

## LISTE DES FIGURES

---

<b>Figure 1:</b> Structure de l'eau .....	16
<b>Figure 2:</b> Structure du saccharose .....	22
<b>Figure 3:</b> Formule semi-développée du carbonate de sodium .....	24
<b>Figure 4:</b> Formule semi-développée du bicarbonate de sodium .....	25
<b>Figure 5:</b> Montage réalisé pour la détermination de la température d'ébullition. .....	28
<b>Figure 6:</b> Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de saccharose.....	32
<b>Figure 7:</b> Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de saccharose.....	33
<b>Figure 8:</b> Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de saccharose.....	34
<b>Figure 9:</b> Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de saccharose.....	35
<b>Figure 10:</b> Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de carbonate de sodium.....	36
<b>Figure 11:</b> Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de carbonate de sodium.....	37
<b>Figure 12:</b> Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de carbonate de sodium .....	38
<b>Figure 13:</b> Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de carbonate de sodium.....	39
<b>Figure 14:</b> Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de bicarbonate de sodium .....	40
<b>Figure 15:</b> Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de bicarbonate de sodium.....	41

<b>Figure 16:</b> Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de bicarbonate de sodium.	42
<b>Figure 17:</b> Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de bicarbonate de sodium.	43

## LISTE DES TABLEAUX

<b>Tableau I:</b> Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de saccharose.....	32
<b>Tableau II:</b> Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de saccharose.....	33
<b>Tableau III:</b> Evolution de la tension superficielle et de la température en fonction des concentrations molaire et équivalente de saccharose.....	34
<b>Tableau IV:</b> Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de saccharose.....	35
<b>Tableau V:</b> Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de carbonate de sodium.....	36
<b>Tableau VI:</b> Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de carbonate de sodium ..	37
<b>Tableau VII:</b> Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de carbonate de sodium.....	38
<b>Tableau VIII:</b> Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de carbonate de sodium.	39
<b>Tableau IX:</b> Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de bicarbonate de sodium.....	40
<b>Tableau X:</b> Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de bicarbonate de sodium.	41
<b>Tableau XI:</b> Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de bicarbonate de sodium.....	42
<b>Tableau XII:</b> Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de bicarbonate de sodium.	43

## TABLE DES MATIERES

PROFESSEURS TITULAIRES.....	2
ASSISTANTS.....	14
INTRODUCTION .....	1
PREMIERE PARTIE: GENERALITES SUR L'EBULLIOMETRIE ET SUR L'EAU .....	4
I. Définition de l'ébulliométrie .....	5
II. Enoncé de la loi de Raoult .....	5
III. Notions de base sur la thermodynamique .....	5
III.1.Energie.....	5
III.1.1.Energie interne .....	6
III.1.2.Enthalpie.....	6
III.2.Entropie .....	7
IV. Structures et propriétés physico-chimiques des états de la matière.....	7
IV.1.Structures.....	7
IV.2.Propriétés physico-chimiques .....	8
V. Etude des systèmes .....	9
V.1.Système ouvert .....	9
V.2.Système fermé .....	10
VI. Paramètres régissant la loi de Raoult sur l'ébulliométrie .....	10
VI.1.Concentrations.....	10
VI.1.1.Fraction molaire .....	10
VI.1.2.Concentration pondérale .....	11
VI.1.3.Concentration molaire ou Molarité .....	11
VI.1.4.Concentration molale ou Molalité .....	11
VI.1.5.Concentration équivalente.....	12
VI.1.6.Concentration particulaire osmolaire ou osmolarité .....	12
VI.2.Température .....	12
VI.3.pH .....	13

VI.4. Conductivité .....	14
VI.5. Tension superficielle .....	14
VI.6. Densité .....	15
VII. Eau .....	16
VII.1. Structure .....	16
VII.2. Propriétés physico-chimiques .....	16
VII.2.1. Propriétés physiques .....	16
VII.2.2. Propriétés chimiques .....	17
DEUXIEME PARTIE : TRAVAIL EXPERIMENTAL .....	19
I. Objectif .....	20
II. Cadre d'étude .....	20
III. Matériel et méthode .....	20
III.1. Matériel .....	20
III.1.1. Appareillage et verrerie .....	20
III.1.2. Produits utilisés .....	22
III.1.2.1. Saccharose .....	22
III.1.2.3. Bicarbonate de sodium .....	25
III.2. Méthode .....	26
IV. Résultats .....	32
IV.3. Solutions de bicarbonate de sodium .....	40
V. Discussion .....	44
V.1. L'évolution des paramètres physico-chimiques en fonction des concentrations molaires et équivalentes .....	44
V.2. L'évolution de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaires et équivalentes .....	45
CONCLUSION .....	46
REFERENCES .....	46

# INTRODUCTION

Les solutions aqueuses sont des mélanges homogènes en phase liquide que l'on obtient en solubilisant une substance dans de l'eau. Ces solutions sont divisées en solutions moléculaires et en solutions ioniques. Ces deux types de solutions se différencient par leur conductivité : les solutions ioniques sont conductrices tandis que les solutions moléculaires ne le sont pas [1]. Dans tous les deux cas, lorsque les molécules du soluté se dispersent dans l'eau, il se crée une énergie attractive au sein de la solution qui est due aux forces de dispersion. Cette énergie offre la possibilité aux molécules du soluté d'exercer des forces attractives sur les molécules de l'eau. Ces interactions favorisent la formation de liaisons créant ainsi des forces de cohésions entre les molécules du soluté et celles de l'eau [2].

Ainsi, dans le cadre de la formulation des produits pharmaceutiques liquides, l'industrie pharmaceutique utilise le plus souvent les sucres et les sels pour masquer le goût des principes actifs amers, pour solubiliser les principes actifs peu solubles et pour stabiliser les formulations. Ces sucres et sels facilitent le transport des principes actifs, leur ciblage et assurent également leur protection. Ils participent pleinement à l'activité biologique des principes actifs [3]. L'évaluation des formulations médicamenteuses via l'étude des paramètres physico-chimiques constitue une étape clé car elle permet de prouver la qualité ou non de la formulation. En effet, ces paramètres physico-chimiques donnent des renseignements sur la stabilité ou l'instabilité de la formulation [4].

Une mauvaise qualité d'une formulation médicamenteuse peut être à l'origine soit d'une toxicité soit d'une inefficacité du produit entraînant un échec thérapeutique au cours de son utilisation [5].

Toutefois, les paramètres physico-chimiques sont influencés par la température. Ce qui peut conduire à des résultats erronés [6].

C'est dans ce contexte que nous nous sommes fixé comme objectif d'évaluer quatre paramètres physico-chimiques des différentes solutions à travers l'ébulliométrie.

Notre travail comporte deux parties :

Première partie : Généralités sur l'ébulliométrie et sur l'eau.

Deuxième partie : Travail expérimental

**PREMIERE PARTIE: GENERALITES SUR  
L'EBULLIOMETRIE ET SUR L'EAU**

## **I. Définition de l'ébulliométrie**

L'ébulliométrie est la détermination du point d'ébullition d'une solution en vue de déterminer la quantité de substance dissoute.

L'ébullition est un phénomène accompagnant le passage d'un corps de l'état liquide à l'état gazeux et qui consiste en la formation dans le liquide de bulles de vapeur qui viennent crever à la surface [7].

## **II. Enoncé de la loi de Raoult**

D'après Raoult, la température d'ébullition est proportionnelle à la fraction molaire de la solution étudiée [8].

## **III. Notions de base sur la thermodynamique**

La thermodynamique est la science des transformations de l'énergie. Elle étudie les caractéristiques énergétiques relatives à la transformation de la matière, qu'elle soit physique (production de travail ou de la chaleur, changement d'état physique etc.) ou chimique (réactions chimiques). Elle s'intéresse plus particulièrement à la transformation d'un système matériel en étudiant deux grandeurs fondamentales à savoir l'énergie et l'entropie. Pour cela, elle étudie l'évolution du système depuis son état initial jusqu'à son état final [9].

### **III.1. Energie**

L'énergie est une grandeur qui ne varie pas. Elle ne peut être ni créée ni détruite. Autrement dit, lorsqu'un système reçoit une quantité d'énergie, il peut soit l'emmagerer soit la restituer à l'extérieur, mais en aucun cas, il ne peut la détruire. Les échanges d'énergie entre systèmes et/ou entre système et son environnement, permettent d'observer toutes les transformations de la matière et même tous les phénomènes dans l'univers. L'énergie est exprimée en joules [9]. En thermodynamique, l'énergie est divisée sous deux formes: l'énergie interne et l'enthalpie [9].

### **III.1.1.Energie interne**

L'énergie interne noté  $U$  caractérise le contenu énergétique de la matière. Elle est égale à la somme de toutes les énergies que possèdent les particules de la matière (noyaux, électrons, atomes, molécules, ions etc.). Il s'agit essentiellement des énergies cinétiques responsables des mouvements browniens (translation, vibration, rotation) des particules et des énergies potentielles responsables des interactions (attraction ou répulsion) entre les particules. Elle est souvent à l'origine des phénomènes d'instabilité des systèmes [9].

### **III.1.2.Enthalpie**

C'est la quantité de chaleur (énergie) échangée entre systèmes et/ou entre système et son environnement à une pression constante. Elle dépend de l'énergie interne et du volume du système. Elle est soit positive soit négative. Sa positivité signifie que le système a reçu de l'énergie. La présence de cette énergie dans le système se traduit par la rupture des liaisons particulières qui augmente avec l'enthalpie positive du système. Cette enthalpie serait responsable des phénomènes d'instabilité observés au cours de l'évolution d'un système [9].

Par contre, sa négativité, correspond à une perte d'énergie du système. Ce qui se traduit par la formation de nouvelles liaisons entre les particules en formant ainsi ce qu'on appelle le réseau du système. La formation de liaisons augmente si l'enthalpie tend vers moins l'infini [9].

En résumé, l'énergie interne et l'enthalpie positive sont proportionnelles à la température surtout quand on travaille à des volumes et à des pressions constantes. Tandis que, l'enthalpie négative est inversement proportionnelle à température [9].

### **III.2.Entropie**

C'est une grandeur thermodynamique qui évalue le désordre particulaire du système. L'entropie est faible dans les solides, moyenne dans les liquides et élevée dans les gaz. L'entropie est également proportionnelle à la température et donc, augmente avec la température d'ébullition du liquide. Par ailleurs, quand la température est égale au zéro absolu ( $T=0K$ ), l'entropie de tout corps pur est nulle [9].

## **IV. Structures et propriétés physico-chimiques des états de la matière**

### **IV.1.Structures**

Dans la majorité des cas, l'ordre adopté est celui permettant aux particules d'occuper le plus petit volume possible compte tenu de leurs tailles et de leurs formes. Ce facteur géométrique (ordre) est souvent le principal facteur déterminant de la structure des solides. En général, le solide est soit cristallin soit amorphe. La forme cristalline présente des atomes plus ordonnés que la forme amorphe [2].

Par ailleurs, le solide n'est rien d'autre qu'un polymère de particules plus ou moins ordonnées dans l'espace. Ainsi, dans le cas des systèmes sphéroïdiques, ellipsoïdiques, cylindriques plus ou moins allongés, les particules ont un empilement compact qui détermine la structure cristalline des solides. On trouve cet empilement fréquemment dans les structures en chaînes ou en feuillets. Les structures en feuillets résultent d'assemblages planaires les plus compacts possibles [2].

Concernant les liquides, l'empilement compact ou d'ordonnance régulier des particules est moins prononcé comparé à celui des solides. De ce fait, les particules constituant le liquide sont rapprochées, mais libres de se déplacer les unes par rapport aux autres. Par rapport aux gaz, les liquides présentent deux différences importantes :

- ❖ ils sont pratiquement incompressibles (volume spécifique  $V$  varie très peu lorsqu'on les compresse);
- ❖ ils sont sujets aux effets de la tension de surface [2].

S'agissant des gaz, les particules sous formes de sphères disposées dans l'espace de façon désordonnée et restent plus ou moins éloignées les unes des autres. C'est ce qui confère le caractère compressible aux gaz [9].

#### **IV.2. Propriétés physico-chimiques**

Les deux grands états de la matière condensée (solide et liquide) ont en commun la mise en jeu d'un très grand nombre de particules soumises à des forces attractives les maintenant collées les unes contre les autres à la limite de l'interpénétration, tandis que les forces répulsives leur imposent des structures d'empilement respectant leurs formes. Mais dans l'état liquide, les forces d'attraction sont moins importantes que dans le solide. Ceci explique l'agitation incessante des particules et leurs positions insaisissables dans la phase liquide d'où la complexité de la phase liquide par rapport à la phase solide et aussi son instabilité comparée à la phase solide [2 ; 10].

