

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية
REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA
RECHERCHE SCIENTIFIQUE
جامعة عمار تليدجي بالأغواط
UNIVERSITE AMAR TELIDJI LAGHOUAT
كلية العلوم
FACULTE DES SCIENCES
قسم علوم المادة
DEPARTEMENT Sciences de la Matière



Mémoire de Master

Domaine : Sciences de la matière

Filière : Chimie

Option : Chimie inorganique

**Par : TIMMAOUI Abdallah
BESSAS Imane**

THEME

Détermination expérimentale des volumes molaires d'excès des systèmes binaires des composés organiques

Soutenu publiquement devant le jury composé de :

Ferhat Mahmoud

M.C.A à U. Laghouat.

Président

Bouziane Amel

M.A.A à U. Laghouat.

Examinatrice

Batana Fatima Zohra

M.A.A à U. Laghouat.

Examinatrice

Allal Farida

M.C.B à U. Laghouat.

Rapporteur

Année Universitaire : 2018- 2019



Remerciement

Nous remercions Dieu, le tout puissant pour nous avoir donné le courage et la patience pour la réalisation et l'aboutissement de ce projet.

Nous tenons à remercier notre encadreur Mme. ALLAL Farida, pour avoir accepté de nous encadrer et pour ses conseils précieux

Nous remercions aussi le responsable du laboratoire de Physico-Chimie des Matériaux (LPCM) Université Amar Téliidji Laghouat Algérie.

Nos remerciements vont à Mr Mahmoud Ferhat, d'avoir accepté de présider ce jury.

Nos remerciements s'adressent également à M^{me} Bouziane A et M^{elle} BATANA F dont leur présence dans le jury en tant qu'examinatrices, nous fait plaisir et nous honore.

Enfin, que tous ceux et toutes celles qui ont participé, de près ou de loin la réalisation de ce mémoire, trouvent l'expression de notre sincère reconnaissance. A vous qui vous intéressez à notre étude.

Dédicases

Avec l'aide de dieu, le tout puissant, ce travail est achevé. Je le dédie à toutes les personnes qui me sont chères.

A vous mes très chers parents, merci de m'avoir donné un sens à mon existence en m'offrant une éducation digne de confiance.

A mes adorable sœur Zeineb, et a tous mes frères qui j'adore et je leurs souhaite tout le bonheur de la vie.

A mes oncles et mes tantes.

A mes cousines et mes cousins.

A tous mes amis.

A toute la promotion master deux chimie inorganique 2019.

À tous les enseignants qui ont contribué à ma formation.

Et à tous ceux qui j'aime et qi m'aime.

TIMMAOUI

Dédicaces

Au nom du Dieu tout puissant

Je dédie ce travail

À mon cher grand père bouranane Mohamed

À mes très chers et précieux parents qui m'ont toujours soutenue, et à l'intérêt qu'ils ont toujours porté pour mes études, que Dieu me les protège.

À mes adorables et très chères sœurs : Sarah, Hadjer, Olia, Ibtissam et Zohra.

À mes très chers frères : Ahmed et Alaa

Et à mon cher binôme Abdallah avec laquelle j'ai partagé ce travail.

À mes très chers à mon cœur Ali et Samah

À toutes mes amies : Rihab, Warda, Amina, sirine et Nassima

À ma grande famille de Bessas

. À toutes les personnes que j'aime et qui m'aime

À tous les enseignants qui ont contribué à ma formation.

Imane

Sommaire

Introduction générale	01
Chapitre I : Synthèse bibliographique	03
I.1 Introduction	03
I.2 Grandeurs d'excès	05
I.2.1 Volumes molaires d'excès	05
I.3 Nature des forces intermoléculaires	06
I.4 Objectifs du travail de mémoire	09
Chapitre II : Partie expérimentale	10
II.1. Introduction	10
II.2. Produits et méthodes	10
II.2.1 Produits utilisés	10
II.2.2. Méthodes	11
II.2.2.1 Principe du densimètre	11
II.2.2.2. Mode opératoire	12
II.3. Résultats expérimentaux	12
II.3.1. Densités des corps purs et des mélanges binaires	12
II.3.2. Détermination des volumes molaires d'excès	14
II.3.3. Détermination de la variation des indices de réfraction	15
II.4. Discussions	16
II.4.1. Densités	16
II.4.2 Volumes molaires d'excès	22
II.4.3. Variations des indices de réfraction	25
II.4.4. Spectres FT-IR	26
Conclusion générale	31
Références bibliographiques	
Résumé	

Liste des abréviations

A : polarisabilité de la molécule.

α : Polarisabilité.

DETA : Diéthylènetriamine.

DIIPA : Diisopropylamine.

ΔU : L'énergie interne.

$\Delta \eta$: Déviations de viscosité.

ΔG^E : Energie libre de Gibbs d'excès.

$\Delta \kappa_s$: écart de compressibilité isentropique.

ϵ_0 : Permittivité du vide.

I : Potentiel d'ionisation.

IR : Infra-rouge.

MEA : Monoéthanolamine.

K : Constante de Boltzmann.

KS : Potentiel de surcharge excessif.

M : Masse molaire.

M_i : Masse molaire du constituant i.

N : Nombre de points expérimentaux.

n : Nombre de paramètres.

n_D : Indice de réfraction.

R : Distance entre les deux molécules.

r : Distance entre les deux molécules.

ρ_m : Densité du mélange.

ρ_i : Densité du constituant i.

μ_1 et μ_2 : Moments dipolaires des molécules 1 et 2.

V_m^E : Volume molaire d'excès.

x_i : Fraction molaire du constituant i .

Listes des figures

Figure	Titre	Page
Chapitre I : Synthèse bibliographique		
Figure I.1	La réaction de l'absorption de CO ₂ contenu dans les fumées par la solution de monoéthanolamine.	03
Figure I.2	Représentation de l'attraction de Keesom.	06
Figure I.3	Représentation de la force d'induction de Debye.	07
Figure I.4	Représentation de la force dispersion de London.	08
Chapitre II : Partie expérimentale.		
Figure II.1	Photo du densimètre Anton-Paar DMA 5000 utilisé pour les mesures des densités.	11
Figure II.2	Réfractomètre de type Kruss.	16
Figure II.3	Densité en fonction de les fraction molaire x_1 en amine à différentes températures des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; +2-propanol	16
Figure II.4	Densité en fonction de les fraction molaire x_1 en amine à différentes températures des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-Propanol ; + 2-Propanol.	17
Figure II.5	Densité en fonction de les fraction molaire x_1 en amine à différentes températures des systèmes binaires : Diéthanolamine + 1-propanol ; + 2-propanol.	17
Figure II.6	Variations des densités en fonction de la température des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; + 2-propanol.	18
Figure II.7	Variations des densités en fonction de la température des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-Propanol ; + 2-Propanol.	18
Figure II.8	Variations des densités en fonction de la température des systèmes binaires : Diéthanolamine + 1-Propanol ; + 2-Propanol.	18
Figure II.9	Coefficients d'expansion thermique des six systèmes étudiés en fonction de la composition en l'amine et à différentes températures des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; + Pyridine + 2-propanol.	19
Figure II.10	Coefficients d'expansion thermique des six systèmes étudiés en fonction de la composition en l'amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-propanol ; + 2-propanol.	20

Figure II.11	Coefficients d'expansion thermique des six systèmes étudiés en fonction de la composition en l'amine et à différentes températures : Diéthanolamine + 1-propanol + 2-propanol.	20
Figure II.12	Variation des coefficients d'expansion thermique d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; +2-propanol.	21
Figure II.13	Variation des coefficients d'expansion thermique d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-propanol ; +2-propanol.	21
Figure II.14	Variation des coefficients d'expansion thermique d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthanolamine + 1-propanol ; +2-propanol.	22
Figure II.15	Variation des volumes molaires d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; + 2-propanol.	22
Figure II.16	Variation des volumes molaires d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-propanol ; + 2-propanol.	23
Figure II.17	Variation des volumes molaires d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthanolamine + 1-propanol ; + 2-propanol.	23
Figure II.18	Volume molaire d'excès des six systèmes binaires à $T=303,15$ K.	24
Figure II.19	Variation des indices de réfraction en fonction de x_1 en amine de système binaire : Pyridine + 1-Propanol.	25
Figure II.20	Variation des indices de réfraction en fonction de x_1 en amine de système binaire : Diéthylamine + 1-Propanol.	25
Figure II.21	Variation des indices de réfraction en fonction de x_1 en amine de système binaire : Diéthanolamine + 2-Propanol.	26
Figure II.22	Spectrophotomètre jasco FT/IR 4200.	26
Figure II.23	Spectre IR de système binaire Pyridine (1) + 1-propanol (2).	27
Figure II.24	Spectre IR de système binaire Pyridine (1) + 2-propanol (2).	27
Figure II.25	Spectre IR du système binaire Diéthylamine (1) + 1-propanol (2).	28
Figure II.26	Spectre IR du système binaire Diéthylamine (1) + 2-propanol (2).	28

Figure II.27	Spectre IR du système binaire de Diéthanolamine (1) + 1-propanol (2).	29
Figure II.28	Spectre IR du système binaire de Diéthanolamine (1) + 2-propanol (2).	29

Liste des tableaux

Tableau	Titre	Page
Tableau II.1	Tableau récapitulatif des produits utilisés.	10
Tableau II.2	Densités des systèmes binaires étudiés en fonction de la fraction molaire x_1 en amine à différentes températures.	12

INTRODUCTION

GENERALE

Introduction générale

De nos jours, la chimie des alcools et des amines est primordiale dans de nombreuses problématiques industrielles et académiques. Elle fait l'objet de financement de plusieurs recherches dans des domaines très variés, incluant, la médecine, la biologie, l'énergie et la chimie verte [1].

Les amines et les alcanolamines sont très utilisées pour la séparation du dioxyde de carbone CO_2 et du sulfure d'hydrogène H_2S , du gaz naturel. Ces absorbants ont montré une grande capacité de captage du CO_2 des effluents post-combustion. Ils ont fait l'objet de recherches intensives dans le but d'optimiser les procédés de captage. En effet, plusieurs travaux ont été effectués par les industriels et les scientifiques afin de lutter contre les rejets de gaz dans l'atmosphère [2,3]. Néanmoins, l'utilisation de tels procédés, mettant en œuvre une amine, devient extrêmement coûteuse quant à sa régénération, qui nécessite une quantité d'énergie considérable.

Afin de palier à ce problème de régénération, des solvants mixtes sont utilisés, tels que les mélanges d'alcool et d'amine. Cependant, l'optimisation des procédés de séparation et de captage ne peut se concevoir sans une base de données expérimentales fiables et précises.

Les propriétés thermodynamiques et thermophysiques sont importantes, elles permettent une meilleure compréhension de la nature et du type d'interactions existant entre des molécules de nature différentes, d'une part et revêtent une importance considérable et cruciale quant à la conception, l'optimisation et la modélisation des processus chimiques, pharmaceutiques et pétrochimiques, d'autre part [4,5].

Pour mieux appréhender les interactions moléculaires mises en jeu dans les solutions liquides, des études expérimentales et théoriques ont été menées ces dernières décennies [6]. Ces études concernent majoritairement les constituants purs. Les mélanges {amine + alcool} sont plus rarement décrits et les mécanismes d'interaction sont eux encore, largement incompris.

Le présent travail est consacré à la détermination des volumes molaires d'excès de six systèmes binaires : {Pyridine + 1-Propanol, +2-Propanol}, {Diéthylamine + 1-Propanol, +2-Propanol} et {Diéthanolamine + 1-Propanol, +2-Propanol}, sur tout le domaine de la composition et dans un intervalle de température, allant de 293.15 à 318.15 K. Ces données sont indispensables pour la caractérisation des forces intermoléculaires présentes dans les mélanges liquides et dans le test et le développement des théories des solutions.

La structure de ce manuscrit est la suivante :

Le 1^{er} chapitre est consacré à la présentation d'une synthèse bibliographique, portant sur l'utilité des absorbants choisis et leurs mécanismes d'action.

Le 2^{ème} chapitre est consacré à la détermination expérimentale, englobant les résultats obtenus ainsi que leurs discussions, en termes d'interactions moléculaires. Les volumes molaires d'excès ont été déterminés par les mesures des densités dans tout l'intervalle de composition et à différentes températures. Les résultats obtenus sont corrélés par le polynôme de Redlich-Kister.

Les propriétés optiques et spectroscopiques en font partie.

Enfin, une conclusion générale clôturera ce travail.

