréviations courantes pour les substituants sont Et (éthyle), i-Pr (isopropyle), t-Bu (tert-butyle).



### Commencer !!!!

L'écran ChemDraw possède une palette verticale d'outils **tools** sur la gauche, une série de **Menu** en haut de l'écran, et **une fenêtre vide** sur laquelle dessiner.

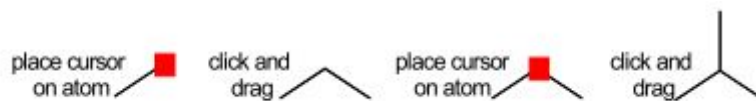
Les instructions suivantes illustrent comment dessiner des molécules. Le 2-propanol montrée en haut.

1. Lancez ChemDraw en cliquant sur l'icône du programme (ou utilisez le menu Démarrer).
2. Vous allez d'abord dessiner un trait (une liaison) : Cliquez sur l'outil de dessin de liaison dans la palette gauche de l'écran. Déplacez le curseur sur la fenêtre vide, cliquez-maintenez-glissez- Et-libérer la souris pour dessiner une liaison.



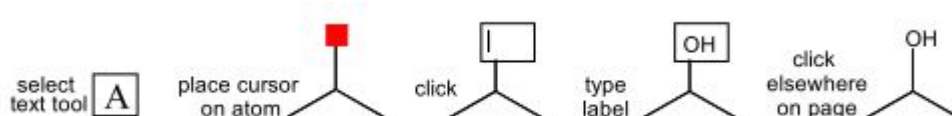
Chaque extrémité de la liaison représente un atome de carbone jusqu'à ce que vous le changiez à un autre type d'atomes (voir ci-dessous).

3. Vous allez maintenant dessiner les autres liens: Placez le curseur sur une extrémité de la liaison; un Carré noir apparaît. Cliquez et faites glisser la souris pour dessiner une deuxième liaison. Puis la troisième liaison



4. Un des atomes de carbone doit être remplacé par un groupe hydroxyle: Cliquez sur le texte outil; Placez le curseur sur l'atome que vous souhaitez étiqueter, un carré noir apparaîtra.

Cliquez sur la souris lorsque la fin d'un lien est en surbrillance avec un carré noir, un texte S'affiche. Tapez OH à l'aide du clavier, puis cliquez sur la souris ailleurs.



### Autres outils de dessin

Une série d'outils de dessin de liaison est disponible pour montrer l'agencement tridimensionnel D'atomes.



Un certain nombre de structures peuvent être tirées automatiquement. Comme les composés cycliques.



D'autres outils vous permettent de dessiner des crochets, des flèches, des orbitales et des courbes. Pour les utiliser, cliquez et maintenez sur la palette d'outils, déplacez la souris pour sélectionner le type d'objet que vous souhaitez, puis relâchez. Cliquez ensuite sur la fenêtre de dessin.



### Déplacement et rotation de structures

Dessiner une molécule, puis déplacer, rétrécir ou agrandir, et le faire tourner à l'aide des suivantes instructions.

1. Cliquez sur l'outil marqué. Cliquez sur la fenêtre près d'une molécule que vous voulez bouger; Maintenez la souris enfoncée, faites un cercle autour de la molécule et relâchez-la. La molécule encerclée sera mise en évidence dans une zone de surbrillance.



2. Pour déplacer la molécule: Déplacez le curseur au milieu de la boîte jusqu'à La main apparaît. Cliquez et faites glisser pour déplacer la molécule en surbrillance.

3. Pour rétrécir ou agrandir la molécule: Déplacez le curseur en bas à droite Coin de la zone de surbrillance (une flèche à deux têtes apparaît). Cliquez-Et-glissez pour réduire et agrandir la molécule en surbrillance.

4. Pour faire pivoter la molécule: Placez le curseur en haut à droite (Une flèche courbée apparaît). Cliquez et faites glisser pour faire pivoter.