Pour les gaz, les particules les constituant sont, sous forme de très petites boules de billard, en mouvement chaotique, se percutant sans frottement à de très grandes vitesses. En réalité, les particules sont soumises à des forces d'attraction qui modifient leur comportement et leur trajectoire lorsque ces boules sont très proches les unes des autres et seulement pour un court instant et sur une courte distance. Mais, une fois qu'elles se sont éloignées, l'influence devient négligeable [10].

Ainsi, si leur vitesse devient plus faible ou si elles se situent en dessous d'une vitesse seuil, les boules n'auront plus assez d'énergie cinétique pour se séparer durablement. Elles formeront une paire et rebondissent périodiquement les unes contre les autres en occupant un volume moyen nettement plus faible [10].

Par ailleurs, lorsque l'on réduit l'énergie cinétique des particules d'un gaz par le refroidissement, les particules qui le composent s'assemblent de façon

beaucoup plus compacte, tout en continuant à se percuter à la même vitesse moyenne. Ainsi, plus on diminue la température du système, plus l'énergie cinétique des particules perd de l'importance par rapport à l'énergie d'interaction particulaire (énergie potentielle). Cela se traduit d'abord par la condensation, ensuite la solidification, puis par la traversée des différentes phases solides, le plus souvent cristallines, avant d'atteindre la phase la plus stable qui s'étend jusqu'aux températures approchant le zéro absolu. En effet, à la température zéro, l'énergie cinétique est très faible et la structure adoptée par le solide est celle qui minimise l'énergie libre de réseau (somme des énergies interparticulaires entre toutes les paires des particules du solide) [9,10].

En somme, le solide emmagasine moins d'énergie libre que les liquides et les gaz. De plus, les liquides stockent moins d'énergie que les gaz. Ce qui explique le fait que les solides sont plus stables que les liquides et les gaz [9].

## **V. Etude des systèmes**

### **V.1.Système ouvert**

Le système ouvert est défini comme étant un espace continu dans lequel un corps de masse  $m$  communique avec l'extérieur.

Ainsi, quand on chauffe un liquide dans un récipient ouvert à l'air libre, la température du liquide, sa pression de vapeur et la vitesse de vaporisation augmentent. Lorsque la pression de vapeur est égale à la pression extérieure qui s'exerce sur le liquide, le phénomène de vaporisation se produit dans l'ensemble du liquide et ce dernier entre en ébullition. Ceci se traduit par la formation de bulles de vapeur qui viennent éclater au niveau de la surface libre en libérant des particules à l'état gazeux, particules qui se dispersent aussitôt dans l'espace ambiant ou milieu extérieur. Dans ce cas, l'état liquide subissant dans sa totalité une vaporisation libre, est appelée ébullition. La température à laquelle la pression de vapeur d'un liquide est égale à la pression extérieure, s'appelle la température d'ébullition. Mais, pour un composé donné, plus, la

pression extérieure est faible, plus la température d'ébullition est basse. Etant donné que la température détermine l'énergie cinétique des particules du liquide, donc, plus la température d'ébullition est basse, on évite la décomposition des particules présentes dans les solutions [9,10].

## V.2.Système fermé

Le système fermé est défini comme étant un espace fermé dans lequel un corps de masse  $m$  ne communique pas avec l'extérieur.

Ainsi, quand on chauffe un liquide dans un système fermé, l'ébullition ne se produit pas. En effet, en système clos, la pression totale supportée par le liquide est égale à la somme de sa pression de vapeur et de la pression partielle de l'air qui pénètre dans le système. Même, si la pression de vapeur augmente généralement plus vite avec la température que la pression partielle de l'air, elle reste toujours inférieure à la somme des deux et le liquide ne peut donc pas bouillir [9,10].

## VI. Paramètres régissant la loi de Raoult sur l'ébulliométrie

### VI.1. Concentrations

#### VI.1.1. Fraction molaire

C'est le rapport du nombre de moles d'un soluté au nombre total de moles d'une solution. Elle est sans dimension. Elle est définie par la formule suivante :

$$f_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \text{ Equation 1}$$

avec  $n_i$ = nombre de moles de chaque particules et  $\sum n_i$ =somme des moles de toutes les particules présentes dans la solution.

Elle ne fait aucune distinction entre solvant-soluté et par conséquent, elle est indépendante de la température [11].

### **VI.1.2. Concentration pondérale**

Elle représente la masse de l'espèce chimique dissoute **par** unité de volume de la solution ou plus rarement par unité de masse de solvant. Elle s'exprime en  $\text{g.l}^{-1}$  ou  $\text{g.kg}^{-1}$ . Elle est définie par la relation suivante :

$$C(\text{g.l}^{-1}) = \frac{m(\text{soluté})}{V(\text{solution})} \text{ Equation 2}$$

avec  $m$  = masse du soluté et  $V$  = volume de la solution.

Elle varie avec la température car le volume de la solution dépend de cette dernière [11].

### **VI.1.3. Concentration molaire ou Molarité**

Elle est numériquement égale à la quantité de moles de soluté de l'espèce chimique dissoute par litre de solution. Elle est définie par l'équation suivante :

$$C(\text{mol.l}^{-1}) = \frac{n(\text{soluté})}{m(\text{solution})} \text{ Equation 3}$$

avec  $n$  = nombre de moles du soluté et  $m$  = volume de la solution.

La molarité s'exprime en  $\text{mol.l}^{-1}$  [11].

### **VI.1.4. Concentration molale ou Molalité**

Elle représente la quantité de moles de soluté de l'espèce chimique dissoute par unité de masse de solvant. Elle s'exprime en  $\text{mol.kg}^{-1}$ . Elle est définie par la relation suivante :

$$C(\text{mol.Kg}^{-1}) = \frac{n(\text{soluté})}{V(\text{solvant})} \text{ Equation 4}$$

avec  $n$  = nombre de mole du soluté et  $V$  = volume du solvant

Elle est indépendante de la température parce qu'elle dépend de la masse du solvant or cette dernière ne dépend pas de la température [11].

### **VI.1.5. Concentration équivalente**

Pour une espèce ionique donnée, la concentration équivalente représente le nombre de moles particulières d'ions par litre de solution. Elle s'exprime en ion mol.l<sup>-1</sup>.

Elle est définie par la relation suivante :

$$C_{eq(i)}(eq.l^{-1}) = C_i |z_i| \text{ Équation 5}$$

avec  $C_i$ =concentration molaire de l'ion en mol/l et  $Z_i$  la valence de l'ion i exprimée en eq/mol[11].

### **VI.1.6. Concentration particulaire osmolaire ou osmolarité**

Elle est définie comme étant le nombre de moles particulières (molécules et ions) dissoutes par litre de solution. Elle s'exprime en osmol.l<sup>-1</sup> et est définie par l'équation suivante [11]:

$$\omega(osmol.l^{-1}) = C(1+\alpha) \text{ Équation 6}$$

avec  $\alpha$ = degré de dissociation des particules et  $C$ =concentration molaire de la solution [11].

## **VI.2. Température**

La température est une grandeur d'état intensive définie comme le potentiel d'un système à fournir ou à recevoir de la chaleur (énergie thermique).

Ces transferts d'énergie thermique se produisent quand deux systèmes ne sont pas thermodynamiquement en position d'équilibre l'un par rapport à l'autre, c'est à dire s'il y a un écart de température entre deux zones, dans le même système ou entre le système et son environnement (milieu ambiant). Les systèmes ont tendance à retrouver l'équilibre thermodynamique du système global grâce aux échanges de chaleur qui peuvent être accompagnées ou non de transfert de masse ou de changement de phase (solide, liquide, gaz) [12].

La température est donc, l'une des grandeurs qui caractérise l'état d'un système à l'équilibre thermodynamique et se mesure à l'échelle macroscopique. En revanche, la température est ouverte vers l'infini et pour cela, on ne définit pas

d'emblée un point de température maximale.

Par ailleurs, la température indique le niveau d'excitation interne des particules présentes dans le système. Elle est proportionnelle à l'énergie cinétique des particules et son augmentation traduit l'entropie du système. En effet, plus la température est élevée, plus l'énergie cinétique des différentes particules qui composent le système est grande et plus, les particules prennent des vitesses de directions différentes d'où l'entropie du système. Par contre, lorsque la température est au zéro absolu, les particules sont parfaitement immobiles les unes par rapport aux autres. Dans ce cas, il n'y a ni vibration dans les solides, ni translation et rotation de particules dans les liquides et les gaz [9,10].

### VI.3.pH

Selon Sørensen, le pH est défini comme étant le logarithme négatif de la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$

( $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ ). Cette équation montre que, lorsque la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  change d'un facteur dix, le pH change d'une unité. De ce fait, les variations du pH correspondent à une modification de la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  en solution [13,14].

Lorsqu'on chauffe une solution aqueuse acide ou basique, d'un composé organique la solution devient alors plus concentrée en acide ou en base. Par conséquent, plus la température augmente, plus le pH diminue ou augmente selon le caractère acide ou basique de la solution. Par contre, pour les solutions aqueuses acides des composés inorganiques le pH ne varie pas avec l'élévation de la température [15-17].

#### **VI.4. Conductivité**

La conductivité est la capacité d'une solution à conduire le courant électrique. Dans une solution, ce sont les anions et les cations qui sont à l'origine de la production du courant électrique alors que dans un métal, ce sont les électrons.

Ainsi, selon Onsager-Fuoss, la température, en activant l'agitation particulaire, va contrarier la tendance des ions à s'organiser suivant la sollicitation électrostatique. A cet effet, la température exerce une action sur la constante diélectrique, la viscosité et les ions (solvatation) du solvant entraînant une augmentation de la conductivité [18].

#### **VI.5. Tension superficielle**

L'interface est une surface de contact entre deux milieux différents. La création d'une interface entre deux milieux est toujours accompagnée d'une consommation d'énergie de surface. Cette énergie de surface est égale à l'aire de la surface multipliée par une quantité d'énergie appelée tension de surface ou tension superficielle. L'énergie de surface s'exprime en J/m<sup>2</sup>. Elle peut s'exprimer aussi en N/m. Elle est définie par la relation suivante [19]:

$$\Gamma = \frac{E_s}{S} \quad \text{Equation 6}$$

avec E<sub>s</sub>=énergie de surface, S=surface du système et

$\Gamma$  = tension superficielle

Ainsi, dans un liquide, les particules exercent entre elles des forces d'attraction ou de répulsion. La résultante de ces forces est nulle à l'intérieur d'un liquide. Mais, à la surface, ces forces ne s'annulent pas, car les particules d'eau situées à la surface d'un liquide n'attirent pas les particules de l'air. La résultante à la surface est donc dirigée vers le bas. Ces forces sont équilibrées par les forces de pression qui entraînent les particules sur chaque côté de l'interface. Les forces interparticulaires sont animées par l'énergie de surface [2;9,10].

En effet, si la température d'un liquide croît, l'agitation thermique des particules augmente et ces dernières auront une plus grande facilité à quitter la surface pour se déplacer vers l'intérieur. Comme cette force qui attire les particules vers l'intérieur est la tension superficielle, elle devrait donc décroître quand la température augmente.

La tension superficielle prend une valeur différente de zéro quand il y a une interface entre deux milieux différents et s'annule si cette interface disparaît (cas du point critique liquide-gaz). C'est ce qui explique le fait que la tension superficielle soit basse lorsque la température à laquelle on la mesure est proche de la température du point triple [20].

## VI.6.Densité

La densité  $d$  d'une solution est définie comme étant le quotient de la masse de substance par la masse d'une substance de référence occupant le même volume. Elle est définie par la relation suivante:

$$d = \frac{m_L}{m_e}$$

avec  $m_L$ = masse du liquide et  $m_e$ = masse de l'eau.

Sa valeur traduit une infériorité ou une supériorité d'une substance par rapport à la substance de référence. Ainsi, si la densité d'une solution est plus grande que 1, on dit que la substance est plus dense ou plus lourde que la référence. Tandisque, si la valeur est plus petite que 1, la substance est moins dense ou plus légère que la référence. Dans le cas où la référence est un liquide, on en déduit si la substance peut flotter ou non.