CHAPITRE I :
SYNTHESE
BIBLIOGRAPHIQUE

Chapitre I : Synthèse bibliographique :

I.1 Introduction

De nos jours, le développement des procédés respectueux de l'environnement est devenu une priorité de l'industrie chimique. En effet, la réduction de l'utilisation des solvants organiques volatils, souvent toxiques et le captage de gaz responsable du réchauffement climatique sont primordiaux.

La lutte contre le réchauffement climatique résultant de l'émission de gaz à effet de serre, et en particulier CO₂, se fait par le captage de ce gaz.

La technologie de captage du dioxyde de carbone repose sur plusieurs techniques comme le captage par absorption chimique ou physique.

Les techniques de captage suscitées nécessitent l'utilisation d'absorbants, qui possèdent une grande efficacité d'absorption, une faible énergie de régénération, une faible tension de vapeur et une grande stabilité thermique.

Les absorbants sont classés en deux grandes catégories : les absorbants chimiques et les absorbants physiques.

Les amines et les alcanolamines sont classées comme des absorbants chimiques qui captent le dioxyde de carbone par réaction acido-basique, conduisant ainsi à la formation des carbamates et des hydrogénocarbonates d'ammonium. Dans le cadre du projet européen Castor, la première démonstration industrielle du captage du CO₂ en post-combustion utilise une solution de monoéthanolamine (MEA) à 30% massique (Fabrice Lecomte (2010)). [7]

Le CO₂ contenu dans les fumées est absorbé par la solution de monoéthanolamine selon la réaction suivante :

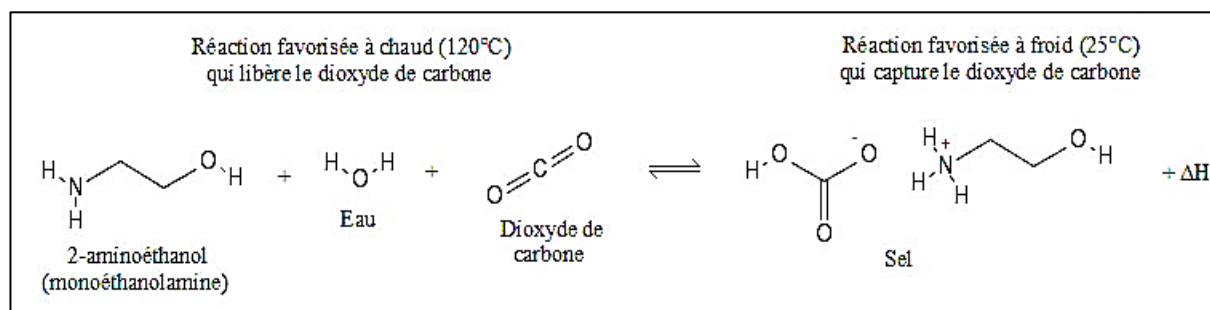


Figure I.1 : la réaction de l'absorption de CO₂ contenu dans les fumées par la solution de monoéthanolamine.

Malgré leur bonne capacité d'absorption du dioxyde de carbone, ces solutions d'amines présentent des inconvénients majeurs à savoir : leur dégradation qui diminue leur capacité d'absorption et la corrosion des équipements.

Outre leur utilisation dans la protection de l'environnement, les amines et les alcanolamines représentent une classe importante de substances organiques, elles ont fait l'objet de plusieurs études thermodynamiques et présentent :

- Un intérêt théorique dans le développement de modèles thermodynamiques.
- Un intérêt industriel du fait de leur utilisation dans les procédés chimiques de séparation, comme intermédiaires dans la synthèse organique et comme inhibiteurs de corrosion. [8].

Les alcools

Les alcools ont une large gamme d'applications bien connues, ils sont utilisés en tant que solvants, carburants, composés oxygénés dans les carburants, dans l'industrie pharmaceutique et dans de nombreux processus chimiques, pharmaceutiques et biologiques. Ils deviennent aujourd'hui l'alternative renouvelable principale capable de diminuer significativement la consommation de carburants fossiles dans le transport. Par ailleurs, la connaissance des propriétés thermodynamiques des alcools à l'état pur et en mélange est cruciale, pour les études théoriques des interactions moléculaires d'une part, et pour la conception, la modélisation et l'optimisation des procédés industriels de séparation d'autre part [9].

La chimie des alcools et des amines est au cœur de nombreuses problématiques industrielles et académiques. L'étude des interactions moléculaires mettant en jeu des groupements fonctionnels amine et alcool est un élément central permettant de comprendre et de prédire les propriétés chimiques des molécules, basées sur ces groupes.

En effet, de nombreuses études ont été menées afin de déterminer les propriétés thermodynamiques de mélanges binaires et ternaires.

Ardi Hartono et al [10] ont déterminé les propriétés volumétriques et viscosimétriques de la DETA sur tout le domaine de la composition et dans un intervalle de température allant de 293.15K à 318.15K. Les volumes molaires d'excès (V^E) obtenus, sont négatifs, dus aux fortes interactions moléculaires.

Les propriétés thermodynamiques et physicochimiques, à savoir, les volumes molaires d'excès, les coefficients d'expansion thermiques, les variations des viscosités et les enthalpies libres molaires d'excès des mélanges binaires de diéthylèneamine +1-hexanol, ou + 1-octanol et ou 1-décanol ont été déterminées par Gyan Prakash Dubey et al [5]. Les résultats obtenus ont montré

des déviations négatives par rapport à l'idéalité, qui s'expliquent par l'établissement de la liaison hydrogène.

Aussi, Gyan Prakash Dubey, Krishan Kumar et leurs collaborateurs [11], ont mesurés les densités, les viscosités et les vitesses du son des mélanges binaires de diisopropylamine (DIIPA) + 1-hexanol, + 1-octanol, + 1-décanol, dans un intervalle de température de 293.15 à 313.15 K et à la pression atmosphérique.

Les valeurs négatives des volumes molaires d'excès ont été expliquées en termes d'interactions intermoléculaires fortes.

D'autres auteurs [9] ont déterminé les propriétés volumétriques, acoustiques et spectrales des mélanges binaires de di alkyl amine aliphatique, en l'occurrence, la di-n-butyle amine et la di-isopropyle amine et de 2-alcanols à différentes températures.

Il a été constaté que la di-n-butyle amine manifeste les valeurs les moins négatives des volumes molaires d'excès, dus à des contraintes stériques et à l'effet hydrophobe.

I.2 Les grandeurs d'excès

Les grandeurs d'excès représentent une grande importance en thermodynamique, aussi bien en théorie qu'en pratique. Elles sont utilisées dans la conception des procédés de séparation et constituent un test pour le développement des théories des mélanges liquides.

Les grandeurs d'excès permettent de prévoir la nature et l'intensité des interactions moléculaires mises en jeu, et qui résultent de la combinaison des différentes contributions énergétiques.

Les grandeurs d'excès sont des propriétés extensives, permettant de décrire les écarts à l'idéalité, dont le signe et l'intensité dépendent des interactions entre les différents constituants du mélange.

Une déviation positive est due à la rupture des structures associées en des fragments ou des molécules.

Une déviation négative est due aux interactions physiques, chimiques ou géométriques. [8]

I.2.1 Les volumes molaires d'excès

Les propriétés thermodynamiques des mélanges liquides (les capacités calorifiques molaires, les coefficients d'activité à dilution infinie, les volumes molaires d'excès ...etc.), apportent des informations importantes quant aux interactions mise en jeu dans ces systèmes

liquides. Ces propriétés sont aussi importantes dans le test et le développement des théories et des modèles thermiques. Les volumes molaires d'excès sont utilisés dans la compréhension des interactions : soluté - soluté, solvant – soluté et solvant – solvant et la conception et la modélisation des procédés industriels de séparation tels que l'extraction liquide- liquide et la distillation extractive.

Dans le but d'interpréter et de corrélérer ces propriétés thermodynamiques d'excès, en l'occurrence, les volumes molaires d'excès, il est nécessaire de connaître la nature des forces intermoléculaires.

I.3 Nature des forces intermoléculaires

Les liaisons physiques résultent des forces intermoléculaires s'exerçant entre atomes ou molécules distincts, en contraste avec les liaisons chimiques qui mettent en jeu les forces intermoléculaires.

Les propriétés thermodynamiques des constituants purs et des mélanges, dépendent des forces intermoléculaires entre les molécules. On distingue :

- Les forces coulombiennes.
- Les forces d'attraction électrostatiques qui se divisent en trois catégories :
 - ✓ Les forces de polarisation de Keesom :

Ce type d'interaction se développe entre deux molécules polaires.

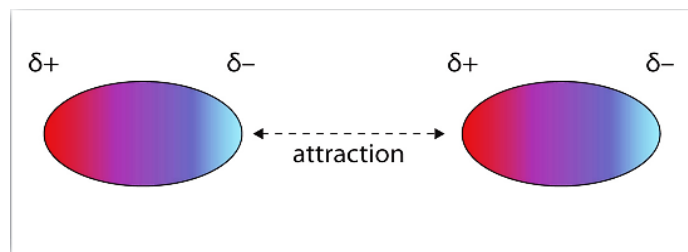


Figure I.2 : Représentation de l'attraction de Keesom.

L'énergie mise en jeu est appelée énergie de Keesom et est de la forme :

$$U(r) = -\frac{\mu_1^2 \mu_2^2}{(3\pi\epsilon_0)^2 K T r^6} \quad \text{I.1}$$

Où :

μ_1 et μ_2 sont respectivement les moments dipolaires des molécules 1 et 2.

r est la distance entre les deux molécules.

K est la constante de Boltzmann.

ϵ_0 est la permittivité dans le vide.

✓ Les forces d'induction de Debye :

Ce type d'interaction se développe entre une molécule polaire et une molécule quelconque (polaire ou apolaire).

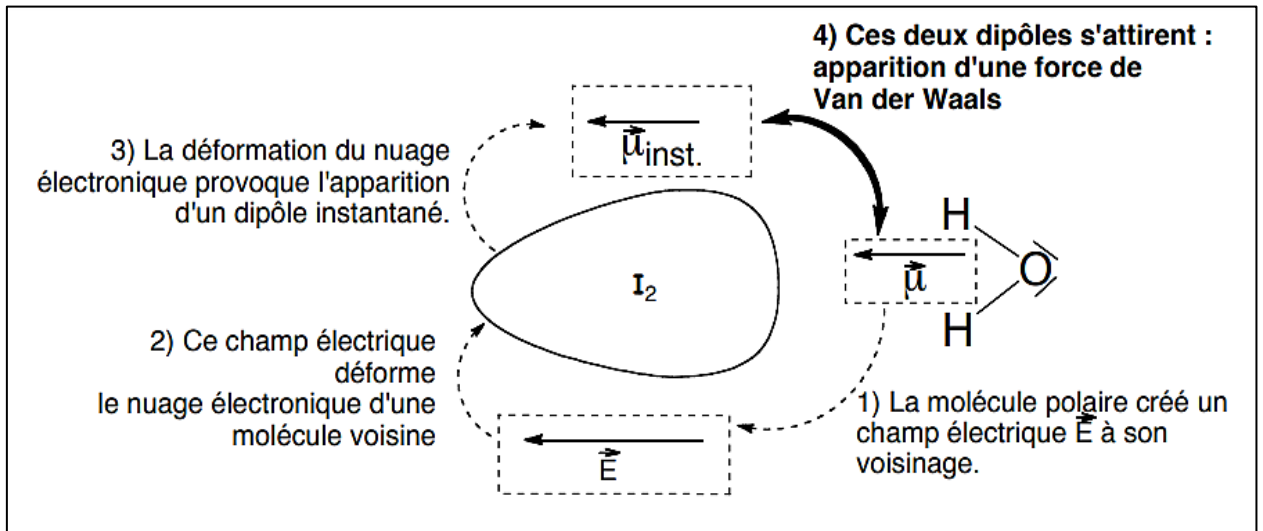


Figure I.3 : Représentation de la force d'induction de Debye.

L'énergie correspondante obtenue par intégration pour toutes les directions possibles du dipôle permanent dans l'espace est :

$$U(r) = -\frac{\mu^2 \alpha}{(4\pi\epsilon_0)^2 r^6} \quad \mathbf{I.2}$$

Où :

μ : moment dipolaire.

α : polarisabilité de la molécule.

R : distance entre les deux molécules.

ϵ_0 : permittivité dans le vide.

✓ Les forces de dispersion de London :

Ce type d'interaction se développe entre deux molécules quelconques (polaires ou apolaires).