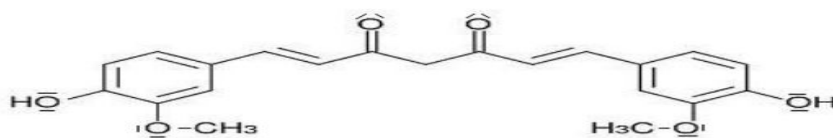
### Nommer une molécule

1. Sélectionnez la molécule dont vous avez besoin de le nommer

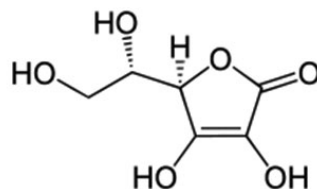
2. Cliquez sur l'icône structure dans le menu puis allez a la phrase "convert structure to name "

Comme exemple on va essayer de dessiner :

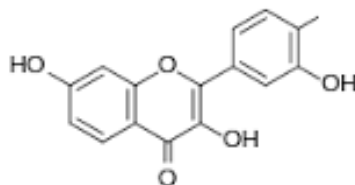
1. **Exemple de colorant direct** : la curcumine (à gauche) est extraite du curcuma (à droite)



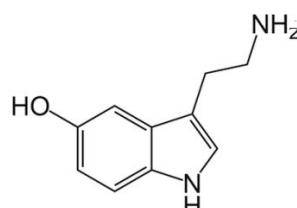
2. **La vitamine C**, ou acide ascorbique, peut être considérée comme un dérivé cyclique des hexoses. Sa caractéristique essentielle est d'exister sous trois degrés d'oxydoréduction différents : la forme réduite ou acide ascorbique, la forme semi-réduite ou mono-oxydée, appelée acide mono-déhydro-ascorbique et la forme oxydée ou acide déhydro-ascorbique.



3. **La fisétine ou fisétol** est un composé organique de la famille des flavonols, une sous-famille des flavonoïdes. Ce composé est utilisé comme teinture jaune/brune.



4. **La sérotonine** agit comme un neurotransmetteur, un signal chimique (hormonal), qui aide à relayer les signaux d'une aire du cerveau à l'autre



SAPONIFICATION D'UN CORPS GRAS

**I. Rappel théorique**

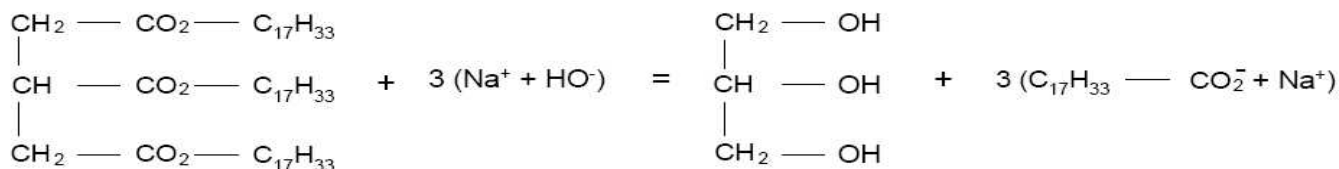
Le savon est une substance qui sert au nettoyage. Il peut se présenter sous forme de bloc (pain), de poudre, de paillettes (lessives) et peut être vendu en solution (savon liquide). La différence entre un savon biologique et un savon chimique est que le premier est fait entièrement à partir de matières végétales ou animales. Les fabricants de ce savon font attention à ne pas mettre n'importe quoi dans la composition pour éviter tout risque d'effets nuisibles. Tandis que dans le second, divers agents chimiques sont ajoutés.

**I-1. But**

Synthèse d'un savon au laboratoire à partir d'un mode opératoire.