De plus, lorsque les liquides sont soumis à une élévation de la température, les particules effectuent un mouvement brownien (mouvement de translation et/ou de rotation), favorisant ainsi une augmentation de volume des liquides avec une absence de variation proportionnelle de la masse. C'est ce qui se traduit par une densité du liquide qui diminue quand la température augmente [21].

## VII. Eau

### VII.1. Structure

La molécule d'eau est coudée et l'angle de liaison formé entre les deux hydrogènes et l'oxygène est égal à  $104,5^\circ$ . La longueur d'une liaison O-H notée  $d$  est égale à  $0,96\text{\AA}$ . La molécule est polaire de moment dipolaire  $\mu$  égal à  $1,85\text{D}$ . De ce fait, l'eau est un liquide «structuré», et non désordonné comparé aux autres liquides. Ceci par le fait que ses constituants élémentaires sont associés (figure 1) [11].

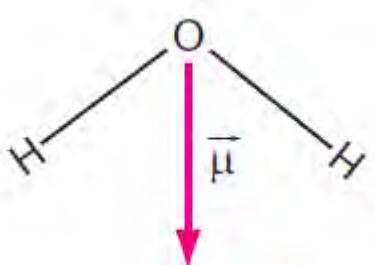


Figure 1: Structure de l'eau [11].

### VII.2. Propriétés physico-chimiques

#### VII.2.1. Propriétés physiques

L'eau est constituée de trois états que sont le solide, le liquide et le gaz. L'eau est incolore et inodore, sans saveur quand elle est pure.

Sa densité est inversement proportionnelle à la température. Elle est maximale à  $4^\circ\text{C}$  (0,997) et non à  $0^\circ$  comme on pourrait s'y attendre. L'eau à l'état solide est plus légère que l'eau liquide [22].

La tension superficielle de l'eau pure est élevée (72 dyne/cm); c'est qui fait d'elle un bon mouillant. Autrement dit, elle pénètre dans tous les interstices et les pores des systèmes [22].

L'état physique de l'eau pure dépend de la température et de la pression. Le passage liquide-gaz se fait classiquement à  $100^\circ\text{C}$  à la pression normale [22].

### VII.2.2. Propriétés chimiques

L'eau est formée d'un atome d'oxygène et deux atomes d'hydrogène. Sa formule brute est de  $\text{H}_2\text{O}$ . Les propriétés de l'eau réside dans les liaisons que les molécules d'eau peuvent former avec ses voisines. Les extrémités proches de l'atome d'oxygène donnent des charges négatives tandis que les extrémités proches des atomes d'hydrogène donnent des charges positives [11].

Par ailleurs, les molécules d'eau peuvent se grouper entre elles grâce à des liaisons de nature électrostatique appelées liaisons hydrogène. La liaison hydrogène permet aussi d'expliquer l'existence d'associations particulières comme le cas de celles trouvées dans l'eau, dans les protéines, dans la kératine etc. En effet, la liaison hydrogène est une liaison interparticulaire attractive et est d'environ 20 fois supérieure à une liaison de Van der Waals mais 20 fois inférieure à une liaison covalente. Sa longueur est de l'ordre de 2,5 à 3Å [11 ; 23].

Mais, sous l'action de la chaleur, les liaisons hydrogènes se brisent et deviennent stables à température ambiante. Néanmoins, elles sont fragiles comparées à la liaison covalente. A cet effet, les liaisons hydrogènes sont en formation constante et se brisent sans cesse, ce qui permet aux particules d'eau de se rapprocher [2 ; 23].

De plus, l'eau est choisie comme le solvant de référence pour la majeure partie des réactions chimiques. Pour cela, elle permet de solubiliser de nombreux composés organiques et inorganiques pour donner des solutions. En effet, elle favorise non seulement une destruction de leurs structures cristallines donnant naissance ainsi à des ions propres aux composés mais aussi aux ions  $\text{H}^+$  et aux ions  $\text{OH}^-$  en solution. La formation des ions est une conséquence du caractère polaire de l'eau. La concentration des ions d'un sel caractérise le produit de solubilité. Cependant, en fonction de la nature du sel, la solubilité est différente, ce qui explique le phénomène de cristallisation fractionnée au cours de l'évaporation d'une solution saline [24].

Pour la tension superficielle de l'eau, les molécules ont tendance à « s'accrocher » aux parois du récipient et forment des gouttes d'eau. Elle s'oppose à la pénétration des autres corps, qui surnagent ou qui tombent au fond du récipient [24].

**DEUXIEME PARTIE :**  
**TRAVAIL**

## **I. Objectif**

L'objectif de notre travail est d'évaluer quatre paramètres physico-chimiques de solutions aqueuses de saccharose, de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium par ébulliométrie.

## **II. Cadre d'étude**

Cette étude a été réalisée au laboratoire de Physique Pharmaceutique de la Faculté de Médecine, Pharmacie et d'Odontologie (FMPO) de l'Université Cheikh Anta DIOP de Dakar(UCAD).

## **III. Matériel et méthode**

### **III.1. Matériel**

#### **III.1.1. Appareillage et verrerie**

L'appareillage et la verrerie utilisés sont :

- ❖ Balance de précision model bcOrma,
- ❖ Agitateur magnétique,
- ❖ Feuille glacée,
- ❖ Fiole jaugée,
- ❖ Spatule,
- ❖ Becher,
- ❖ Pipette graduée,
- ❖ Pissette,
- ❖ Baguette mélangeuse,
- ❖ Pycnomètre,
- ❖ pH-mètre CG820 des laboratoires SCHOTT GERATE,
- ❖ Conductimètre CG854,
- ❖ Thermomètre à mercure(Hg),
- ❖ Tensiomètre DOGNON-ABRIBAT 1282 PROLABO-PARIS,
- ❖ Cuve métallique,
- ❖ Séchoir,

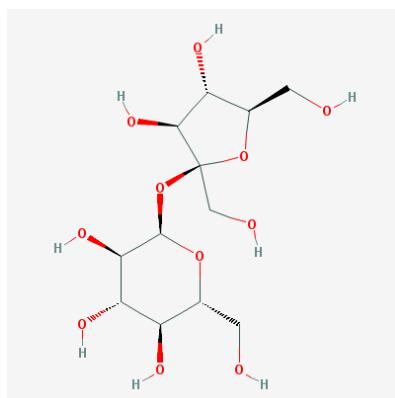
- ❖ Lame de platine,
- ❖ Chauffe ballon électrique,
- ❖ Bac à eau,
- ❖ Réfrigérant,
- ❖ Ballon à double canaux,
- ❖ Sonde de température,
- ❖ pH-métreionomètre(micro computer pH METER) consort P207.

### III.1.2. Produits utilisés

#### III.1.2.1. Saccharose

##### ❖ Structure

La structure du saccharose est représentée sur la figure 2 [25].



**Figure 2:** Structure du saccharose [25].

Le saccharose est un composé organique produit par photosynthèse d'un certain nombre de plantes saccharifères telles que la canne à sucre et la betterave sucrière. Sa masse moléculaire est de 342,29 g/mol avec une formule brute de C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>. Il est constitué de 42,11 % de carbone, 6,48 % d'hydrogène, 51,41 % d'oxygène [26,29].

La molécule de saccharose est formée d'une molécule de fructose et d'une molécule de glucose liées entre elles par une liaison glycosidique. La structure du saccharose regroupe huit fonctions hydroxyles dont trois sont primaires (C-6, C-6', C-1') et les autres sont secondaires (C-2, C-3, C-3', C-4, C-4').

La structure cristalline est consolidée par deux liaisons hydrogènes intramoléculaires (O2.....HO 1') et (O5.....HO6') [28].

## ❖ Propriétés physico-chimiques

Le saccharose est un solide sous forme de cristaux blancs à la saveur douce et agréable. Il a une densité de 1,58 à 15°C.

La valeur du point de fusion généralement admise est de 186 °C. Elle peut varier entre 182 et 192 °C selon la pureté de l'échantillon [28].

Selon la température, la taille des cristaux, leur degré de cristallinité, la solubilité du saccharose est plus ou moins différente. En solution, le saccharose provoque un abaissement de la pression de vapeur, ce qui entraîne une augmentation significative du point d'ébullition et un abaissement du point de congélation.

L'une des propriétés fondamentales du saccharose est sa grande solubilité dans l'eau qui est égale à 2000 g/l à 25° C. Celle-ci est due à la structure de la molécule de saccharose qui favorise la formation de liaison hydrogène avec les molécules d'eau. La solubilité croît significativement avec la température mais elle est également fonction de la quantité et de la nature des autres molécules présentes en solution [27,28].

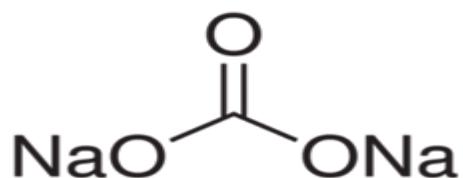
## ❖ Utilisations

Le saccharose est utilisé comme édulcorant dans la formulation des médicaments. Il est également utilisé comme agent stabilisant du fait qu'elle diminue l'activité de l'eau, permettant à beaucoup de médicaments d'être bien conservés [26].

### III.1.2.2. Carbonate de sodium

#### ❖ Formule semi-développée

La formule semi-développée du carbonate de sodium est représentée sur la figure 3[29].



**Figure 3:** Formule semi-développée du carbonate de sodium [29].

Le carbonate de sodium a une formule brute de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  avec 11, 33% de carbone, 43,38% de sodium, 45,29% d'oxygène. Il a une masse molaire moléculaire de 105,988g/mol [28].

#### ❖ Propriétés physico-chimiques

Le carbonate de sodium se présente sous la forme d'une poudre blanche hygroscopique inodore avec un goût légèrement alcalin. Il a une température de fusion de 851°C et une température d'ébullition de 1600°C. Sa solubilité à 25°C est de 30,7g /100ml d'eau. La densité du carbonate de sodium est de 2,54. Il a. Les solutions aqueuses de carbonate de sodium sont fortement alcalines. Par exemple une solution à 1% de carbonate de sodium a un pH d'environ 11,37 à 25°C [28].

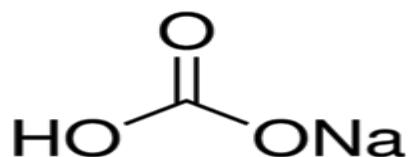
## ❖ Utilisations

Le carbonate présente beaucoup d'intérêts dans l'industrie pharmaceutique car il est utilisé dans la formulation des médicaments effervescents. Il est également utilisé pour augmenter la tension superficielle dans la formulation des savons en cosmétologie [30].

### III.1.2.3.Bicarbonate de sodium

#### ❖ Formule semi-développée

La formule semi-développée du bicarbonate est représentée sur la figure 4[31].



**Figure 4:**Formule semi-développée du bicarbonate de sodium [31].

Le bicarbonate de sodium a une formule brute  $\text{NaHCO}_3$ . Il est formé d'un atome de sodium (14,3%), d'un atome d'hydrogène (1,2%), d'un atome de carbone (27,36%) et de trois atomes d'oxygène (57,14%). C'est un cristal est une structure tridimensionnelle ordonnée en un réseau constitué de mailles. Sa masse molaire est de 84,01 g/mol [32].

#### ❖ Propriétés physico-chimiques

Le bicarbonate de sodium se présente poudre fine blanche à l'état pur à la température ambiante. Il peut également se présenter sous la forme de granule de capsule ou de comprimés. Le bicarbonate de sodium a une saveur légèrement alcaline et est inodore. Cette poudre est cristalline. Lorsque la température atteint 50°C les cristaux de bicarbonate de sodium se décomposent en carbonate de sodium, eau, et du dioxyde de carbone. Cette réaction de décomposition

endothermique s'accélère rapidement lorsque la température atteint 127°C et elle est considérée comme complète à 270°C.

Dans des cas plus rares la décomposition se poursuit et le carbonate de sodium produit de l'oxyde de sodium et du dioxyde de carbone [33].

Le bicarbonate de sodium donne au contact de l'eau, une solution incolore composé d'ions sodium ( $\text{Na}^+$ ) et d'ions bicarbonate ( $\text{HCO}_3^-$ ). Le bicarbonate a une densité de 2,1 à 25°C. Sa température d'ébullition est de 851°C et son point de fusion de 60°C. Il a une solubilité de 100g/l à 25°C. Son pH est compris entre 8,1 et 8,6 à 25°C [34].