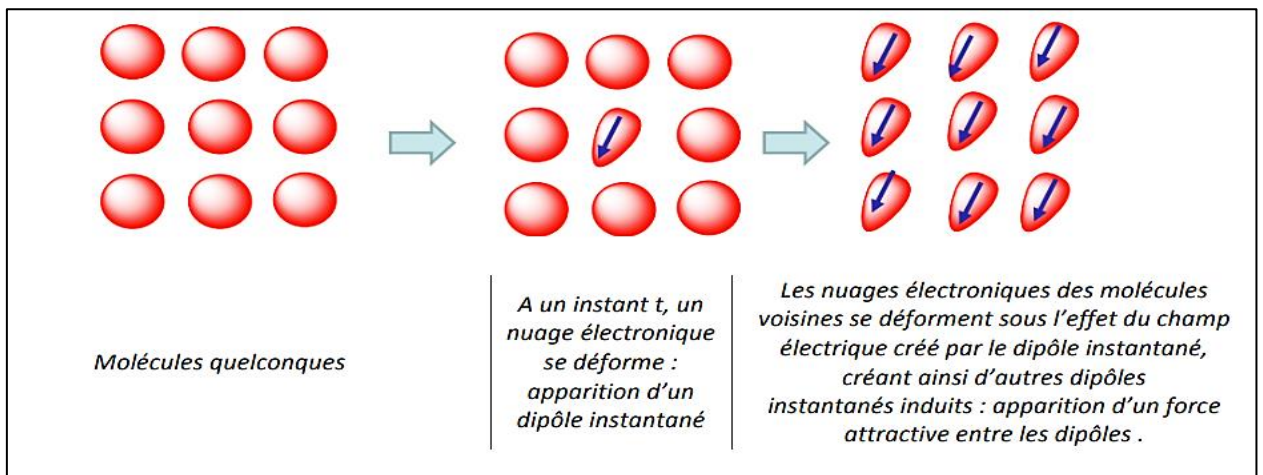


Figure I.4 : Représentation de la force dispersion de London.

L'énergie de dispersion correspondant à l'interaction électrostatique proposée par London est donnée par la formule suivante :

$$U_{12} = -\frac{3}{4} \frac{\alpha^2 I}{r^6} = -\frac{K}{r^6} \quad \text{I.3}$$

Où

α est la polarisabilité

R est la distance entre les deux centres.

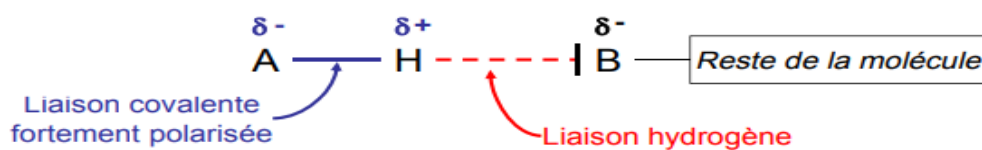
I est le potentiel d'ionisation.

Les forces de dispersion sont seules responsables de la cohésion des molécules qui ne possèdent ni charges libres ni moment électrique.

- La liaison hydrogène :

Une liaison hydrogène se forme lorsqu'un atome d'hydrogène lié à un atome A très électronégatif (A = N, O, F exclusivement), interagit avec un atome B, également très électronégatif et porteur d'un doublet libre (B=N, O, F exclusivement).

On symbolise la liaison hydrogène par des pointillés :



Cette interaction est plus favorable lorsque les trois noyaux A, H et B sont alignés (lorsque cela est possible). [12]

I.4 Objectifs du travail de mémoire

Dans ce travail, nous nous sommes intéressés à la détermination des volumes molaire d'excès des mélanges binaires des composés organique {amine + alcool} à différentes températures et à la pression atmosphériques.

Ces grandeurs permettent de connaitre la nature et le type des interactions moléculaires mises en jeu entre les différents composants des mélanges.

Les variations des indices de réfraction ont été calculées à 293.15 K, par une mesure directe des indices de réfraction des corps purs et des mélanges binaires cités ci-dessus.

Une étude spectrale a été entrepris, et ce dans le but de confirmer les résultats obtenus.

CHAPITRE II :

PARTIE EXPERIMENTALE

Chapitre II : Partie expérimentale

II.1. Introduction

L'objectif de ce travail réside dans la détermination des volumes molaires d'excès de quelques mélanges binaires de composés organiques, contenant des amines et des alcools, à partir des mesures de densités de six systèmes binaires, à des températures allant de 293.15 K jusqu'à 318.15 K avec un pas de 5 K et pour un intervalle de composition de 0 à 1.

Les systèmes ciblés sont :

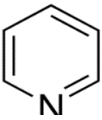
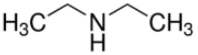
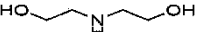
- Pyridine + 1-Propanol.
- Pyridine + 2-Propanol.
- Diéthylamine + 1-Propanol.
- Diéthylamine + 2-Propanol.
- Diéthanolamine + 1-Propanol.
- Diéthanolamine + 2-Propanol.

II.2. Produits et méthodes

II.2.1 Produits utilisés

Les produits utilisés dont la récapitulation est portée sur le tableau II.1, n'ont pas subi de purification ultérieure.

Tableau II.1 : Tableau récapitulatif des produits utilisés.

Noms (Numéro de CAS)	Structure chimique	Pureté (%)	Source	Masse Molaire (g/mol)
Pyridine -		99%	Fluka Chemica	79.10
Diéthylamine (109-89-7)		99.5%	Sigma-Aldrich	73.14
Diéthanolamine (111-42-2)		98%	Fluka Chemika	105.14

1-Propanol (71-23-8)	<chem>CCCO</chem>	99.5%	Riedel-de Haen	60.1
2-Propanol (200-661-7)	<chem>CC(O)C</chem>	99.8%	Panreac	60.1

II.2.2. Méthodes

II.2.2.1 Principe du densimètre

Le densimètre utilisé pour la mesure des densités, représenté sur la figure II.1, est de type Anton Paar DMA 5000, équipé d'un tube digital en U. Les mesures ont été effectuées dans l'intervalle de température allant de 293.15 à 318.15 K et à la pression atmosphérique. L'appareil est calibré au moyen d'eau bi distillée et de l'air au début de chaque mesure. L'erreur systématique maximale sur les mesures de la densité est de $5 \cdot 10^{-5}$, avec une reproductibilité des mesures de l'ordre de 10^{-6}g/cm^3 .

Le calibrage de la température est fait au moyen de deux thermomètres en platine Pt 100, garantissant un contrôle extrêmement précis de la température $\Delta T = 0.01 \text{ K}$.

L'échantillon est introduit dans la cellule de mesure à l'aide de la pompe intégrée ou à l'aide d'une seringue.



Figure II.1. Photo du densimètre Anton-Paar DMA 5000 utilisé pour les mesures des densités.

II.2.2.2. Mode opératoire

A l'aide d'une balance électronique de type OHAUS d'une précision de 10^{-4} g, les mélanges liquides sont préparés par pesée, d'une masse m_1 du premier constituant, à laquelle on rajoute une masse m_2 du deuxième. Les compositions ainsi préparées sont ensuite, introduites dans la cellule de mesure densimétrique. Une fois l'équilibre thermique est atteint, la valeur de la densité s'affiche.

II.3. Résultats expérimentaux

II.3.1. Densités des corps purs et des mélanges binaires

Les densités des liquides purs ont été déterminées à plusieurs températures, comprises entre 293.15 et 318.15 K. Les densités des mélanges binaires liquides ont été déterminées dans tout l'intervalle de composition et à différentes températures (293.15 à 318.15 K) avec un pas de 5K. Les résultats obtenus sont rassemblés dans le tableau II.2 et représentés sur les figures (II.3 - II.8).

L'étude de l'influence de la température sur les valeurs des densités est reportée sur les figures (II.9 - II.14).

Tableau II.2 : Densités des systèmes binaires étudiés en fonction de la fraction molaire x_1 en amine à différentes températures.

x_1	$\rho/\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$					
	293.15 K	298.15 K	303.15 K	308.15 K	313.15 K	318.15 K
Pyridine + 1-Propanol						
0.0000	0.806025	0.802933	0.799991	0.797180	0.794477	0.791865
0.1017	0.827177	0.823954	0.820893	0.817970	0.815165	0.812459
0.2019	0.848564	0.845239	0.842079	0.839658	0.836161	0.833367
0.3018	0.868992	0.865580	0.862337	0.859241	0.856296	0.853407
0.4023	0.888939	0.885486	0.882159	0.879000	0.875968	0.873048
0.5002	0.907697	0.904146	0.900783	0.897570	0.894482	0.891502
0.6011	0.923621	0.920041	0.916626	0.913372	0.910254	0.907257
0.7028	0.938561	0.934870	0.931370	0.928042	0.924869	0.921826
0.8016	0.954227	0.950472	0.946916	0.943535	0.940313	0.937229
0.8996	0.969358	0.965526	0.961902	0.958461	0.955190	0.952068
1.0000	0.984952	0.981065	0.977390	0.973903	0.970589	0.967428

Pyridine + 2-propanol

0.0000	0.786512	0.783231	0.780046	0.776939	0.773889	0.770878
0.1010	0.809742	0.806333	0.803041	0.799849	0.796735	0.793678
0.2014	0.831956	0.82847	0.825116	0.821873	0.818726	0.815656
0.3002	0.852765	0.849215	0.845801	0.84251	0.839323	0.836222
0.4004	0.87369	0.870087	0.86663	0.863304	0.860097	0.856984
0.5092	0.894549	0.890892	0.887385	0.884021	0.880802	0.877675
0.6016	0.911697	0.908004	0.904469	0.901089	0.897842	0.894713
0.7000	0.930653	0.926916	0.923351	0.919946	0.916682	0.913544
0.8069	0.949292	0.945486	0.941871	0.938433	0.935151	0.93200
0.9016	0.967122	0.963288	0.959649	0.956187	0.952887	0.949731
1.0000	0.984952	0.981065	0.977390	0.973903	0.970589	0.967428

Diéthylamine + 1-propanol

0.0000	0.806025	0.802933	0.799991	0.797180	0.794477	0.791865
0.1002	0.799230	0.796019	0.792938	0.789980	0.787127	0.784362
0.1998	0.793117	0.789743	0.786503	0.783380	0.780355	0.777410
0.2990	0.784750	0.781218	0.777809	0.774509	0.771305	0.768180
0.4010	0.778843	0.775147	0.771569	0.768100	0.764723	0.761420
0.5304	0.770474	0.766636	0.762915	0.759304	0.755779	0.752325
0.6002	0.758710	0.754715	0.750833	0.747054	0.743364	0.739747
0.6996	0.748191	0.744081	0.740086	0.736195	0.732392	0.728663
0.8013	0.727697	0.723364	0.719138	0.715009	0.710956	0.706966
0.8993	0.717892	0.713484	0.709175	0.704966	0.700837	0.696773
1.0000	0.706838	0.702330	0.697939	0.693653	0.689450	0.685310

Diéthylamine + 2-propanol

0.0000	0.786512	0.783231	0.780046	0.776939	0.773889	0.770878
0.1002	0.782386	0.778929	0.775572	0.772306	0.769095	0.765928
0.2016	0.776498	0.772882	0.769362	0.765930	0.762564	0.759244
0.2997	0.770287	0.766524	0.762862	0.759287	0.755781	0.752324
0.4008	0.764408	0.760495	0.756682	0.752959	0.749305	0.745702
0.5506	0.750039	0.745936	0.741933	0.738023	0.734189	0.730411
0.6004	0.744595	0.740434	0.736374	0.732411	0.728523	0.724691
0.6997	0.736715	0.732466	0.728324	0.724279	0.720305	0.716393
0.8013	0.727697	0.723364	0.719138	0.715009	0.710956	0.706966

0.8993	0.717892	0.713484	0.709175	0.704966	0.700837	0.696773
1.0000	0.706838	0.702330	0.697939	0.693653	0.689450	0.685310

Diéthanolamine + 1-Propanol

0.0000	0.806025	0.802933	0.799991	0.79718	0.794477	0.791865
0.1004	0.844427	0.841492	0.838717	0.836086	0.833578	0.831177
0.2011	0.879439	0.876926	0.874317	0.871853	0.869521	0.867306
0.2977	0.912857	0.910174	0.907664	0.905227	0.902866	0.900909
0.4017	0.946231	0.943759	0.941473	0.93934	0.937335	0.935399
0.5000	0.974972	0.972771	0.970784	0.968983	0.967328	0.965777
0.6002	1.005848	1.003596	1.001557	0.999713	0.998037	0.99651
0.7002	1.03071	1.02852	1.026544	1.024773	1.023188	1.021769
0.8044	1.055682	1.053626	1.051781	1.050131	1.048664	1.04737
0.9025	1.078844	1.076893	1.075173	1.073649	1.072301	1.071171
1.0000	1.099151	1.097243	1.095588	1.094155	1.092893	1.091802

Diéthanolamine + 2-propanol

0.0000	0.786512	0.783231	0.780046	0.776939	0.773889	0.770878
0.1038	0.826433	0.823354	0.820405	0.817565	0.814814	0.812132
0.2030	0.865980	0.863100	0.860370	0.857772	0.855285	0.852893
0.2966	0.901977	0.899263	0.896716	0.894317	0.892050	0.889894
0.3995	0.934715	0.932204	0.929847	0.927641	0.925574	0.923628
0.5012	0.968038	0.965657	0.963464	0.961429	0.959524	0.957713
0.5960	0.994232	0.991858	0.989676	0.987658	0.985748	0.983858
0.6900	1.025751	1.023363	1.021125	1.019015	1.017028	1.015113
0.8019	1.052964	1.051088	1.049362	1.047798	1.046377	1.045100
0.9000	1.075405	1.073530	1.071834	1.070329	1.068973	1.067769
1.0000	1.099151	1.097243	1.095588	1.094155	1.092893	1.091802

II.3.2. Détermination des volumes molaires d'excès

Le volume molaire d'excès est une propriété extensive, pouvant décrire les différentes interactions mises en jeu dans un mélange, il est défini comme étant la différence entre le volume molaire du mélange réel et le volume molaire du mélange idéal [13].