**I-2. Principe**

En se basant sur un montage de reflux, la réaction de saponification est réalisée entre un ester et une solution basique alcaline (espèce active de la matière grasse)



### II.3 REACTIFS ET VERRERIES UTILISES

<u>REACTIFS</u>	<u>MATERIELS ET VERRERIES</u>	
	<u>MATERIELS</u>	<u>VERRERIES</u>
<ul style="list-style-type: none"><li>• Solution alcaline</li><li>• Ethanol 95 %</li><li>• huile d'olive végétale</li><li>• NaCl</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• grains de pierre ponce</li><li>• Balance analytique.</li><li>• Agitateur magnétique</li><li>• Barreau aimanté</li><li>• Papier pH</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Ballon de 250 mL</li><li>• Réfrigérant</li><li>• 1 burette de 25 mL</li><li>• 3 Bêchers de 50 mL</li><li>• Une fiole à vide</li><li>• Un Büchner</li></ul>

### II-4. Mode opératoire

#### A) Réaction de synthèse :

Fixer le ballon de 250 mL avec une pince. Introduire dans le même ballon et avec beaucoup de précaution, 20 mL de solution de soude à 8 mol/L et 20 mL d'éthanol à 95°. Agiter, afin de dissoudre la soude. Ajouter alors 10 mL d'une huile alimentaire et quelques grains de pierre ponce. Réaliser un montage à reflux puis chauffer pendant 30 mn, sans dépasser 90°C.

#### B) Relargage:

A la fin du chauffage, verser le contenu du ballon dans un Bêcher contenant une solution de chlorure de sodium saturée. 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**.

#### C) Filtration et lavage :

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

### II. 5 Questions

1. Quelles sont les huiles utilisées dans la savonnerie ?
2. À quelle(s) étape(s) de la fabrication y a-t-il transformation chimique?
3. Combien de temps dure le procédé décrit ?
4. Quel est l'avantage d'un savon sur un détergent de synthèse?

Remarque : il est déconseillé d'utiliser le savon ainsi obtenu pour se laver les mains ; en effet il contient encore beaucoup de soude et est donc caustique.

LES REPRÉSENTATIONS SPATIALES D'UNE MOLÉCULE

Les modèles moléculaires permettent d'avoir une vision spatiale de la molécule. Sur un support à deux dimensions, plusieurs types de représentations permettent de donner des indications sur la disposition des atomes dans l'espace.

**I-But :**

Cette manipulation a pour objectif de mieux faire connaître la structure des molécules les plus courantes rencontrées en chimie organique à partir de quelques exemples.

**II- Matériel :**

Une boîte de " modèles moléculaires ".

**III. Différentes applications**

**III.1 Exemple d'application 1 :**

A- Dessiner tous les isomères de la molécule de la formule brute  $C_2H_6O$  puis les nommer.

B- Construire la molécule d'éthanol puis celle de méthoxyméthane (éther méthylique). Les comparer.

C- Tourner chacun des groupes d'atomes autour de la liaison simple carbone-carbone de la molécule d'éthanol.

Repérez le plan de symétrie de la conformation éclipsée de l'éthanol

Repérez le plan de symétrie de la conformation décalée de l'éthanol

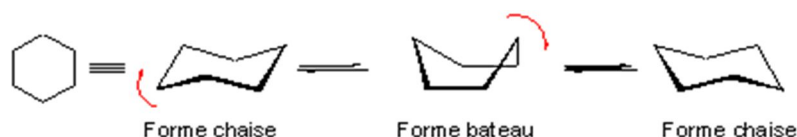
**III.2 Exemple d'application 2 :**

Construire à l'aide de modèles moléculaires la molécule de but-2-ène. Représenter la schématiquement. Comparer votre proposition avec celles des autres élèves.

Que faut-il faire pour passer de la configuration Z à la configuration E ?

**III.3 Exemple d'application 3 :**

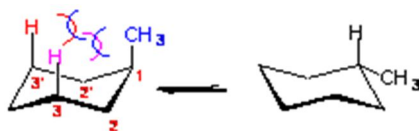
**A) Cas de cyclohexane :** Les composés cycliques à 6 chaînons sont les plus intéressants. Nous étudierons donc ici les dérivés du cyclohexane. Pour représenter le cyclohexane, il existe trois possibilités : deux formes chaise et une forme bateau.