### ❖ Utilisations

Le bicarbonate de sodium permet le pH des solutions stabiliser les solutions à entre 8,1 et 8,6. Il est utilisé dans les formulations des médicaments effervescents, des pâtes dentifrices et des savons à usage cosmétique [34].

## III.2. Méthode

La préparation de ces différentes solutions a consisté à solubiliser respectivement 5g, 10g, 15g, 20g du produit dans 200ml d'eau distillée.

Nous avons pesé xg ( $x= 5, 10, 15$  et  $20$ ) du produit à l'aide de la balance de précision model dc Orma nous avons solubilisé le produit dans de l'eau distillée en agitant à l'aide d'un agitateur magnétique, puis nous avons introduit la solution dans une fiole jaugée de 200ml et enfin nous avons complété à 200ml avec de l'eau distillée.

Les solutions ainsi préparées sont utilisées pour étudier les paramètres physico-chimiques suivants : le pH, la conductivité, la tension superficielle, la densité.

Ainsi, pour chaque paramètre, trois mesures ont été effectuées. Ceci nous a permis d'avoir les moyennes et les écart-types. L'ensemble des mesures ont été réalisées à la température ambiante (27°C).

Dans les solutions qui sont soumises à l'élévation de la température, nous y avons introduit un thermomètre et un autre est placé au dessus du liquide. Le

thermomètre introduit dans la solution, nous a servi à déterminer la température d'ébullition.

Par contre, celui qui est placé au dessus de la solution, nous a servi de déterminer la température de vapeur.

Ainsi, quand la solution est à 100°C, nous lisons celle de la vapeur. De même, lorsque la vapeur atteint 100°C, nous laissons écouler une minute et nous prenons celle de la solution étudiée (figure 5).



**Figure 5:** Montage réalisé pour la détermination de la température d'ébullition.

Les principes et les techniques de chaque paramètre étudié sont détaillés dans les paragraphes suivants.

### **III.2.1.pH**

#### **❖ Principe**

Le principe de la mesure consiste à prendre un capteur avec une membrane de verre sensible aux ions hydronium et observer la réaction entre la membrane et la solution échantillon. L'information fournie par l'électrode (le potentiel) n'est pas suffisante et il faut donc un second capteur. Ce dernier délivre le signal (ou potentiel) de référence pour le capteur de pH. Ainsi, pour mesurer le pH des solutions, on détermine la différence de potentiel entre les deux électrodes. La réponse d'une électrode sensible au pH dépend de la concentration en ions  $H^+$ . Elle délivre un signal déterminé par le degré d'acidité/basicité dans la solution. Par contre, l'électrode de référence délivre un signal constant. Cette différence de potentiel entre les deux électrodes est une mesure de la concentration des ions hydroniums de la solution qui, par définition, donne le pH de la solution [13].

#### **❖ Technique**

Après avoir étalonné le pH-mètre, l'électrode combinée est introduite dans un bécher de 50ml contenant la solution à étudier. Le temps de lecture est fixé à une minute après l'introduction de l'électrode [13].

### **III.2.2.Conductivité**

#### **❖ Principe**

La conductivité d'une solution est la mesure de la capacité des ions à transporter le courant électrique. Ce passage du courant électrique s'effectue par la migration des ions dans un champ électrique produit par un courant alternatif. Ce dernier est utilisé pour atténuer la perturbation causée par la polarisation des électrodes résultant du passage d'un courant électrique. Les électrolytes peuvent être considérés comme des conducteurs métalliques et obéissent à la loi d'Ohm. En appliquant une force électromotrice constante entre les électrodes, la

variation de l'intensité du courant est inversement proportionnelle à la résistance de la solution.

La conductivité d'une solution dépend de la concentration des ions présents et de leurs vitesses de migration sous l'influence de la force électromotrice appliquée. Plus l'électrolyte est dilué, plus la conductivité diminue, car il y a moins d'ions par volume de solution pour assurer le transport du courant. La conductivité s'exprime en mS/cm[13].

#### ❖ Technique

Dans un bécher contenant 50ml de la solution à étudier, nous introduisons l'électrode permettant de mesurer la conductivité de la solution. Le temps de lecture est fixé à une minute après l'introduction de l'électrode [13].

### III.2.3.Tension superficielle

#### ❖ Principe

Une lame de platine parfaitement propre d'épaisseur constant «  $e$  », de longueur «  $L$  » est plongée dans un liquide mouillant. Le liquide exerce une force d'attraction qui dépend de la nature du liquide et de la longueur de la lame. La force  $F$  est mesurée avec le tensiomètre et la tension superficielle du liquide vaut :  $\Gamma = F/2L$ .

#### ❖ Technique

Le liquide à étudier est placé dans un cristallisoir parfaitement propre, posé sur un support à crémaillère. Avant chaque essai, nous avons nettoyé la lame de platine et l'avons passé à la flamme, nous avons soulevé le cristallisoir pour amener le liquide en contact avec la lame et nous avons noté la valeur de la force mesurée (comprise entre 200 et 300mgf) sur l'index lumineux juste avant l'arrachement de la lame [13].

### **III.2.4.Densité**

#### **❖ Principe**

Le principe consiste à déterminer la densité des mélanges à partir de leur masse [13].

#### **❖ Technique**

Sur une balance nous réalisons les trois pesées suivantes :

- pycnomètre vide et sec :  $M_v$ ,
- pycnomètre rempli d'eau distillée jusqu'au trait de jauge :  $M_e$ ,
- pycnomètre rempli avec la solution à étudier jusqu'au trait de jauge :  $M_L$ .

## IV. Résultats

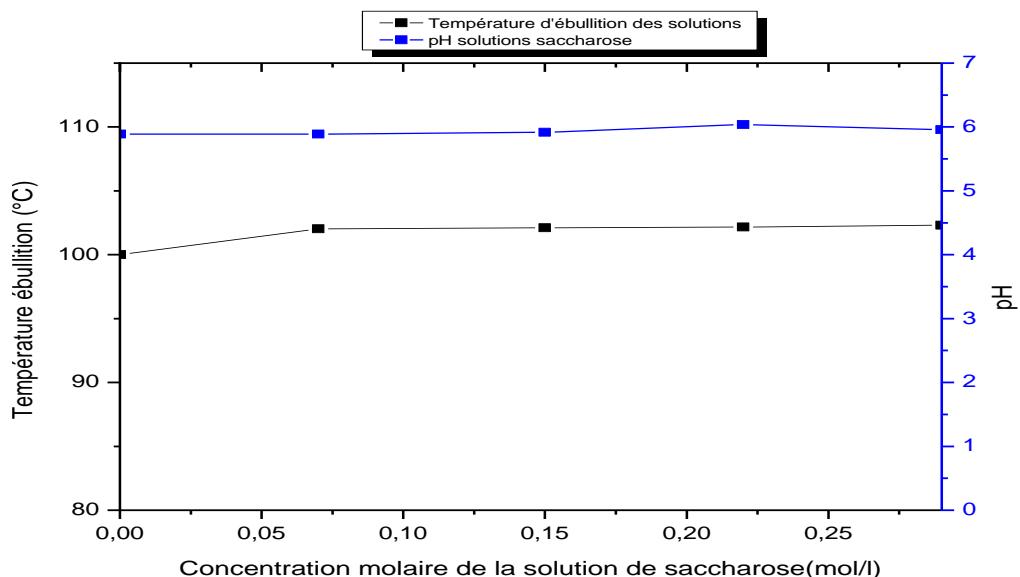
L'étude des différents paramètres physico-chimiques étudiés est réalisée à la température ambiante (27°C). Les résultats des différentes solutions étudiées sont consignés dans les tableaux (I à XII) et figures 6 à 17.

### IV.1. Solutions de saccharose

#### ❖ pH

**Tableau I:** Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de saccharose.

Concentrations		pH		Température (°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne	Ecart-type	
0,00	0,00	5,89	0,03	101,70
0,07	0,00	5,89	0,03	102,03
0,15	0,00	5,92	0,10	102,10
0,22	0,00	6,04	0,13	102,17
0,29	0,00	5,96	0,03	102,30

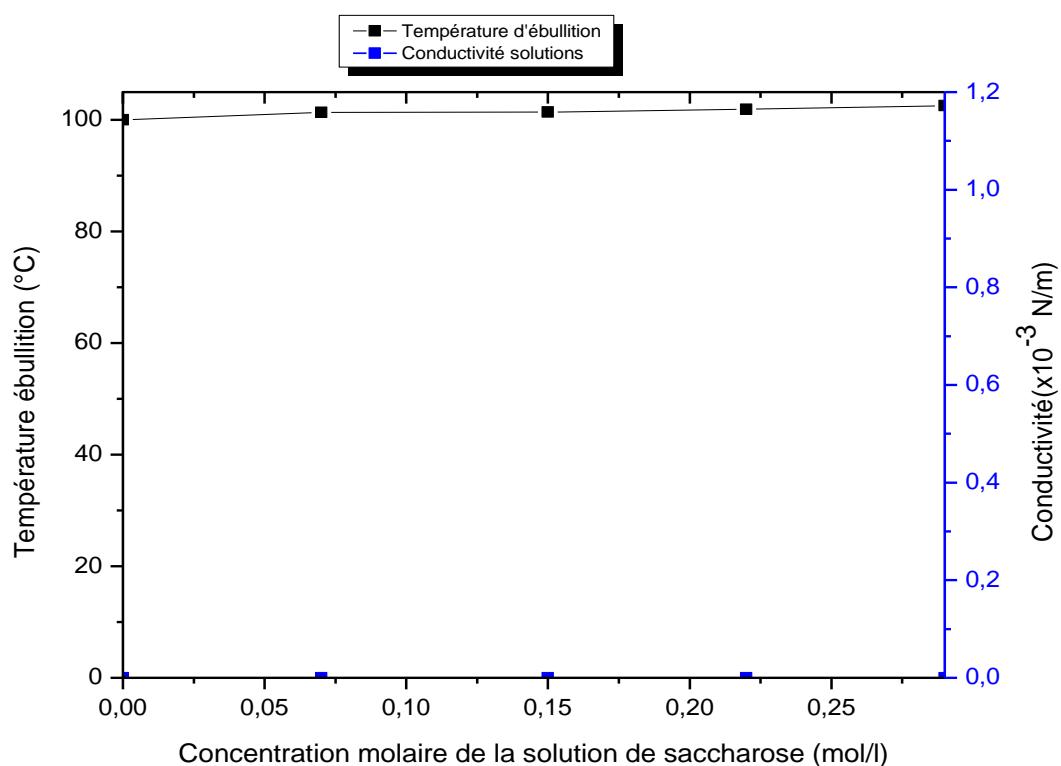


**Figure 6:** Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de saccharose.

## ❖ Conductivité

**Tableau II:** Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de saccharose.

Concentrations		Conductivité (mS/cm)	Température (°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne	Ecart-type
0,00	0,00	0,00	0,00
0,07	0,00	0,00	0,00
0,15	0,00	0,00	0,00
0,22	0,00	0,00	0,00
0,29	0,00	0,00	0,00

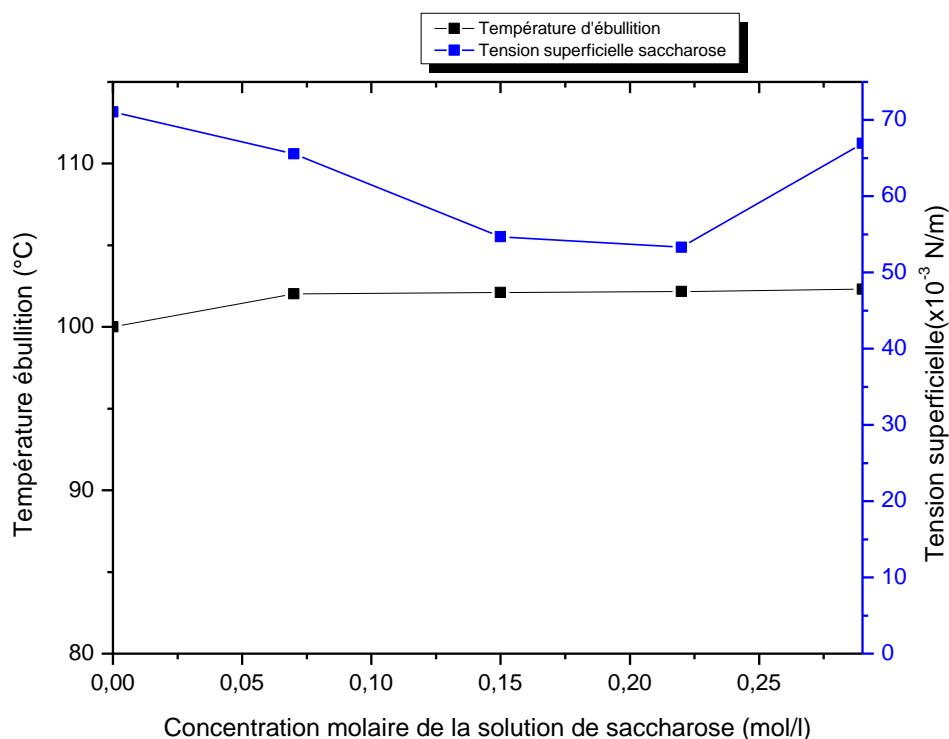


**Figure 7:** Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de saccharose.

### ❖ Tension superficielle

**Tableau III:** Evolution de la tension superficielle et de la température en fonction des concentrations molaire et équivalente de saccharose.