Pour tous les systèmes étudiés, les volumes molaires d'excès V^E sont calculés en utilisant l'équation II.1 :

$$V_m^E = \frac{\sum_{i=1}^n x_i M_i}{\rho_m} - \frac{\sum_{i=1}^n x_i M_i}{\rho_i} \quad \text{II.1}$$

Où ρ_m , x_i , ρ_i , et M_i sont respectivement, la densité du mélange, la fraction molaire, la densité et la masse molaire du constituant i .

Les résultats obtenus sont lissés par le polynôme de Redlich-Kister [8] :

$$V_{\text{exp}}^E = x_1 (1 - x_1) \sum_{i=0}^n A_i (2x_1 - 1)^i \quad \text{II.2}$$

Et l'écart type est défini par la relation :

$$\sigma(V^E) = \left[\sum_{i=1}^n (V^E - V_{\text{exp}}^E)^2 / (N - n)^{\frac{1}{2}} \right] \quad \text{II.3}$$

Où N est le nombre de points expérimentaux et n le nombre de paramètres A_i .

Les résultats obtenus des volumes molaires d'excès sont représentés sur les figures (II.15-II17). Une comparaison entre les valeurs de V_m^E des six systèmes étudiés à 303,15 K est schématisée sur la figure II.18.

II.3.3. Détermination de la variation des indices de réfraction

L'indice de réfraction n_D peut être utilisé pour mesurer la polarisabilité électronique d'une molécule. Il peut fournir des informations utiles sur la connaissance des interactions intermoléculaires dans les solutions liquides. De plus, les déviations de l'indice de réfraction Δn_D peuvent être physiquement interprétables comme la déviation du volume libre réduit, qui sont corrélées négativement aux valeurs de volumes molaires d'excès.

Les indices de réfraction expérimentaux, déterminés au moyen d'un réfractomètre de type Kruss, nous ont permis de calculer leur déviation par l'équation :

$$\Delta n_D = n_m - [n_{D1}x_1 + n_{D2}x_2] \quad \text{II.4}$$

Où x_1, x_2 , n_{D1} et n_{D2} sont respectivement les fractions molaires et les indices de réfraction des constituants 1 et 2 du mélange, et n_m est l'indice de réfraction du mélange binaire.



Figure II.2 : Réfractomètre de type Kruss.

Les résultats obtenus sont représentés sur les figures (II.19-II.21).

II.4. Discussions

II.4.1. Densités

Les densités obtenues pour les six systèmes binaires étudiées en fonction de la fraction molaire x_1 en amine et à différentes températures, sont représentées sur les figures (II.3-II.5).

Les variations des densités en fonction de la température et à différentes fractions molaires sont montrées sur les figures (II.6-II.8).

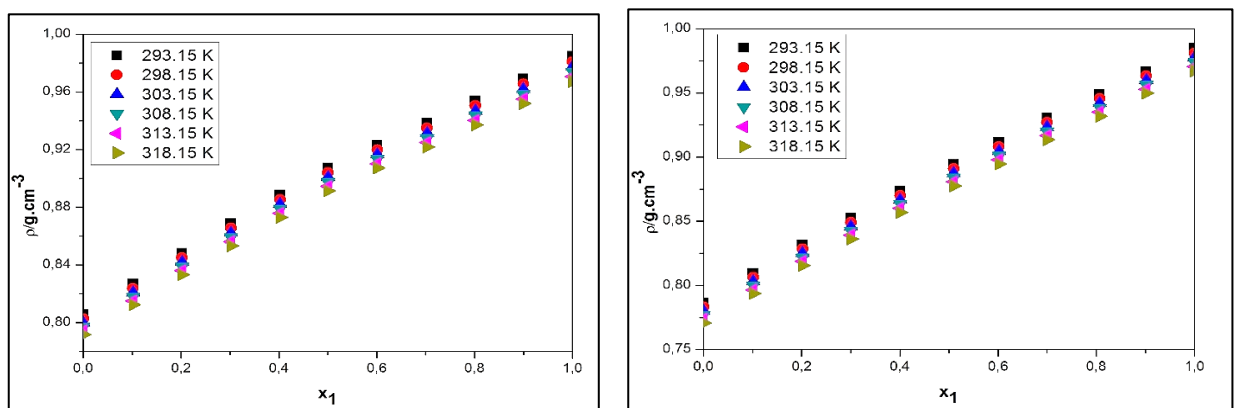


Figure II.3 : Densité en fonction de les fraction molaire x_1 en amine à différentes températures des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; +2-propanol

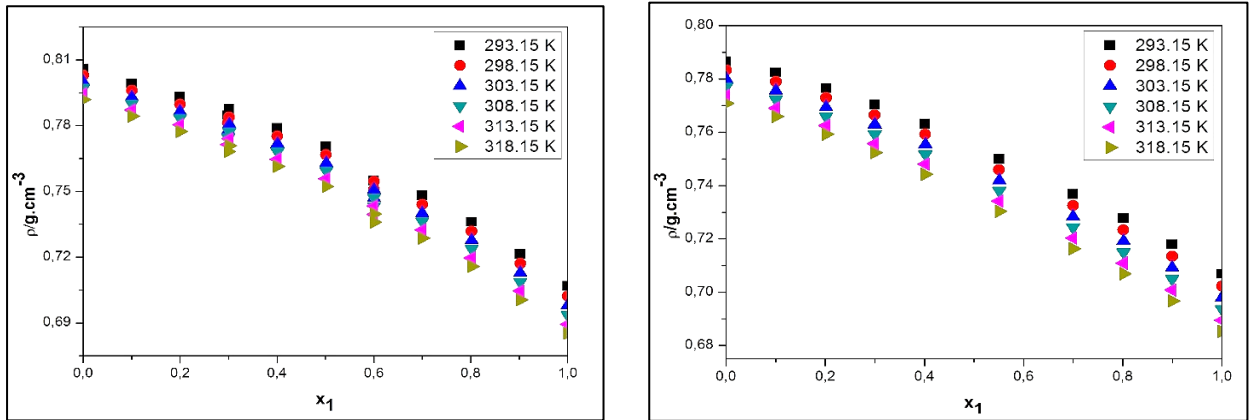


Figure II.4 : Densité en fonction de les fraction molaire x_1 en amine à différentes températures des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-Propanol ; + 2-Propanol.

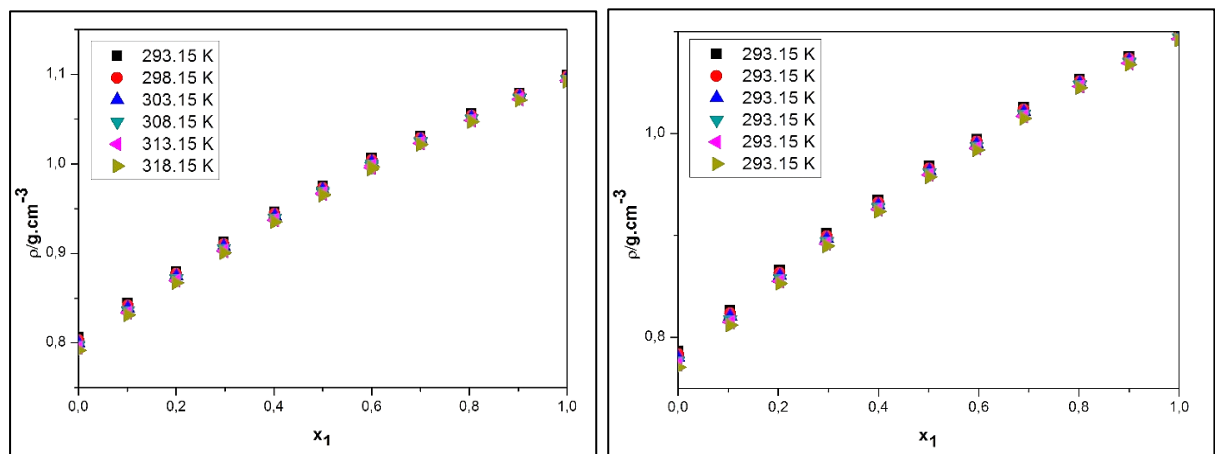


Figure II.5 : Densité en fonction de les fraction molaire x_1 en amine à différentes températures des systèmes binaires : Diéthanolamine + 1-propanol ; + 2-propanol.

D'après les figures (II.3-II.7), nous pouvons constater que les densités des systèmes binaires {Pyridine (1) + 1-propanol (2) ou + 2-propanol (2)}, {Diéthanolamine (1) + 1-propanol (2) ou + 2-propanol (2)} augmentent avec l'augmentation de la fraction molaire x_1 en amine. Quant aux deux systèmes restants, en l'occurrence, {Diéthylamine (1) + 1-propanol (1) ou + 2-propanol (2)}, un comportement inverse a été observé.

A la même fraction molaire, les densités diminuent avec l'augmentation de la température, ceci est dû à l'augmentation de l'énergie cinétique des molécules des différents mélanges.

Influence de la température

Dans le but de déterminer un autre facteur qui nous permet de comprendre l'interaction intermoléculaire mise en jeu, nous avons étudié l'influence de la Température sur les densités.

Pour cela nous avons tracé les courbes de densité en fonction de la température { figures (II.6-II.8) }

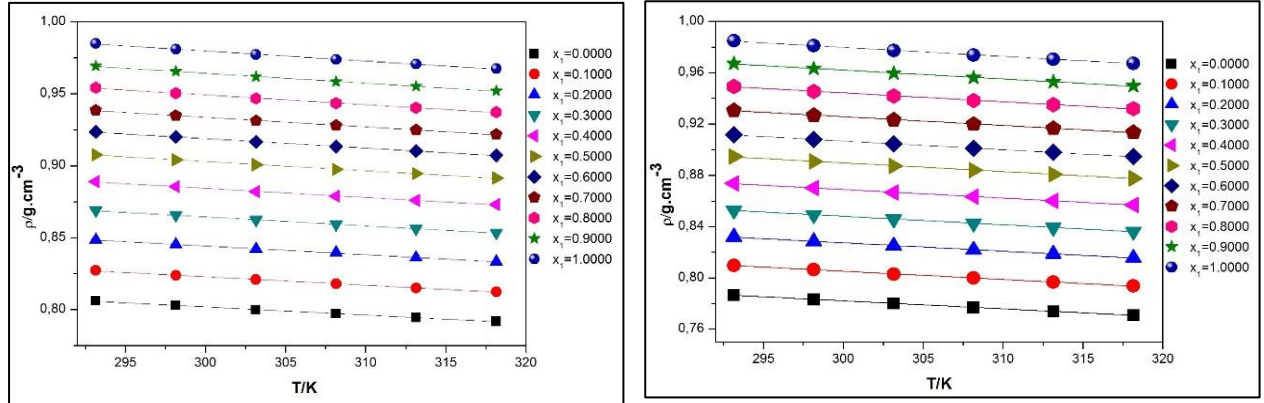


Figure II.6 : Variations des densités en fonction de la température des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; + 2-propanol.