Les formes chaise sont nettement plus stables que les formes bateau (6.9 kcal/mol de différence de stabilité). Construire à l'aide de modèles moléculaires la molécule de cyclohexane.

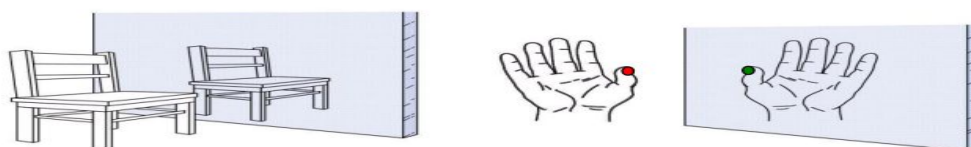
## B) Cyclohexanes substitués

Un substituant préfère-t-il être en position axiale ou en position équatoriale ? **La réponse est simple**, les substituants préfèrent être en position équatoriale. Car en position axiale, ils génèrent des interactions avec les hydrogènes en position 3 et 3'. On appelle ces interactions des interactions 1,3 diaxiales, c'est-à-dire des interactions entre deux groupes en positions axiales : les groupes en positions 1 et 3 ainsi que 1 et 3'.



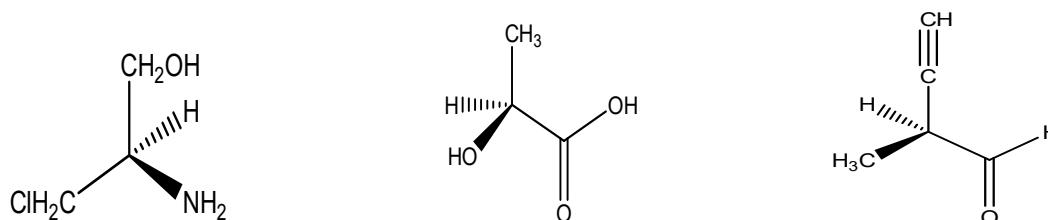
## IV. Chiralité

Un objet chiral si et seulement si il n'est pas superposable à son image dans un miroir plan.

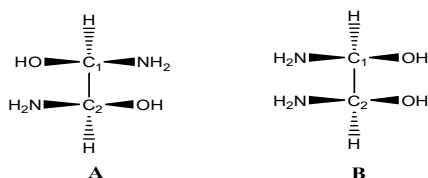


**Énantiomères : Non superposables à leur image dans un miroir**

**IV.1 Exemple d'application 4 :** Déterminer les descripteurs stéréochimiques R ou S des carbones asymétriques des molécules suivantes : Vous pouvez utiliser les modèles moléculaires



**IV-2. Exemple d'application 5 :** Construire à l'aide de modèles moléculaires les deux molécules suivantes



Les carbones C<sub>1</sub> et C<sub>2</sub> sont des carbones chiraux ? Existe-t-il un centre ou un plan de symétrie ?

Conclure

## V Questions

1. Définir un carbone asymétrique ? Donner des exemples (des molécules)

2. Dessiner puis Identifier les molécules Chirales et Achirales

a) 4-bromophenol

b) 3-aminocyclohexanone

c) 3-methylcyclohex-1-ene

3. Donner la bonne réponse

Carbone asymétrique dans un composé implique que le composé est optiquement actif ?

Un composé optiquement actif implique la présence d'un carbone asymétrique ?

4. Définir un composé méso ? Donner des exemples



## TP N°4

## DISTILLATION SIMPLE

**I. Rappel théorique**


Lorsqu'on fait bouillir **un mélange de liquides**, ils n'entrent pas tous en ébullition en même temps, mais les uns à la suite des autres, en commençant par celui dont la température d'ébullition est la plus basse.