Concentrations		Tension superficielle		Température
Concentration	Concentration	Moyenne	Ecart-type	(°C)
<b>Concentration molaire (mol/l)</b>	<b>équivalente (Eq/l)</b>			
<b>0,00</b>	0,00	71,04	0,14	101,70
<b>0,07</b>	0,00	65,56	1,48	102,03
<b>0,15</b>	0,00	54,69	0,42	102,10
<b>0,22</b>	0,00	53,30	0,28	102,17
<b>0,29</b>	0,00	66,95	0,98	102,30

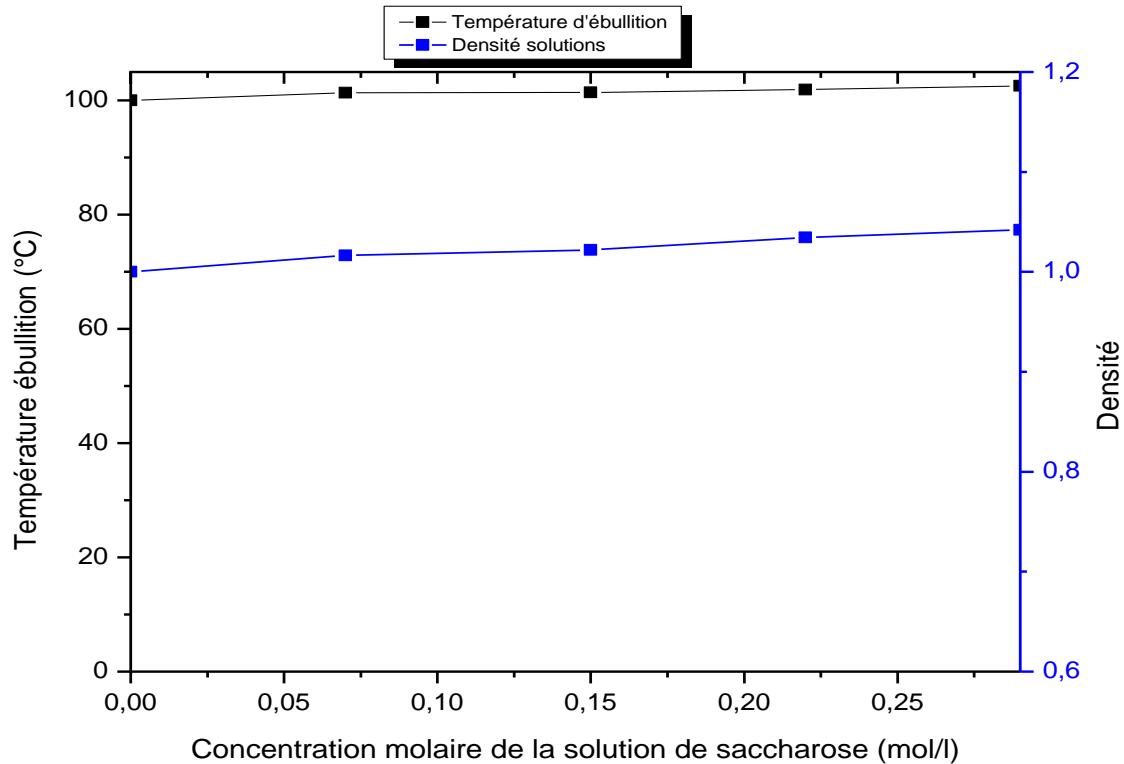


**Figure 8:** Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de saccharose.

### ❖ Densité

**Tableau IV:** Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de saccharose.

Concentrations		Densité		Température (°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne	Ecart-type	
<b>0,00</b>	0,00	1,00	0,00	101,70
<b>0,07</b>	0,00	1,02	0,001	102,03
<b>0,15</b>	0,00	1,02	0,00	102,10
<b>0,22</b>	0,00	1,03	0,00	102,17
<b>0,29</b>	0,00	1,04	0,00	102,30



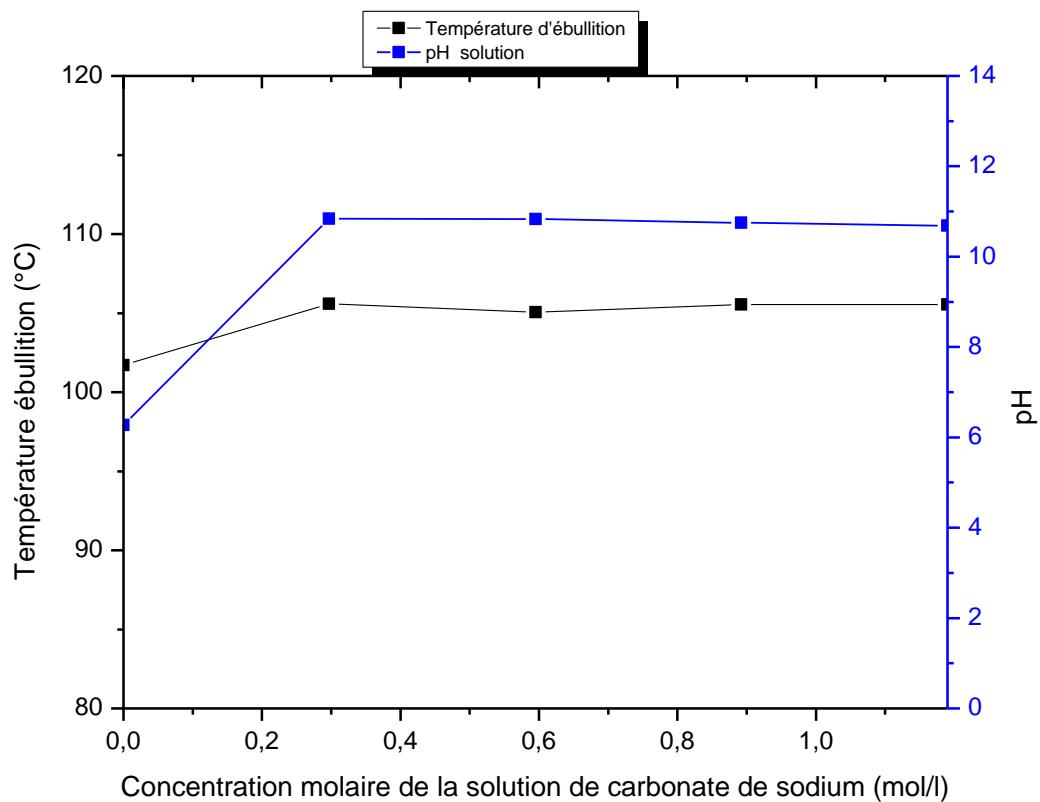
**Figure 9:** Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de saccharose.

## IV.2.Solutions de carbonate de sodium

❖ pH

**Tableau V:** Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de carbonate de sodium

Concentrations		pH		Température(°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne	Ecart-type	
0,00	0,00	6,270	0,010	101,70
0,297	0,594	10,840	0,000	105,60
0,595	1,190	10,833	0,005	105,07
0,892	1,784	10,750	0,000	105,53
1,190	2,380	10,683	0,005	105,53

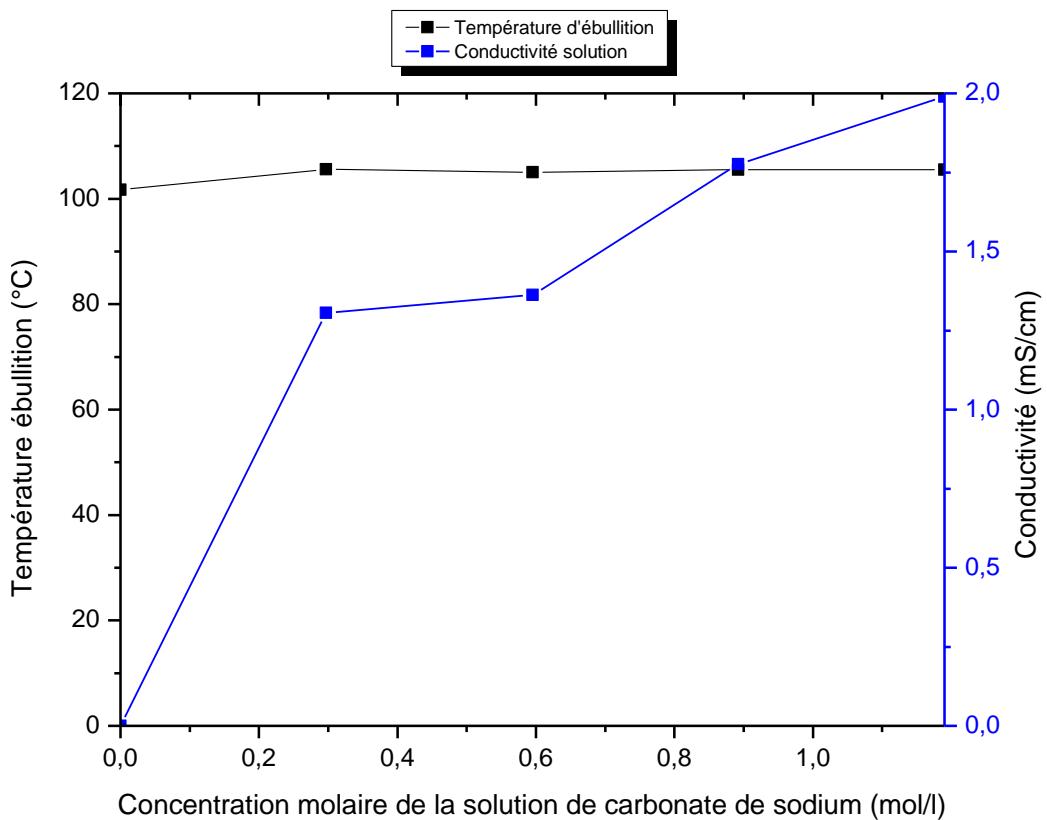


**Figure 10:** Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de carbonate de sodium.

❖ Conductivité

**Tableau VI:** Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de carbonate de sodium.

Concentrations		Conductivité (mS/cm)		Température(°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne	Ecart-type	
0,00	0,00	0,00	0,000	101,70
0,297	0,594	1,306	0,005	105,60
0,595	1,190	1,363	0,005	105,07
0,892	1,784	1,776	0,005	105,53
1,190	2,380	1,990	0,000	105,53