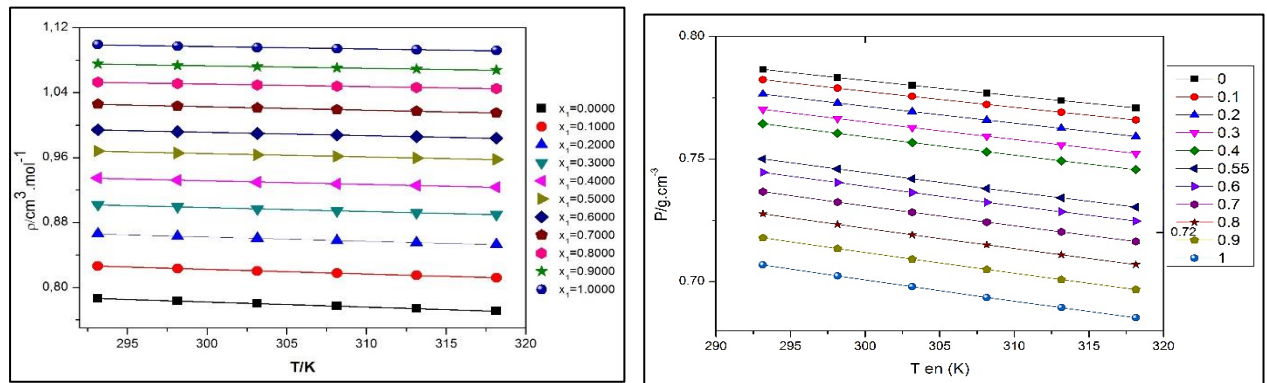


Figure II.7 : Variations des densités en fonction de la température des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-Propanol ; + 2-Propanol.

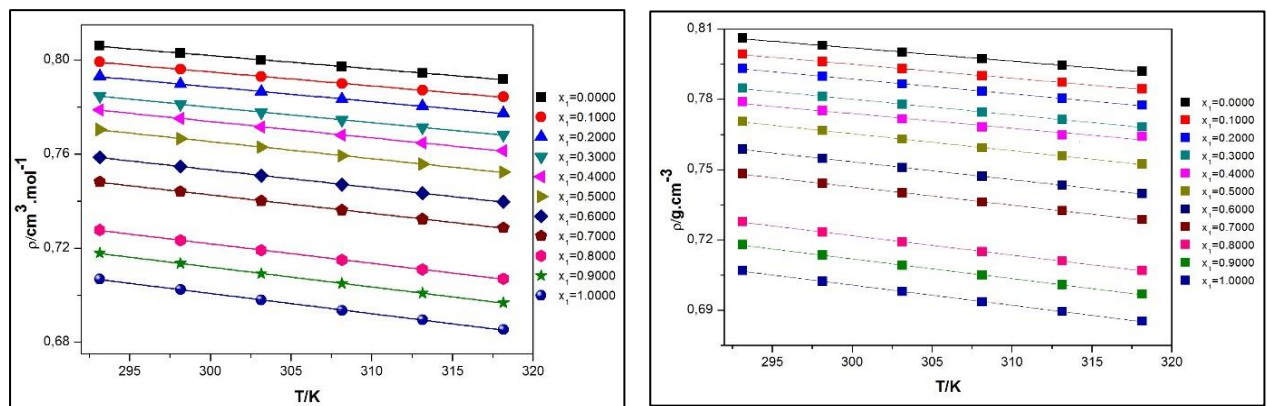


Figure II.8 : Variations des densités en fonction de la température des systèmes binaires : Diéthanolamine + 1-Propanol ; + 2-Propanol.

Les variations des densités des six systèmes binaires étudiés dans ce travail, en fonction de la température sont linéaires {figures (II.6-II.8)}. La corrélation des valeurs expérimentales par une droite de la forme :

$$\rho = A + BT \quad \text{II.5}$$

donne naissance à des coefficients de corrélation R^2 , de l'ordre de 0.99, indiquant une bonne régression linéaire.

Le tracé de la courbe $\ln\rho$ en fonction de la température permet de déterminer les coefficients d'expansion thermique, α_p , par un lissage en utilisant, un polynôme du deuxième degré. Leurs déviations, α_p^E , sont déduites par l'expression ci-dessous :

$$\alpha_p^E = \alpha_p - x_1\alpha_1 - x_2\alpha_2 \quad \text{II.6}$$

Où α_p^E , α_1 et α_2 sont respectivement, les coefficients d'expansion thermique du mélange binaires et des constituants purs 1 et 2.

Ce sont des grandeurs thermophysiques permettant d'expliquer le comportement des mélanges liquides en termes des interactions moléculaires.

Les valeurs obtenues, des coefficients d'expansion thermique sont représentées sur les figures (II.9 - II.14).

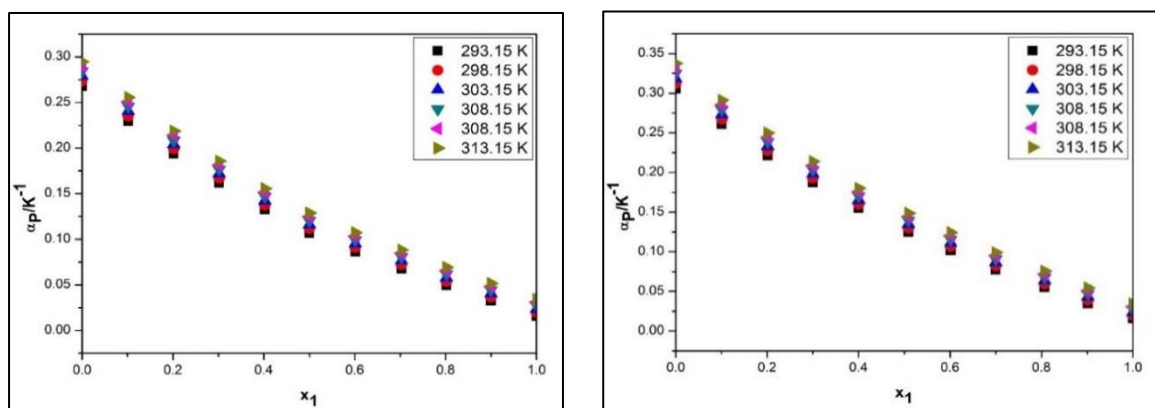


Figure II.9 : Coefficients d'expansion thermique des six systèmes étudiés en fonction de la composition en l'amine et à différentes températures des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; + Pyridine + 2-propanol.

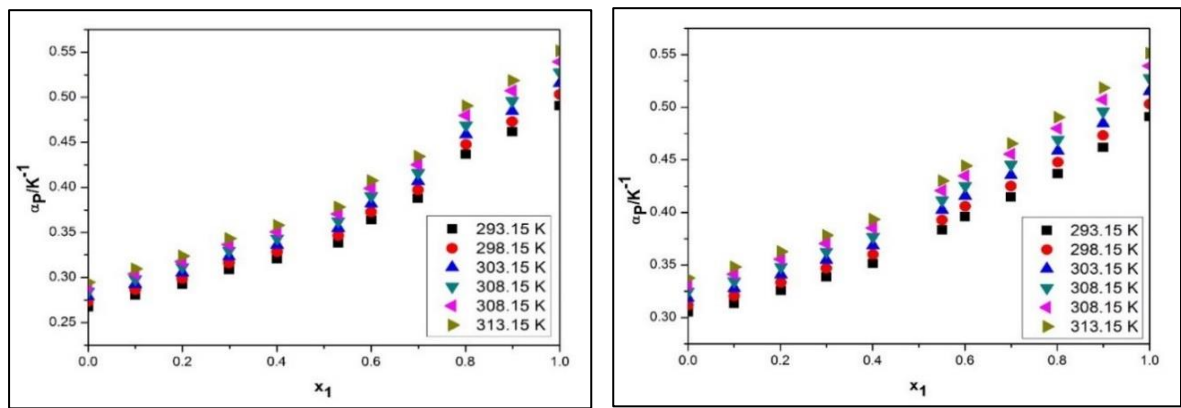


Figure II.10 : Coefficients d'expansion thermique des six systèmes étudiés en fonction de la composition en l'amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-propanol ; + 2-propanol.

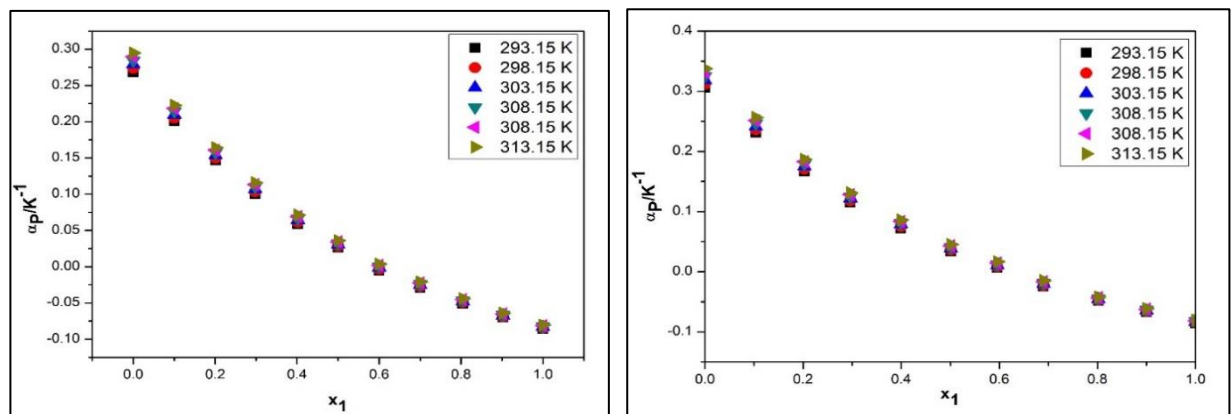


Figure II.11 : Coefficients d'expansion thermique des six systèmes étudiés en fonction de la composition en l'amine et à différentes températures : Diéthanolamine + 1-propanol + 2-propanol.

Il apparait des figures (II.9-II.10) des valeurs positives sur tout l'intervalle de la fraction molaire et à différentes températures pour les quatre systèmes contenant la pyridine ou la diéthylamine, qui s'explique par la tendance de ces mélanges à se dilater quand la température augmente.

Pour ce qui est des deux systèmes restants (figure II.11), les valeurs des coefficients thermiques sont positives dans l'intervalle de composition de 0 à 0,7. Dans les régions très riches en amine, un comportement inverse est observé : Le mélange ne se dilate pas dans les solutions fortement concentrées.

Les figures (II.12-III14) illustre la variation des coefficients d'expansion thermique d'excès en fonction de la composition et à différentes températures.

Pour chacun des systèmes étudiés, les valeurs obtenues sont négatives. Le mélange réel est moins dilaté que le mélange idéal, en raison des fortes interactions moléculaires présentes entre les molécules soluté/solvant.

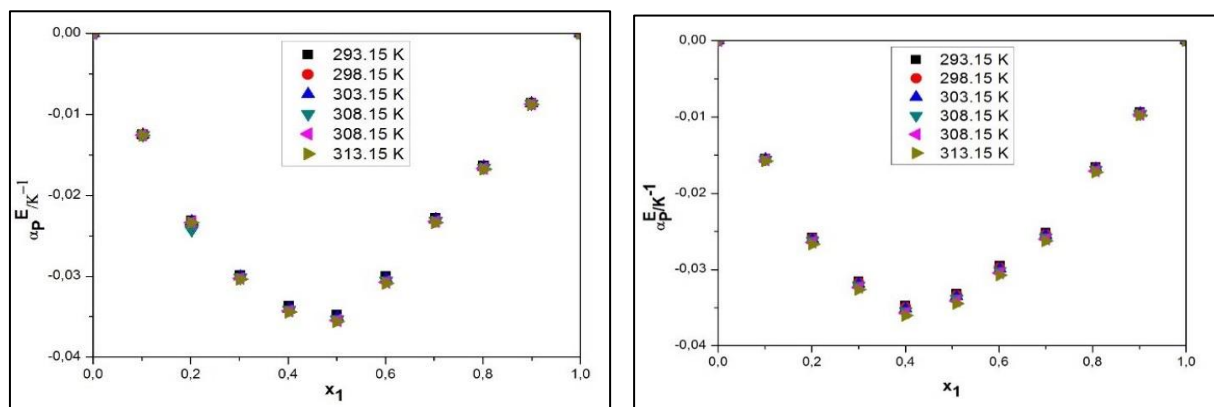


Figure II.12 : Variation des coefficients d'expansion thermique d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; +2-propanol.