Les changements d'état se passent à température constante jusqu'à la transformation totale du premier liquide.

**I.1 Définition :** Le titre alcoométrique volumique, aussi appelé degré alcoolique est la proportion d'alcool, c'est-à-dire d'éthanol, dans une solution alcoolisée. Ce titre est le rapport entre le volume d'alcool, à la température de 20 °C, contenu dans le mélange et le volume total de ce mélange à cette même température. L'unité utilisée pour exprimer le titre est le pourcentage volumique (% vol).

**I.2 Données physiques**

On supposera que l'alcool officinal est composé d'eau et d'éthanol, dont on rappelle les caractéristiques.

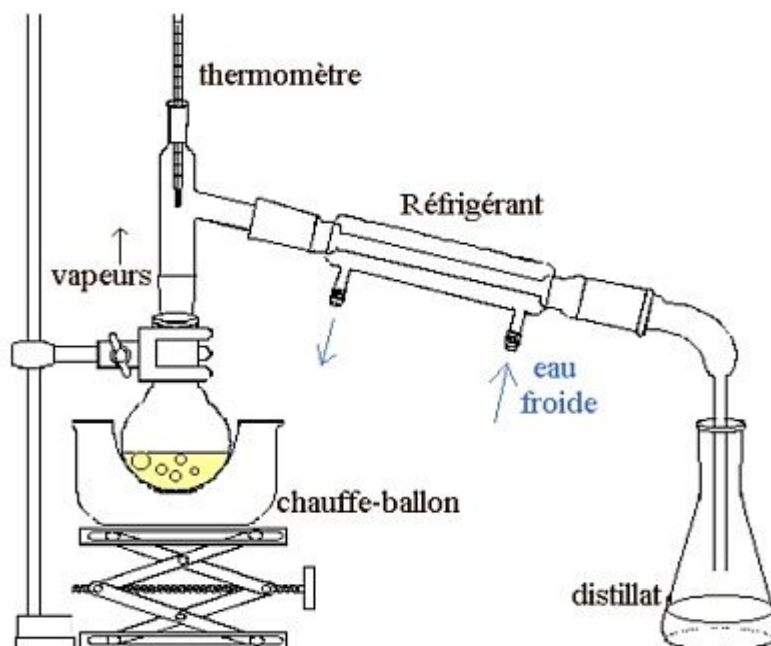
	Masse volumique (g/mL)	Température d'ébullition (°C)	Sécurité
EAU	1,00	100	
ÉTHANOL ABSOLU	0,789	78	

**II. But :**

Le but de cette expérience est de se familiariser avec une méthode de séparation et purification d'un produit.

### III- Partie expérimentale

#### III.1 . Montage :



#### III-2. Relever le degré alcoolique sur l'étiquette d'une bouteille :

Introduire 30 mL de l'alcool et quelques grains de pierre ponce dans le ballon.

Faire le montage d'une distillation.

Ouvrir le robinet d'eau d'entrée.

Choisir l'éprouvette graduée adaptée au volume du distillat.

Après vérification, chauffer en tournant le bouton du thermostat.

Observer le débit du distillat (goutte à goutte).

Arrêter le chauffage et descendre le support élévateur pour lever le ballon de la colonne dès que le débit sera trop lent.

#### III-3. Mesurer la masse volumique de l'alcool officinal :

Proposer un mode opératoire pour mesurer la masse volumique de l'alcool officinal ?

#### V. Question :

1- Quel est l'utilité de l'alcool officinal ?

2- Comment calculer la masse volumique d'un liquide ?