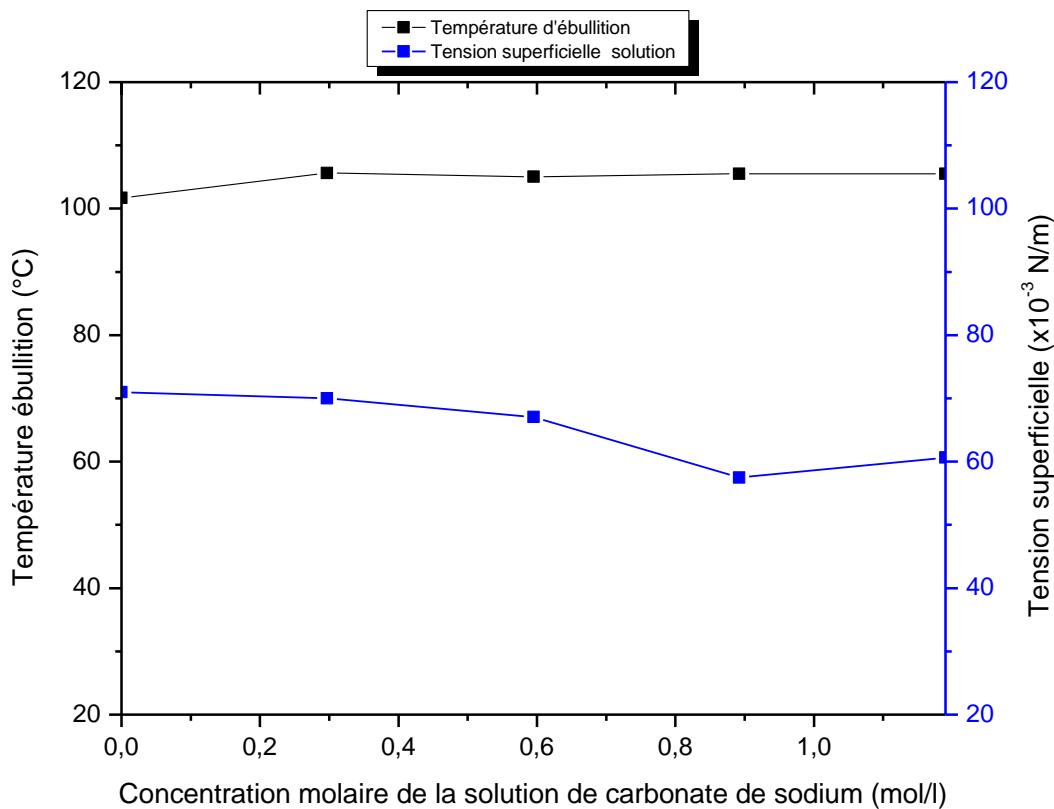


**Figure 11:** Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de carbonate de sodium.

❖ Tension superficielle

**Tableau VII:** Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de carbonate de sodium.

Concentrations		Tension superficielle (N/m)		Température(°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne ( $\times 10^{-3}$ )	Ecart-type	
0,00	0,00	70,96	0,000	101,70
0,297	0,594	70,002	0,141	105,60
0,595	1,190	67,064	0,000	105,06
0,892	1,784	57,476	0,424	105,53
1,190	2,380	60,664	0,142	105,53

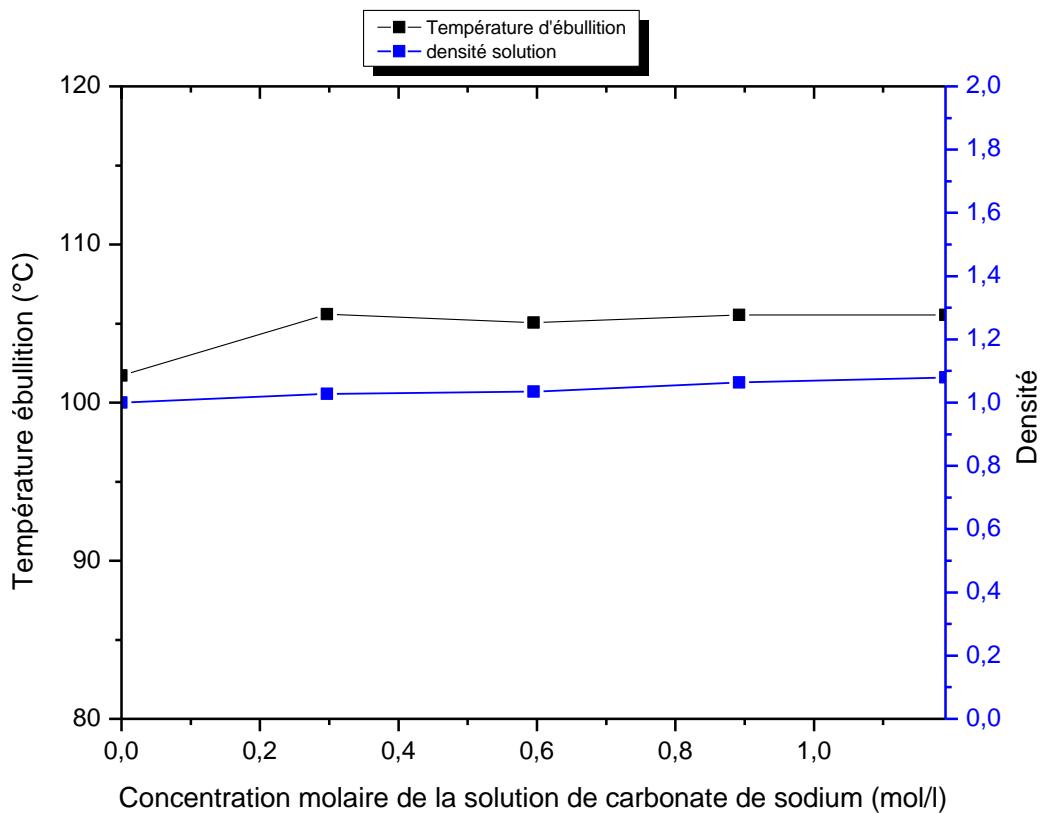


**Figure 12:** Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de carbonate de sodium.

❖ Densité

**Tableau VIII:** Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de carbonate de sodium.

Concentrations		Densité		Température(°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne	Ecart-type	
0,00	0,00	1,000	0,00	101,70
0,297	0,594	1,028	0,00	105,60
0,595	1,190	1,035	0,00	105,07
0,892	1,784	1,063	0,00	105,53
1,190	2,380	1,080	0,00	105,53



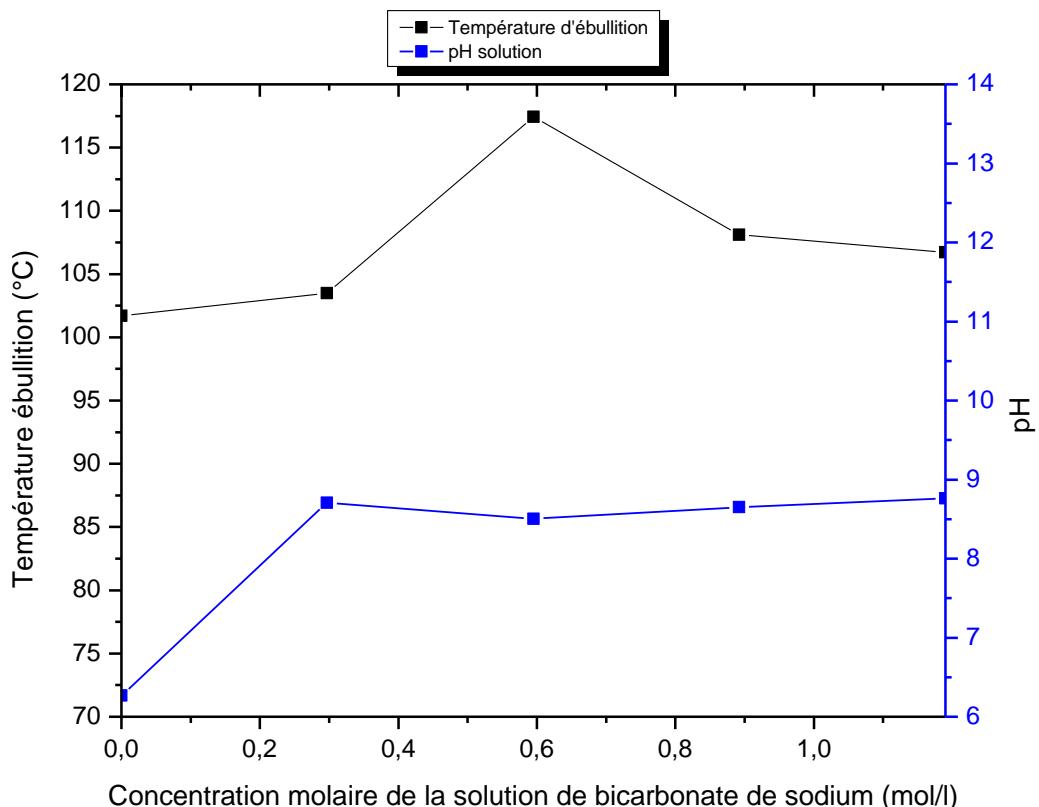
**Figure 13:** Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de carbonate de sodium.

### IV.3.Solutions de bicarbonate de sodium

❖ pH

**Tableau IX:** Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de bicarbonate de sodium.

Concentrations		pH		Températur(°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne	Ecart-type	
0,00	0,00	6,270	0,01	101,70
0,297	0,594	8,706	0,005	103,5
0,595	1,190	8,503	0,005	117,43
0,892	1,784	8,650	0,01	108,10
1,190	2,380	8,760	0,000	106,73

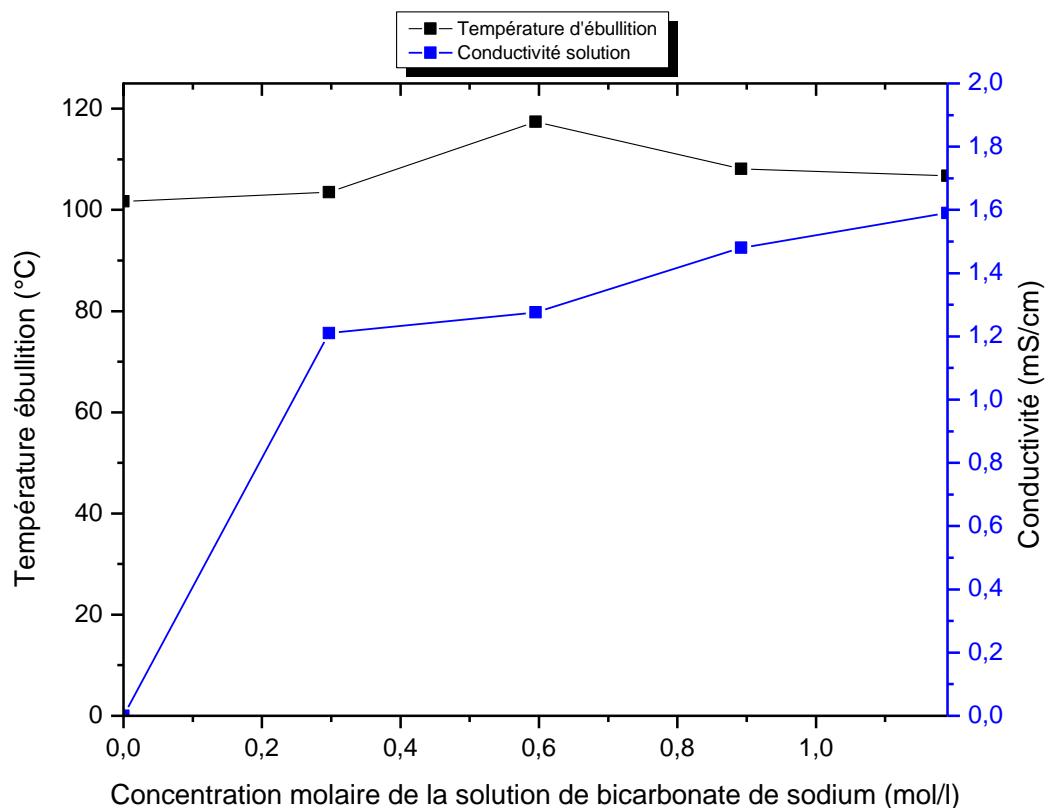


**Figure 14:** Evolution du pH et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de bicarbonate de sodium.

❖ Conductivité

**Tableau X:** Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de bicarbonate de sodium.

Concentrations		Conductivité (mS/cm)		Température (°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne	Ecart-type	
0,00	0,00	0,000	0,00	101,70
0,297	0,594	1,210	0,00	103,50
0,595	1,190	1,276	0,01	117,43
0,892	1,784	1,480	0,00	108,10
1,190	2,380	1,590	0,00	106,73