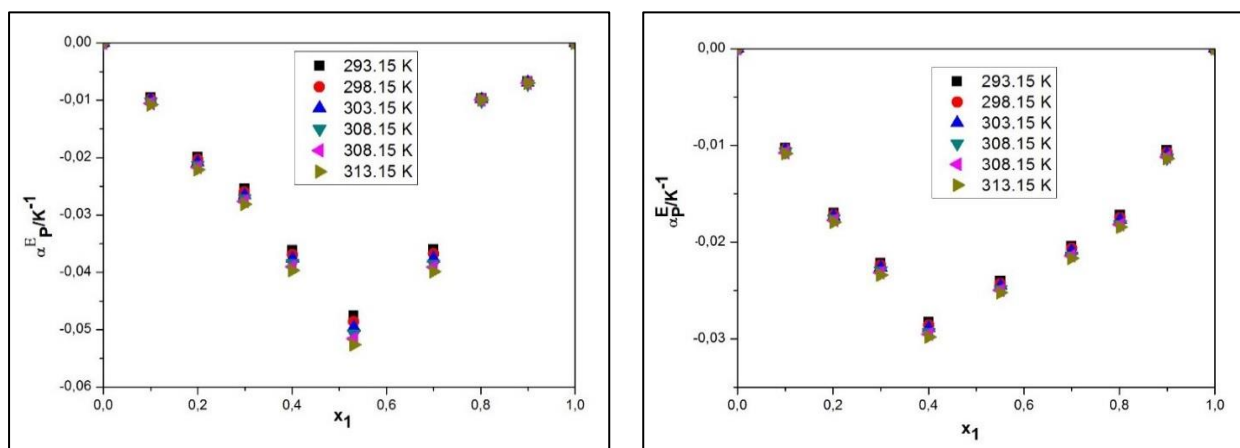


Figure II.13 : Variation des coefficients d'expansion thermique d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-propanol ; +2-propanol.

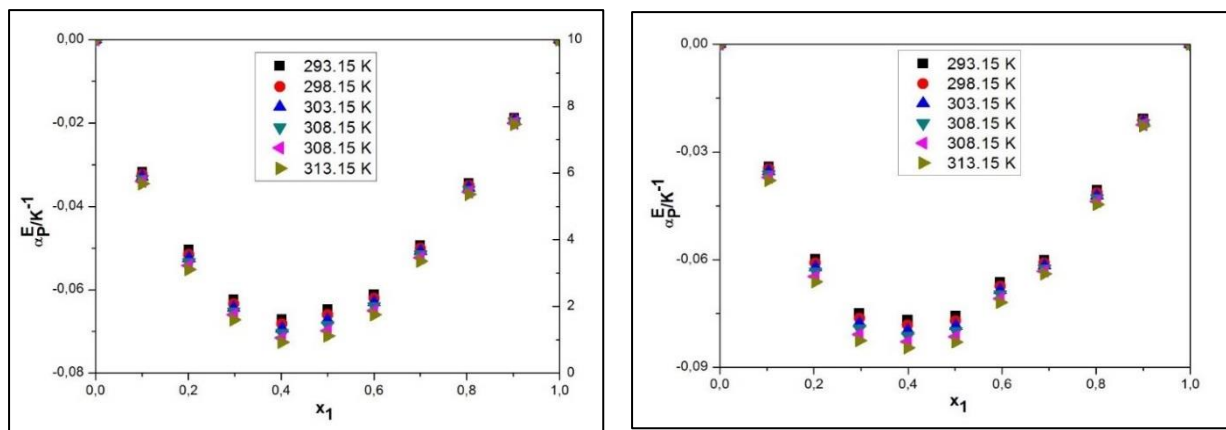


Figure II.14 : Variation des coefficients d'expansion thermique d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthanolamine + 1-propanol ; +2-propanol.

II.4.2 Volumes molaires d'excès

Les figures (II.15-II.17) représente la variation des volumes molaires d'excès des différents systèmes binaires étudiés, en fonction de la fraction molaire x_1 , de l'amine et à différentes températures.

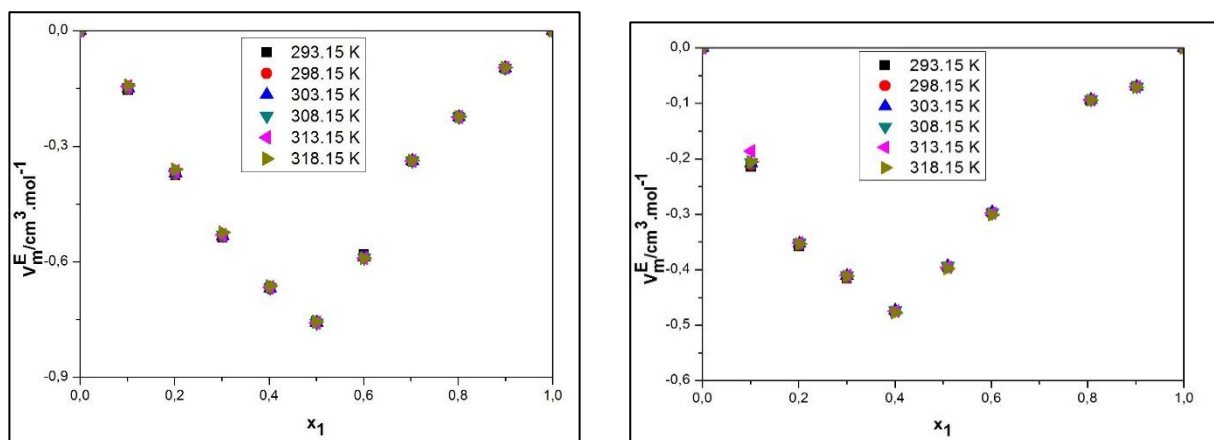


Figure II.15 : Variation des volumes molaires d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Pyridine + 1-propanol ; + 2-propanol.

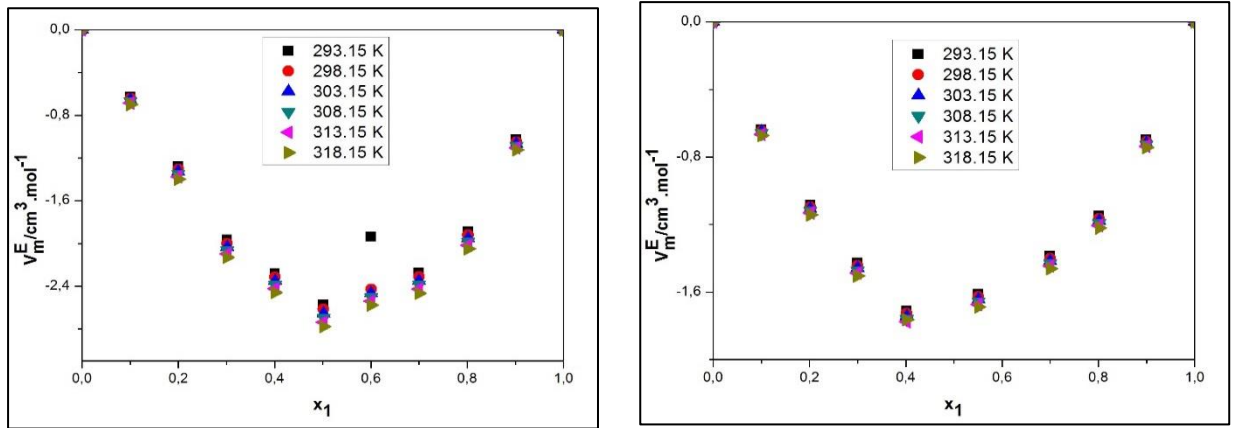


Figure II.16 : Variation des volumes molaires d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthylamine + 1-propanol ; + 2-propanol.

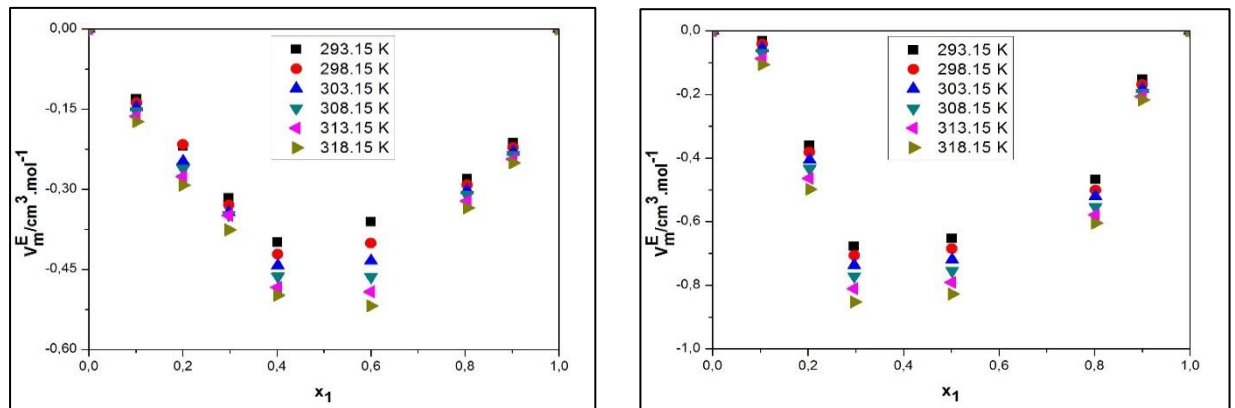


Figure II.17 : Variation des volumes molaires d'excès en fonction de x_1 en amine et à différentes températures des systèmes binaires : Diéthanolamine + 1-propanol ; + 2-propanol.

Les figures (II.15-II.17) montre des déviations négatives par rapport à l'idéalité, ceci indique une diminution du volume total du mélange, qui pourrai être attribuée aux fortes interactions spécifiques, qui résultent des interactions dipôle-dipôle (force de Keesom) entre la molécule d'amine ou d'alcanolamine et d'alcool.

En général, les facteurs qui génèrent l'effet de contraction dans un mélange sont :

- ✚ Les fortes interactions spécifiques, comme la liaison hydrogène, de nature chimique.
- ✚ Les fortes interactions physiques entre les molécules de nature différente telles que les interactions de Van der Waals.
- ✚ L'arrangement géométrique dû à la différence de taille et de forme des molécules présentes.

Les molécules d'amine et d'alcool peuvent interagir en formant de nouvelles liaisons hydrogène, entre le groupement $-NH_2$ de l'amine et OH de l'alcool, donnant naissance aux interactions dipôle-dipôle $H-N...H-O$ et $N-H...O-H$. Ces interactions entre des molécules de nature différentes de

type amine/alcool sont plus fortes que les interactions moléculaires moyennes existantes entre les molécules amine-amine et alcool-alcool, ce qui conduit à une contraction du volume du mélange. Une comparaison des volumes molaires d'excès des systèmes étudiés est portée sur la figure II.8.

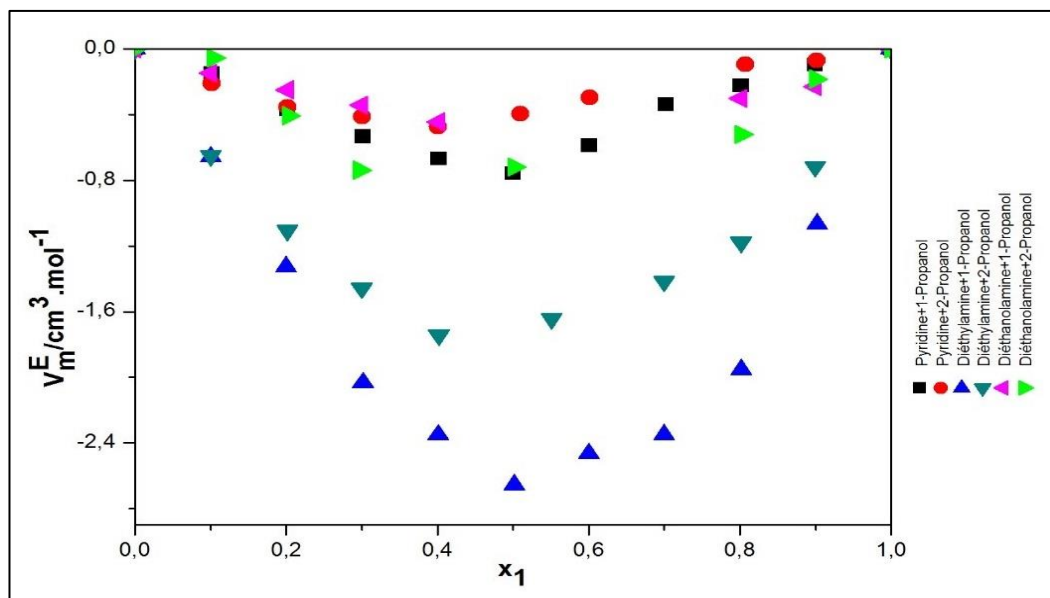


Figure II.18 : Volume molaire d'excès des six systèmes binaires à T=303,15 K.