3- Définir les termes suivant : - Éthanol Officinal - Éthanol absolu

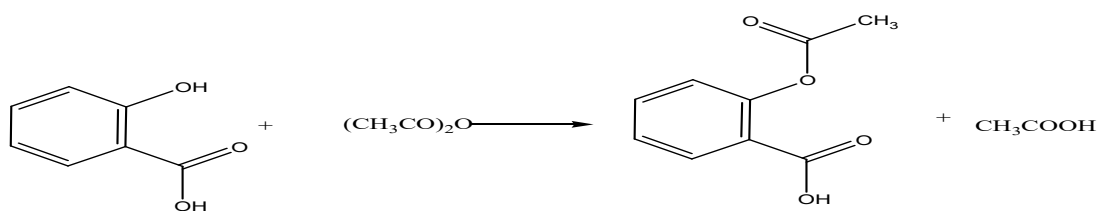
SYNTHÈSE DE L'ASPIRINE

**I. Rappel théorique**

**I.1. Introduction**

L'aspirine, (acide acétylsalicylique) fut synthétisée en 1897. Plus vieux médicament du monde, l'aspirine a traversé les siècles sans prendre une ride et continue de faire la « une » des journaux scientifiques avec l'ajout en évidence de nouvelles indications thérapeutiques.

**I.2. Réaction**



**I.3. Données :**

	Acide salicylique	Anhydride éthanoïque	Acide sulfurique
Aspect	Poudre cristalline inflammable	Liquide	Liquide
Sécurité	<p>Poudre irritante 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, paupières écartées. En cas d'ingestion faire boire beaucoup d'eau et provoquer le vomissement.</p> <div style="text-align: center;"> </div>	<p>Poudre irritante 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, paupières écartées. En cas d'ingestion faire boire beaucoup d'eau et provoquer le vomissement.</p> <div style="text-align: center;"> </div>	

**I.4. Buts:**

- ✓ Synthèse et purification de l'aspirine par une méthode simple et efficace.

- ✓ Découvrant des montages expérimentaux très fréquemment utilisés en synthèse organique.

## **II. Partie expérimentale**

### **II.1. REACTIFS ET VERRERIES UTILISES**

<b><u>REACTIFS/ SOLVANTS</u></b>	<b><u>MATERIELS ET VERRERIES</u></b>
<ul style="list-style-type: none"><li>• Acide salicylique</li><li>• Anhydride Acétique</li><li>• Eau distillée</li><li>• Acide sulfurique</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Support élévateur</li><li>• Erlenmeyer rodé</li><li>• La burette graduée</li><li>• Réfrigérant</li><li>• Entonnoir, Papier filtre</li><li>• Fiole à vide</li></ul>

### **II.2 Chauffage a reflux**

Introduire dans un erlenmeyer bien sec : 5,0 g d'acide salicylique puis munis de gants et de lunettes 7,0 mL d'anhydride éthanoïque mesurés à la burette graduée. Ajouter avec précaution 5 gouttes d'acide sulfurique concentré. Placer le barreau aimanté dans l'erlenmeyer puis adapter un réfrigérant vertical à eau sur l'erlenmeyer. Maintenir l'agitation pendant 15 minutes au bain marie à 60 °C (contrôler la température du bain marie régulièrement).

### **II.3 Cristallisation de l'aspirine**

Retirer le bain marie en abaissant le support élévateur puis verser par le sommet du réfrigérant doucement et avec précaution, environ 10 mL d'eau froide de façon à éliminer l'anhydride éthanoïque en excès. Vous pouvez alors enlever le système de réfrigération. Refroidir l'erlenmeyer sous l'eau du robinet puis le placer dans un mélange eau-glace. Dès que l'erlenmeyer est froid, ajouter petit à petit 70 mL environ d'eau froide tout en agitant. L'aspirine cristallise. Attendre quelques minutes que la cristallisation soit complète.

### **II.4 Filtration**

Filtrer le contenu de l'erlenmeyer à l'aide d'un entonnoir muni d'un papier filtre. Récupérer le contenu du filtre dans une coupelle.

## **III. Question**

- Schématiser le montage utilisé lors de cette synthèse (le reflux) .
- A quoi sert le réfrigérant ?
- Calculer les quantités de matière des réactifs utilisés ?. Quel est le rôle de l'acide sulfurique ?