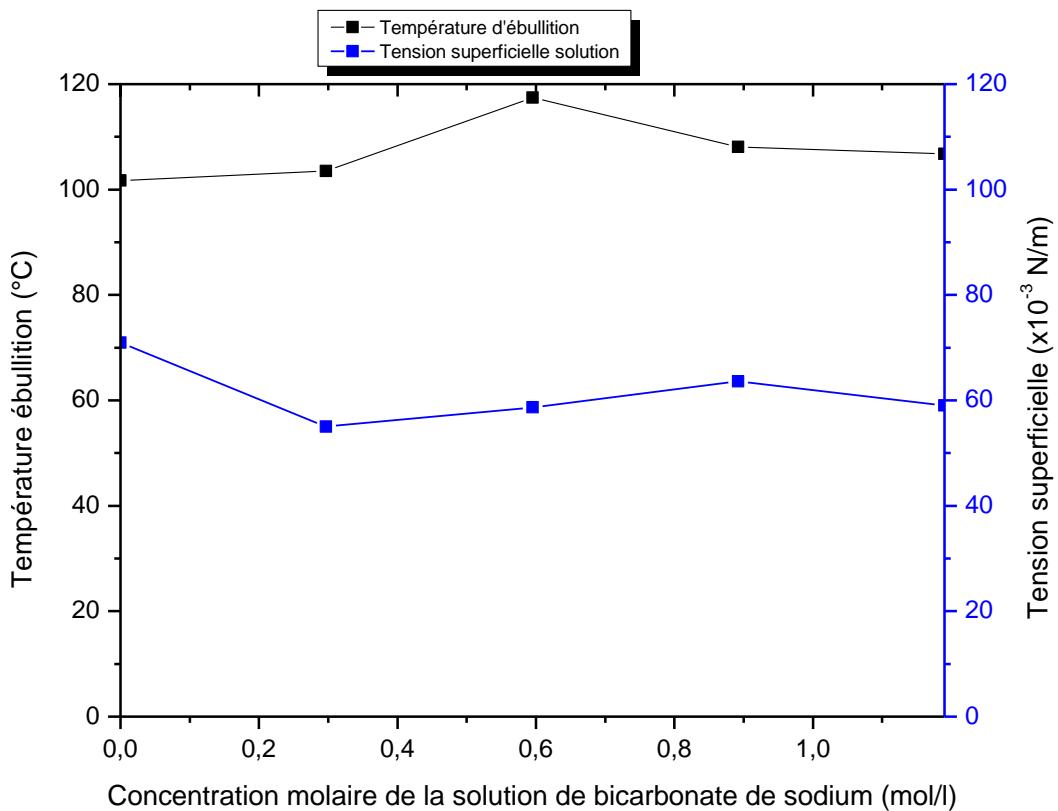


**Figure 15:** Evolution de la conductivité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de bicarbonate de sodium.

❖ Tension superficielle

**Tableau XI:** Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de bicarbonate de sodium.

Concentrations		Tension superficielle (N/m)		Température (°C)
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne ( $\times 10^{-3}$ )	Ecart-type	
0,00	0,00	70,96	0,000	101,70
0,297	0,594	55,017	0,71	103,50
0,595	1,190	58,696	0,37	117,43
0,892	1,784	63,601	0,14	108,10
1,190	2,380	59,01	0,00	106,73

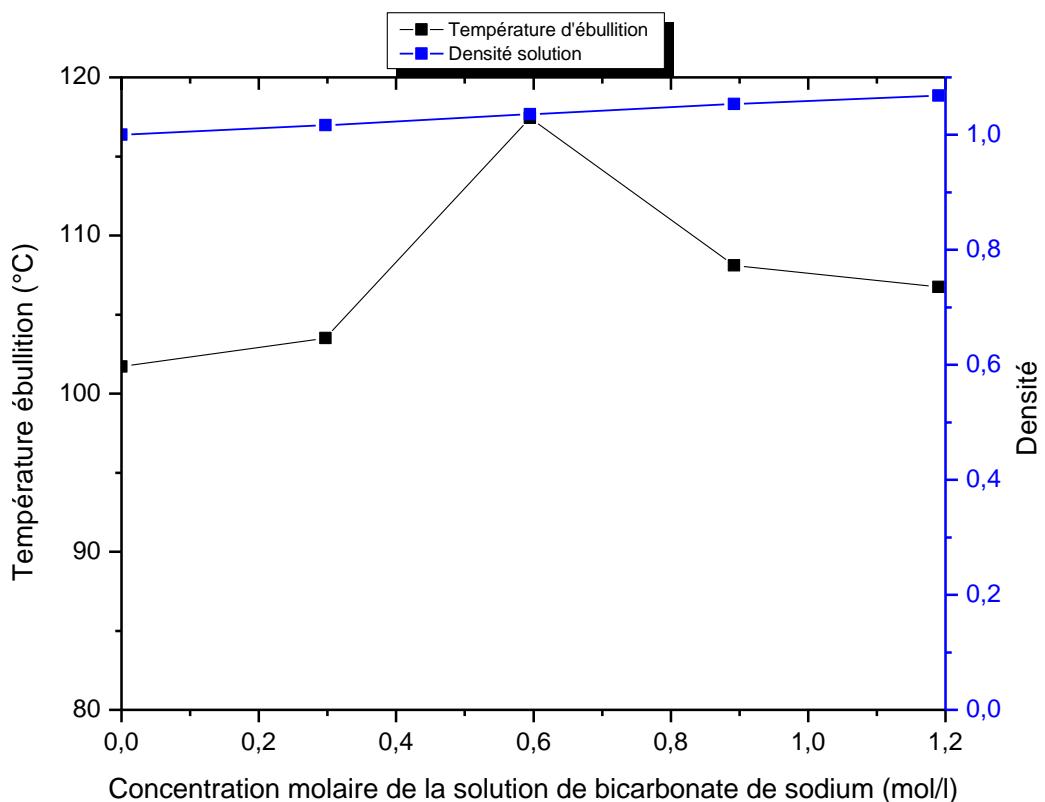


**Figure 16:** Evolution de la tension superficielle et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de bicarbonate de sodium.

❖ Densité

**Tableau XII:** Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaire et équivalente de bicarbonate de sodium.

Concentrations		Densité		Température
Concentration molaire (mol/l)	Concentration équivalente (Eq/l)	Moyenne	Ecart-type	(°C)
0,00	0,00	1,000	0,00	101,70
0,297	0,594	1,0169	0,00	103,50
0,595	1,190	1,0359	0,00	117,43
0,892	1,784	1,0534	0,00	108,10
1,190	2,380	1,0685	0,00	106,73



**Figure 17:** Evolution de la densité et de la température d'ébullition en fonction de la concentration molaire de bicarbonate de sodium.

## **V. Discussion**

L'objectif de notre travail est d'évaluer quatre les paramètres physico-chimiques de solutions aqueuses de saccharose, de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium en fonction des concentrations molaire et équivalente et en fonction de la température d'ébullition.

Pour ce faire, nous avons préparé ces trois solutions qui nous ont permis d'étudier les paramètres physico-chimiques suivants : le pH, la conductivité, la tension superficielle et la densité.

Pour discuter les résultats, nous allons parler d'abord de l'évolution des paramètres physico-chimiques en fonction des concentrations molaire et équivalente, ensuite de la température d'ébullition en fonction des mêmes concentrations, enfin de l'évolution des paramètres physico-chimiques en fonction de la température d'ébullition.

### **V.1. L'évolution des paramètres physico-chimiques en fonction des concentrations molaires et équivalentes**

#### **❖ Le pH**

Les résultats indiqués sur les figures 6,10 et 14 ont montré que le pH a varié dans le même ordre de grandeur malgré l'augmentation des concentrations molaires des solutions de saccharose, de carbonate et de bicarbonate de sodium. Ce résultat est en phase avec la littérature qui stipule que les sucres et les deux sels ne libèrent ni d'ions  $H^+$  ni d'ions  $OH^-$  en milieu aqueux. De ce fait, quelque soit la concentration molaire des solutions de glucose, de sulfate de sodium et de citrate sodium, le pH ne va pas varier [35, 36].

#### **❖ La conductivité**

Les résultats mentionnés sur la figure 7 ont montré que la conductivité de la solution de saccharose est nulle bien que la concentration molaire de celle-ci augmente. Ce résultat est en phase avec la littérature parce que les sucres ne

libèrent pas d'ions en milieu aqueux. Dans ce cas, quelque soit la concentration de la solution de glucose, la conductivité resterait toujours nulle [37].

Cependant, pour les solutions de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium, les résultats mentionnés sur les figures 11 et 15 ont montré que celle-ci augmente lorsque les concentrations molaire et équivalente augmentent. Ces résultats sont conformes à la littérature qui stipule que les deux sels libèrent des ions en milieu aqueux. En effet, la concentration des ions est proportionnelle aux concentrations molaire et équivalente d'une solution. C'est ce qui traduirait l'augmentation de la conductivité quand les concentrations molaire et équivalente augmentent [37].

#### ❖ La tension superficielle

Pour les solutions de saccharose, de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium, les figures 8,12 et 16 ont montré que la tension superficielle a diminué légèrement. Ce résultat traduit que les forces de cohésion entre les molécules des différents solutés et celles de l'eau sont plus faibles que celles entre les molécules de l'eau elles mêmes [38].

#### ❖ La densité

Les résultats de la densité des solutions de saccharose, de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium, indiqués sur les figures 9,13 et 17 ont montré que la densité augmente avec la concentration molaire de la solution. Ces résultats sont conformes à la littérature car la densité est proportionnelle à la concentration molaire [10].

### **V.2. L'évolution de la température d'ébullition en fonction des concentrations molaires et équivalentes**

Pour la température d'ébullition, les résultats mentionnés sur les figures 6 à 17 ont montré que la température d'ébullition augmente avec les concentrations molaires et équivalentes des différentes solutions étudiées. Ces résultats sont en phase avec l'énoncé de la loi de Raoult qui stipule que la température d'ébullition est proportionnelle à la fraction molaire du soluté [8].

### V.3. L'évolution des paramètres physico-chimiques en fonction de la température d'ébullition

#### ❖ Le pH

Ici, les résultats indiqués sur les figures 10 et 14 ont montré que le pH des solutions de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium a diminué lorsque la température d'ébullition augmente.

Ces résultats sont conformes à la littérature car lorsqu'on chauffe une solution aqueuse acide ou basique, d'un composé organique, la solution devient alors plus concentrée en acide ou en base. Par conséquent, plus la température augmente, plus le pH diminue ou augmente selon le caractère acide ou basique de la solution. Par contre, pour les solutions aqueuses acides des composés inorganiques, le pH ne varie pas avec l'élévation de la température [14-17].

En revanche, les résultats indiqués sur la figure 6 ont montré que le pH de la solution de saccharose a augmenté même si la température d'ébullition augmente. Ce résultat n'est pas conforme à la littérature.

#### ❖ La conductivité

S'agissant de la conductivité de la solution de saccharose, les résultats de la figure 7 ont montré que la conductivité est nulle même si la température d'ébullition augmente. Ce résultat est conforme à la littérature parce que le glucose ne libère pas d'ions en milieu aqueux.

Tandis que, pour les solutions des sels, les résultats des figures 11 et 15 ont montré que la conductivité a augmenté avec la température d'ébullition. Ce résultat est aussi en phase avec la littérature parce que les sels libèrent en milieu aqueux des ions qui seraient responsables de cette conductivité. Ainsi, si des solutions sont soumises à une élévation de la température, il y aura une diminution de la viscosité de la solution. Ceci va provoquer l'augmentation de la mobilité des ions entraînant une augmentation de la conductivité [18].

### ❖ La tension superficielle

Concernant les solutions de saccharose et de carbonate de sodium et de bicarbonate, les figures 8,12 et 16 ont montré que la tension superficielle diminue quand la température d'ébullition augmente.

Ce résultat est comparable à la littérature qui stipule que si la température d'un liquide croît, l'agitation thermique des particules augmente et ces dernières auront une plus grande facilité à quitter la surface pour se déplacer vers l'intérieur. Comme cette force qui attire les particules vers l'intérieur est la tension superficielle, donc elle décroît quand la température augmente [20].

### ❖ La densité

Pour les solutions de saccharose, de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium, les résultats indiqués sur les figures 9,13 et 17 ont montré que la densité augmente avec la température d'ébullition.

Ce résultat n'est pas conforme à la littérature car lorsque les liquides sont soumis à une élévation de la température, les particules effectuent un mouvement brownien (mouvement de translation et/ou de rotation), favorisant ainsi une augmentation de volume des liquides avec une absence de variation proportionnelle de la masse. C'est ce qui se traduit par une densité du liquide qui diminue quand la température augmente [21].

## **CONCLUSION**

L'objectif de notre travail est d'évaluer quatre paramètres physico-chimiques de solutions aqueuses de saccharose, de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium en fonction des concentrations molaire et équivalente et en fonction de la température d'ébullition.