L'examen de cette figure permet de déduire que :

- Les valeurs des volumes molaires d'excès des systèmes binaires suivent la séquence de réactivité suivante : Diéthanolamine > Pyridine > Diéthylamine. La diéthanolamine manifeste des déviations négatives par rapport à l'idéalité, moins importantes que celles des deux autres amines. Ce phénomène peut être attribué aux fortes auto-associations entre deux molécules d'alcanolamine. La présence de deux groupements hydroxyles et un groupement amine, confère à la molécule des sites divers, capable d'établir des interactions spécifiques par liaison hydrogène.
- Les systèmes contenant la diéthylamine montrent les valeurs les plus négatives des volumes molaires d'excès. En effet, aux interactions physiques et chimiques, s'ajoutent celles correspondant aux facteurs géométriques (différences de taille et de forme), sachant que les rapports des volumes molaires des corps purs à 298.15 K : $V_{amine}^0 / V_{alcool}^0$ suivent la séquence de réactivité suivante : Diéthylamine+1-Propanol > Diéthylamine+2-Propanol > Diéthanolamine+1-Propanol > Diéthanolamine+2-Propanol > Pyridine+1-Propanol > Pyridine+2-Propanol.

II.4.3. Variations des indices de réfraction

Les indices de réfraction évoluent dans le sens inverse des volumes molaires d'excès. Quand le mélange réel présente une contraction du volume, traduite par des valeurs négatives de V_m^E , les variations des indices de réfraction sont positives, puisque la vitesse du trajet optique est plus petite que dans le mélange idéal : Le volume disponible est insuffisant.

Les figures (II.19-II.21) donne la déviation des indices de réfraction de trois des six systèmes binaires étudiés.

Les allures des courbes sont toutes semblables, avec des valeurs positives, qui concordent avec les résultats des V_m^E , confirmant ainsi, les fortes interactions spécifiques existantes au sein de nos systèmes binaires.

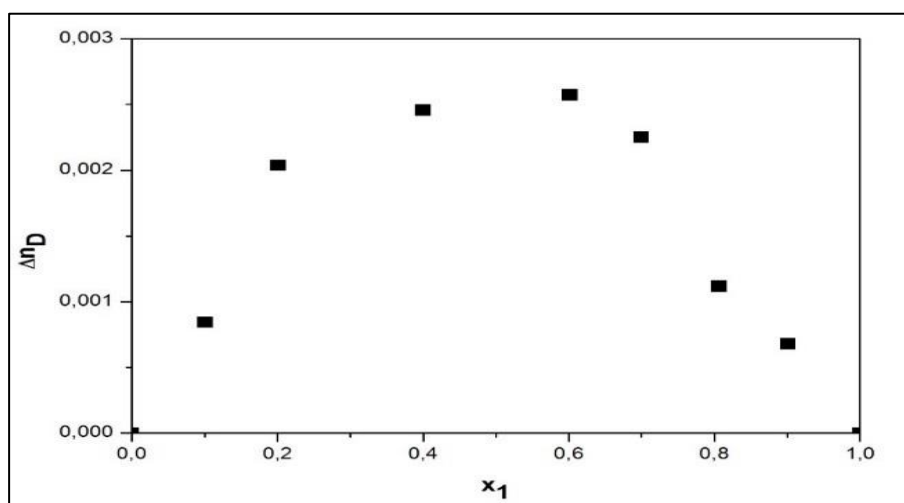


Figure II.19 : Variation des indices de réfraction en fonction de x_1 en amine de système binaire : Pyridine + 1-Propanol.

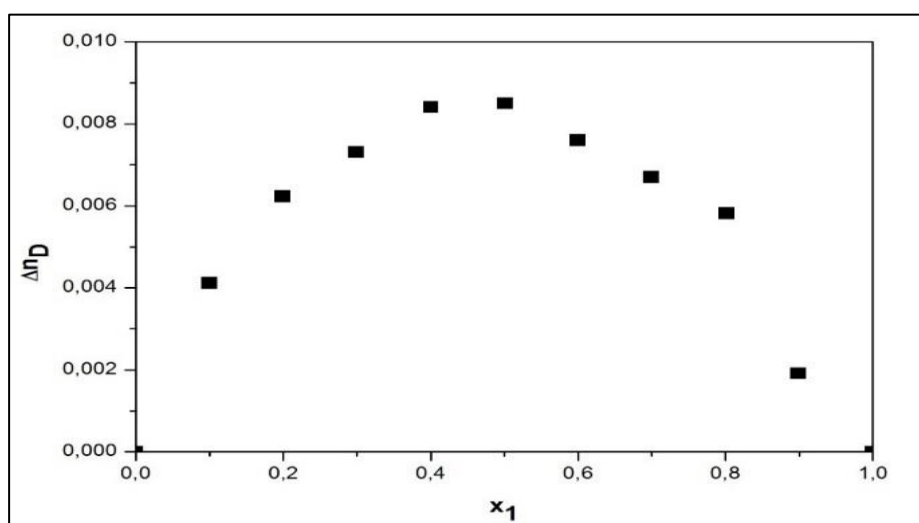


Figure II.20 : Variation des indices de réfraction en fonction de x_1 en amine de système binaire : Diéthylamine + 1-Propanol.

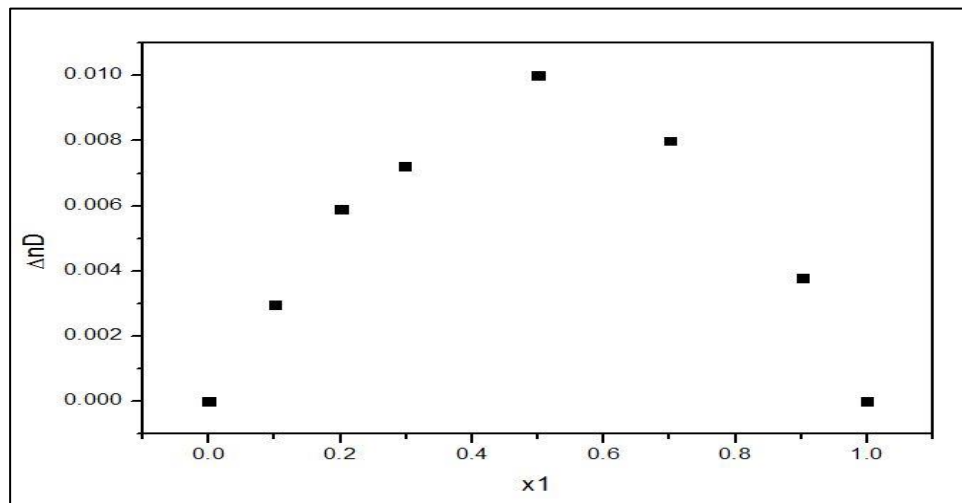


Figure II.21 : Variation des indices de réfraction en fonction de x_1 en amine de système binaire : Diéthanolamine + 2-Propanol.

II.4.4. Spectres FT-IR



Figure II.22 : spectrophotomètre jasco FT/IR-4200

La spectroscopie infrarouge est principalement, utilisée pour étudier les interactions entre les molécules, en analysant le profil du mode vibratoire, à savoir : la position, la largeur et l'intensité des bandes spectrales. La position du pic ou de la bande indique non seulement la présence d'un groupe particulier, mais donne également une bonne idée de l'environnement qui l'affecte [14].

Il est bien connu que les forces intermoléculaires dues aux interactions par liaison hydrogène, entraînent un changement remarquable de certains des modes de vibration, permettant ainsi l'étude des interactions.

La formation de la liaison hydrogène est d'une importance capitale dans de nombreux procédés industriels, elle joue un rôle central dans les processus biologiques au niveau moléculaire. Elle est responsable de la réorganisation structurale des molécules de mélanges, elle détermine également la structure et les propriétés de beaucoup de molécules et macromolécules biologiques.

La spectroscopie infrarouge joue un rôle crucial dans l'étude de la liaison hydrogène. Les spectres IR ont été enregistrés afin d'examiner les différentes interactions présentes dans les mélanges étudiés au niveau moléculaire. Les spectres ont été enregistrés entre 4000 cm^{-1} et 2000 cm^{-1} et révèlent tous la présence de bandes intenses et larges entre 3500 et 3000 cm^{-1} .

Les spectres IR de composants purs et de mélanges binaires sont indiqués pour certaines compositions dans les figures (II.23 - II.28).

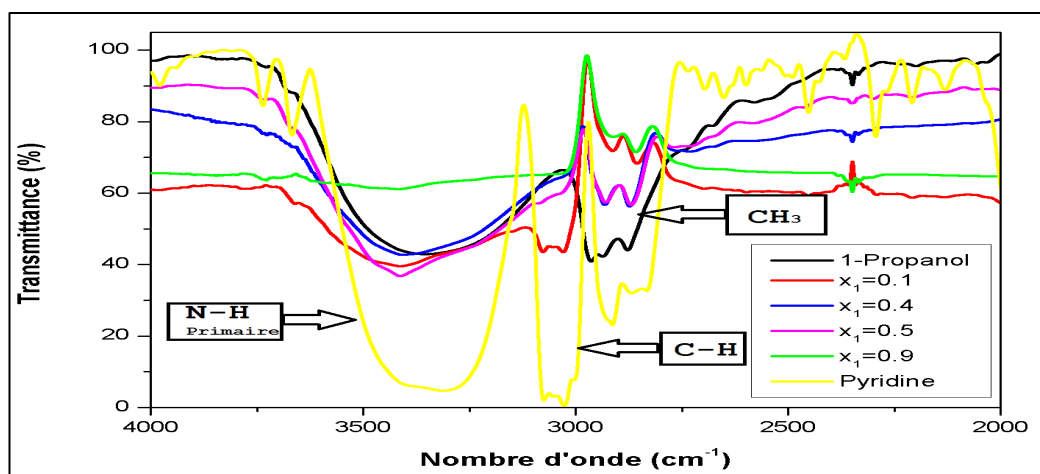


Figure.II.23 : Spectre IR de système binaire Pyridine (1) + 1-propanol (2).

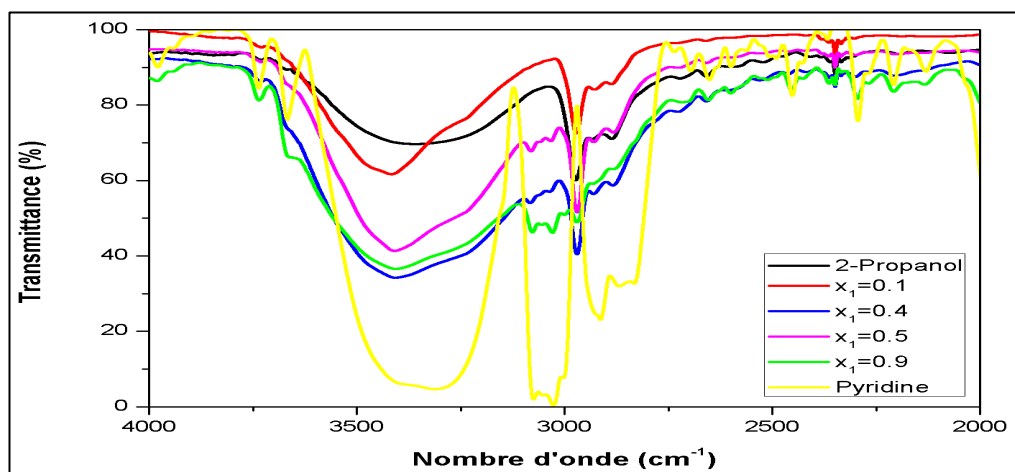


Figure.II.24 : Spectre IR de système binaire Pyridine (1) + 2-propanol (2).

✓ **Système binaire (pyridine + 1-propanol ou + 2-propanol)**

Les spectres enregistrés sur les figures II.23 et II.24, correspondent aux corps purs et aux mélanges binaires à différentes fractions molaires ($x_1 = 0.1, 0.4, 0.5$ et 0.9). Des bandes intenses et larges sont observées à des nombres d'onde compris entre 3200 et 3500 cm^{-1} , dues à la formation de la liaison hydrogène intermoléculaire entre l'azote de la pyridine et l'hydrogène du groupement hydroxyle de l'alcool. Cette liaison qui s'établit entre deux molécules différentes (unlikes) provoque la rupture de l'auto-association alcool-alcool. L'intensité de cette bande caractéristique de la liaison hydrogène intermoléculaire confirme les fortes interactions intermoléculaires, traduites par les valeurs négatives des volumes molaires d'excès, avec un minimum à $x_1 = 0.5$.