Pour ce faire, nous avons préparé trois solutions qui nous ont permis d'étudier les paramètres physico-chimiques suivants : le pH, la conductivité, la tension superficielle et la densité.

L'étude de ces paramètres a été faite à la température ambiante (27°C). Quant à la température d'ébullition, son étude a été réalisée en faisant bouillir les différentes solutions et nous avons noté la température qui correspondait à l'ébullition de la solution à l'aide d'un thermomètre.

Ainsi, pour le pH, les résultats obtenus à travers les différentes solutions ont montré qu'il varie dans le même ordre de grandeur malgré l'augmentation de leurs concentrations molaires. Ce résultat est en phase avec la littérature qui stipule que le saccharose, le carbonate de sodium et le bicarbonate de sodium ne libèrent ni d'ions  $H^+$  ni d'ions  $OH^-$  en milieu aqueux.

S'agissant de la conductivité, les résultats ont montré qu'elle est nulle pour la solution de saccharose bien que la concentration molaire de saccharose dans la solution augmente. Ce résultat est en phase avec la littérature car le saccharose ne libère pas d'ions en milieu aqueux.

Cependant, pour les solutions de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium, les résultats ont montré que la conductivité augmente lorsque les concentrations molaire et équivalente augmentent. Ces résultats sont également conformes à la littérature qui stipule que les deux sels libèrent des ions en milieux aqueux.

Pour ce qui est de la tension superficielle, les résultats des solutions de saccharose, de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium ont montré

qu'elle a diminué légèrement quand la concentration molaire de ces produits augmente.

Concernant la densité, les résultats des solutions de saccharose, de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium, ont montré qu'elle augmente avec leurs concentrations molaires dans la solution. Ces résultats sont conformes à la littérature parce que la densité est proportionnelle à la concentration molaire.

Pour la température d'ébullition, les résultats ont montré qu'elle augmente avec les concentrations molaire et équivalente des différentes solutions étudiées. Ces résultats sont en phase avec l'énoncé de la loi de Raoult qui stipule que la température d'ébullition est proportionnelle à la fraction molaire du soluté.

Par ailleurs, si nous nous référons à l'évolution des différents paramètres physico-chimiques en fonction de la température d'ébullition, les résultats ont montré que le pH des solutions de carbonate et de bicarbonate a diminué lorsque la température d'ébullition augmente. Ces résultats sont conformes à la littérature parce que le pH des solutions aqueuses acide ou basique, d'un composé organique diminue ou augmente selon le caractère acide ou basique de la solution avec une élévation de la température. Par contre, le pH des solutions aqueuses acides des composés inorganiques ne varie pas.

Les résultats ont montré que le pH de la solution de saccharose a augmenté quand la température d'ébullition augmente.

Par rapport à la conductivité, les résultats ont montré que la conductivité de la solution de saccharose est nulle alors que la température d'ébullition a augmenté.

Par contre, pour les deux sels, la conductivité a augmenté avec la température d'ébullition. Ce résultat est aussi en phase avec la littérature parce que la température augmente la mobilité des ions libérés par les deux sels en milieu aqueux.

Concernant la tension superficielle, les résultats des solutions de saccharose, de carbonate et de bicarbonate de sodium ont montré qu'elle diminue quand la température d'ébullition augmente. Ces résultats sont comparables à la littérature qui stipule que l'élévation de la température diminue la tension superficielle d'un liquide.

Pour la densité, les résultats des solutions de saccharose et des deux sels étudiés, ont montré qu'elle augmente avec la température d'ébullition.

Ce résultat n'est pas conforme à la littérature car une élévation de la température diminue la densité d'un liquide.

A la lumière des résultats collectés, nous pouvons dire que la température d'ébullition a influencé le pH, la conductivité et la tension superficielle. Cependant, elle n'a pas influé sur le pH et la conductivité de la solution de saccharose et la densité de toutes les solutions étudiées.

Ainsi, pour une étude ultérieure, nous allons nous intéresser aux comportements des paramètres physico-chimiques en fonction des concentrations osmolaires.

## **REFERENCES**

**1. [www.uel.unisciel.fr](http://www.uel.unisciel.fr)**

*Consulté le 20/06/2016.*

**2. GERSCHEL A.**

Liaisons intermoléculaires.

*InterÉditions / CNRS Editions, Paris, 1995 ; 274p, ISBN 2 7296 0374 3.*

**3. SAUVAGEOT M.H., DEMIRDJIAN S., SCHENCKEY J.**

Le médicament.

*Ed., Nathan, 1998 ; 66,159 p. ISBN 209177975X.*

**4. [http : www.cefira.com/formation/746/les-excipients-pharmaceutiques-utilisation-et-reglementation-des-excipients-dans-les-medicaments](http://www.cefira.com/formation/746/les-excipients-pharmaceutiques-utilisation-et-reglementation-des-excipients-dans-les-medicaments)**

*Consulté le 19/07/2016.*

**5. BOUDENDOUNA A.H**

Méthodologie de la formulation d'une forme orale solide à libération prolongée.

*Thèse de l'université de Toulouse, 2010.*

**6. KENZA B.F.**

La qualité microbiologique des médicaments.

*Master en Génie Pharmaceutique, 2012.*

**7. [http : www.cnrtl.fr/definition/ebullition](http://www.cnrtl.fr/definition/ebullition).**

*Consulté le 15/11/2015.*

**8.**

[http://fr.wikipedia.org/wiki/Loi\\_de\\_l%27%C3%A9bullition%C3%A9trie](http://fr.wikipedia.org/wiki/Loi_de_l%27%C3%A9bullition%C3%A9trie).

Consulté le 25/10/2015.

**9. OTURAN ME.A., ROBERT M.**

Thermodynamique chimique.

*Presses Universitaire de Grenoble, 1997 ; 253p, ISBN 2.7061.0738.3.*

**10. ATKINS W.P. et DE PAUL J.**

Chimie physique.

*2<sup>ème</sup> éd., De Borck, Bruxelles, 2004 ; 1151p. ISBN 2-8041-4539-5.*

**11. BELAZREG S., PERDRISOT R., BOUNAUD J.Y.**

Biophysique.

*3<sup>ème</sup> édit., Ediscience, Paris, 2014 ; 435p, ISBN 978-2-10-071225-0.*

**12. Propriétés thermiques des matériaux et références métrologiques ...**

[www.metrologie-francaise.fr/fr/dossiers/proprietes-thermiques-materiaux.pdf](http://www.metrologie-francaise.fr/fr/dossiers/proprietes-thermiques-materiaux.pdf)

Consulté le 22/05/2016.

**13. DIALLO A.**

Evaluation in vitro de la compatibilité physico-chimique de quatre cocktails de perfusion : cas de deux ampoules de PALUJECT® dans un sérum glucosé avec/ou sans VOGALENE®.

*Thèse pharma., Dakar 2016 ; N°30.*

**14. RADIOMETER ANALYTICAL**

pH : Théorie et Pratique.

[www.igz.ch/fr/produkte/themas.asp?action=download&fileid=8575.](http://www.igz.ch/fr/produkte/themas.asp?action=download&fileid=8575)

Consulté le 22/05/2016.

**15. SORENSEN S.P.L.**

Comptes Rendus des Travaux du Laboratoire de Carlsberg.

*Laboratoire de Carlsberg, Livraison, Copenhague, 1909, 1(8).*

**16. BATES R.G.**

Determination of pH.

*Wiley, New York, 1965.*

**17. CHRISTENSEN H.B., SALOMON A. AND KOKHOLM G.**

International pH Scales and Certification of pH.

*Anal. Chem., 1991 ; 63(18) : p. 885 - 89.*

**18. JUNGERS J.C., SAJUS L., DE AGUIR I., DECROOCQ D.**

L'analyse cinétique de la transformation chimique.

*TECHNIP. 7 Rue Nélaton, Paris, 1968 ; 1 (2) : 662 p. ISBN 9782710801009.*

**19. Tension superficielle.[free.fr/tension-superficielle/](http://free.fr/tension-superficielle/)**

Consulté le 06/01/2016.

**20. SUGDEN S.**

The variation of the surface tension with température and sommé related fonctions.

Consulté le 04/07/2016.

**21. MARRON S. H. ET PRUTTON C. F.**

Principles of Physical Chemistry.

*4<sup>e</sup> Édition, The MacMillan Company, New York, 1965.*

**22. [http://ww3.ac-poitiers.fr/math\\_sp/pedago/cappy/phichi.pdf](http://ww3.ac-poitiers.fr/math_sp/pedago/cappy/phichi.pdf)**

*Consulté le 17/06/2016.*

**23. <http://www.u-picardie.fr/>**

*Consulté le 17/06/2016.*

**24. DAUNE M.**

Biophysique moléculaire, Structures en mouvement.

*InterEditions, Paris, 1993 ; 538p. ISBN 2 7296 0440 5.*

**25. <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/5988>**

*Consulté le 19/07/2016.*

**26. MICHAEL E., BERGLUND M. AND COLL.**

Atomic weights of the elements.

*Joint Research Centre, Institute for Reference Materials and Measurements (IRMM), Belgum, 2007.*

**27. REISER P., BIRCH G., MATHLOUTHI M.**

Le saccharose, Propriétés et applications.

Eds. Polytechnica, Paris, 1995.

**28. [www.aldepreux.fr/app/download/5796181864/proprietes\\_saccharose-pdf.pdf](http://www.aldepreux.fr/app/download/5796181864/proprietes_saccharose-pdf.pdf)**

*Consulté le 25/02/2016.*

**29. <https://www.ncbi.nlm.nih.gov/pmc/articles/PMC3137333/>**

*Consulté le 03/06/2016.*

**30. [http://www.guenez.eric.perso.sfr.fr/carbonate\\_de\\_sodium.html](http://www.guenez.eric.perso.sfr.fr/carbonate_de_sodium.html)**

*Consulté le 03/06/2016*

**31. <http://www.amazon.fr>**

*Consulté le 22/05/2016.*

## **32.O. PATAT**

*Bcarbonate se sodium substance de base, (2016) p 2-9.*

**33. <http://www.curieuxdepharmacie.com>**

*Consulté le 22/06/2016.*

## **34. PALANGIE N.**

Bicarbonate un concentré d'astuces pour votre maison, votre santé, votre beauté

*Groupe Eyrolles, (2011) ; ISBN: 978-2-212-55144-0*

[net chimie whats]. [www.l'alchimie.net/index.php?page=44#.V5Q](http://www.l'alchimie.net/index.php?page=44#.V5Q) BG\_I7IZ

**35. KROONEN G., R.CAHAY et al**

Les acides et les bases en solution aqueuse

*Groupe transition-section de chimie-université de liège,(2000)*

**36. A.ARZATE**

*Extraction et raffinage du sucre de canne,( 2005) p 24-31*

**37. AHMED H.M.**

Etude des propriétés thermodynamique d'un surfactant

*Thèse,Université Abou-Bakr Belkaid-Tlemcen, Faculté des sciences  
Département de chimie, (2013)*

**38. IBAKIPUO J.M.**

*Etude de la tension superficielle des solutions d'électrolytes à concentration et pression constante*

Mémoire, Université Kinshasa-Graduat, (2004)

# SERMENT DE GALIEN

---

*Je jure, en présence des Maîtres de la Faculté, des Conseillers de l'Ordre des pharmaciens et de mes Condisciples.*

*D'honorer ceux qui m'ont instruite dans les préceptes de mon art et de leur témoigner ma reconnaissance en restant fidèle à leur enseignement.*

*D'exercer, dans l'intérêt de la Santé Publique, ma profession avec conscience et de respecter non seulement la législation en vigueur, mais aussi les règles de l'Honneur, de la Probité et du Désintéressement.*

*De ne jamais oublier ma responsabilité et mes devoirs envers le malade et sa dignité humaine.*

*En aucun cas, je ne consentirai à utiliser mes connaissances et mon état pour corrompre les mœurs et favoriser des actes criminels.*

*Que les hommes m'accordent leur estime si je suis fidèle à mes promesses.*

*Que je sois couverte d'opprobre et méprisée de mes confrères si j'y manque.*

## **PERMIS D'IMPRIMER**

Vu :

Le président du jury

Vu :

Le Doyen.....

Vu et Permis d'imprimer

Pour le recteur, le Président de l'assemblée d'Université Cheikh Anta Diop de Dakar et par  
délégation

Le Doyen