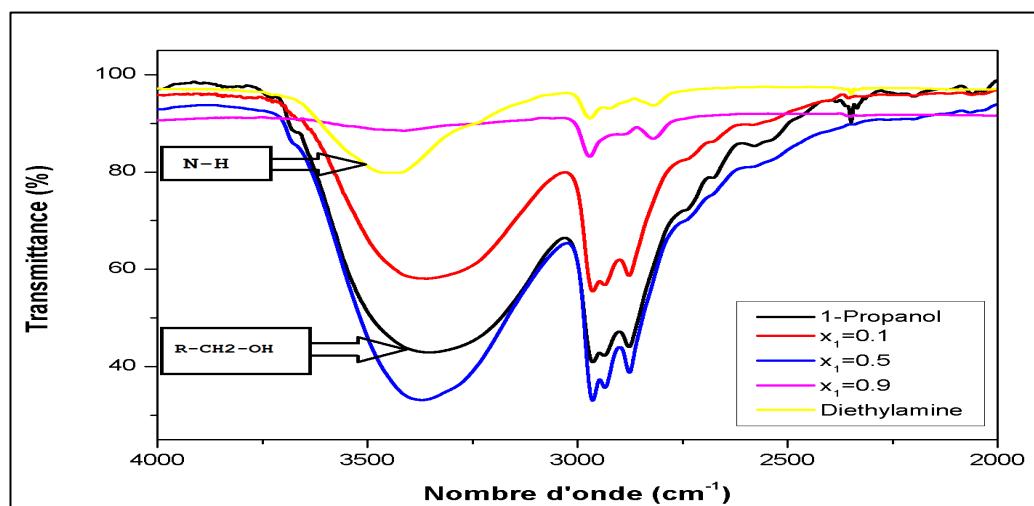


Figure.II.25 : Spectre IR du système binaire Diéthylamine (1) + 1-propanol (2).

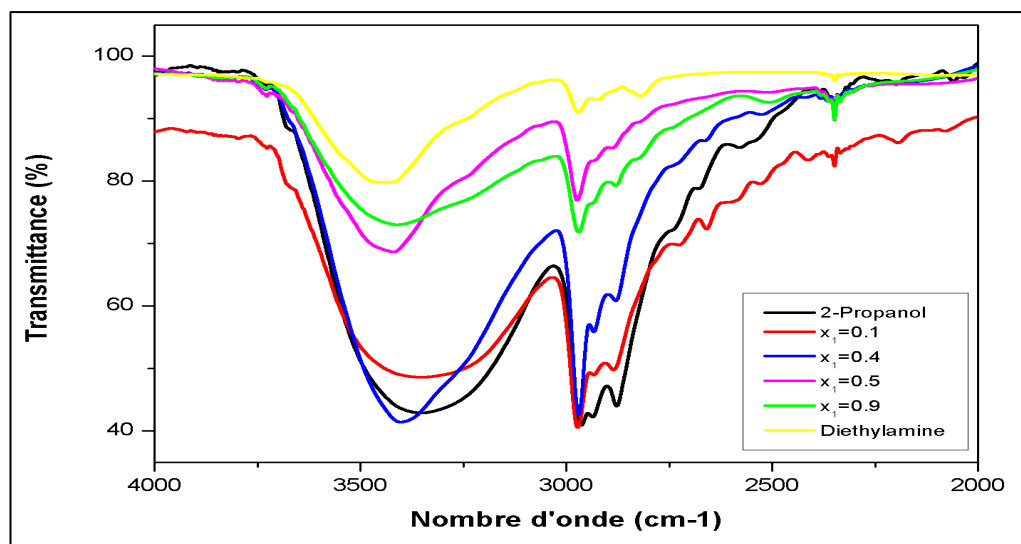


Figure.II.26 : Spectre IR du système binaire Diéthylamine (1) + 2-propanol (2).

✓ **Systèmes binaires (Diéthylamine +1-propanol ou +2-propanol)**

Les spectres représentés sur les figures (II.25 et II.26), révèlent la présence de bandes intenses et larges à environ 3200 cm^{-1} . Le pic correspondant à la liaison hydrogène formée par l'auto-association de deux molécules d'alcools diminue avec l'augmentation de la fraction molaire d'amine. Ainsi à $x_1 = 0.5$ pour le système {Diéthylamine + 1-Propanol} et $x_1 = 0.4$ pour le système binaire {Diéthylamine + 2-Propanol}, les bandes sont très intenses, expliquant et confirmant les valeurs minimales des volumes molaires d'excès. La diminution de l'intensité des bandes correspondant aux auto-association, montre que l'hydrogène et l'oxygène du groupement hydroxyle de l'alcool, et l'azote et l'hydrogène du groupement amino de l'amine, sont tous impliqués dans les interactions Dipôle - Dipôle. Ces résultats appuient et confirment les valeurs négatives des volumes molaires d'excès.

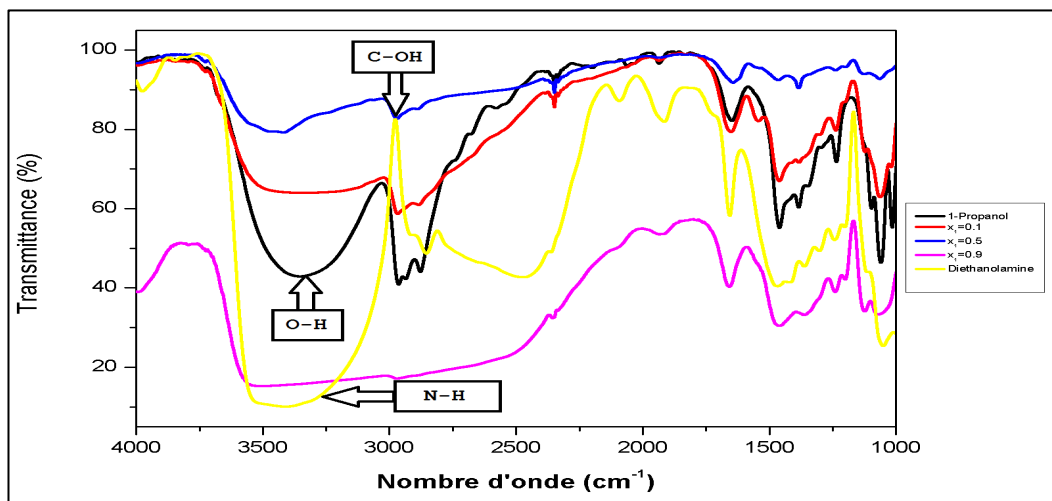


Figure.II.27 : Spectre IR du système binaire de Diéthanolamine (1) + 1-propanol (2).

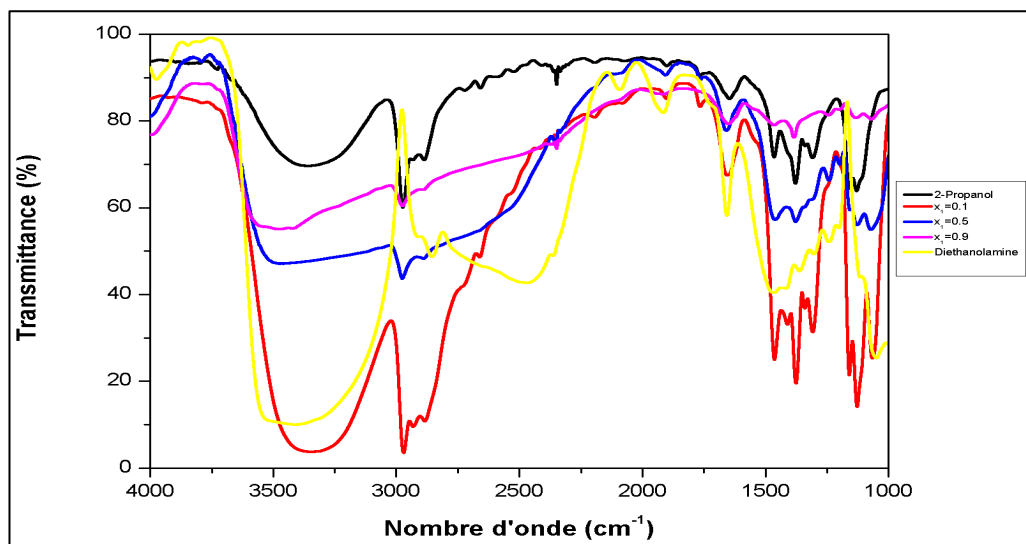


Figure.II.28 : Spectre IR du système binaire de Diéthanolamine (1) + 2-propanol (2).

✓ **Systèmes binaires (Diéthanolamine +1-propanol ou +2-propanol)**

Les spectres représentés sur les figures (II.27 - II.28), révèlent la présence de bandes intenses et larges à environ 3200 cm^{-1} . Le pic correspondant à la liaison hydrogène formée par l'auto-association de deux molécules d'alcools diminue avec l'augmentation de la fraction molaire de l'amine. La bande correspondant à la liaison hydrogène entre deux molécules d'alcanolamine est très importante. Cette auto-association diminue par l'ajout de l'alcool, donnant naissance aux interactions soluté/solvant.

CONCLUSION GENERALE

Conclusion générale

Le présent travail se place dans la perspective de développement des procédés respectueux de l'environnement, visant l'élimination des gaz à effets de serre, responsables du réchauffement climatique. Ce travail vise un double intérêt, le premier, pratique, a pour objectif de recueillir les données expérimentales des propriétés thermodynamiques, acoustiques et spectroscopiques des mélanges contenant des amines et des alcools, quant au deuxième, il est fondamental et a pour but de mieux comprendre les interactions moléculaires mises en jeu dans de tels mélanges.

Les volumes molaires d'excès des systèmes binaires : {Pyridine + 1-propanol}, {Pyridine + 2-propanol}, {Diéthylamine + 1-propanol}, {Diéthylamine + 2-Propanol}, {Diéthanolamine + 1-Propanol} et {Diéthanolamine + 2-Propanol} ont été calculés à partir des mesures des densités. Ces propriétés sont nécessaires dans l'estimation des interactions moléculaires présentes dans nos systèmes d'une part, et dans la conception et l'optimisation des procédés industriels d'autre part.

Les résultats obtenus ont été corrélés par l'équation de Redlich-Kister.

Pour chacun des systèmes binaires étudiés, V_m^E sont négatifs sur toute la gamme de composition et à différentes températures.

Les écarts négatifs par rapport à l'idéalité ont été interprétés en termes d'interactions intermoléculaires. Ils sont attribués :

- Aux forces spécifiques (liaison hydrogène), résultant des interactions dipôle - dipôle de Keesom.
- L'arrangement géométrique favorable des molécules présentes dans les mélanges.

L'augmentation de la température provoque la rupture des liaisons entre les molécules de même nature et la formation de nouvelles liaisons entre les molécules de nature différente.

Les variations des indices de réfraction des mélanges suscités ont été calculées à 293.15 K. Les résultats obtenus montrent des déviations positives, se traduisant par une vitesse du trajet optique plus petite dans les mélanges réels que dans les mélanges idéaux. Ces résultats sont en accord avec ceux des volumes molaires d'excès.

Afin de confirmer l'existence de la liaison hydrogène intermoléculaire, nous avons procédé à une analyse par Infrarouge. Les spectres obtenus ont révélé la présence d'une bande intense et large entre 3500 et 3200 cm^{-1} . Il s'agit bien de la liaison hydrogène établie entre deux molécules de nature différente.

En perspectives ; Le travail sera complété par :

La détermination des chaleurs de mélange des systèmes binaires {amines + alcools}.

La détermination des équilibres liquide-vapeur de systèmes ternaires {amines + alcools + CO₂}.

Aussi, comptant nous entreprendre les mesures des coefficients d'activité à dilution infinie par CPG de phases stationnaires d'alcanolamines.

Références bibliographiques

- [1] M. A. Medina, J. L. Urdiales, C. Rodriguez-Caso, F. J. Ramirez et F. Sanchez-Jimenez. *Critical Reviews in Biochemistry and Molecular Biology*, 38 (2013) 23–59.
- [2] Sanghamitra Pradhan, Sujata Mishra, *Journal of Molecular Liquids* 279 (2019) 317–326
- [3] C.K. Foo a, C.Y. Leoa, R. Aramesh a,b, M.K. Aroua a, N. Aghamohammadi c, M.S. Shafeeyana, A. Shamiri a,d, , *Journal of Molecular Liquids* 209 (2015) 596–602
- [4] Maryam Hashemi, Mehrdad Moosavi, Abdollah Omrani, Abbas Ali Rostami, *Journal of Molecular Liquids* 256 (2018) 445–455
- [5] Gyan Prakash Dubey, Krishan Kumar, *Journal of Molecular Liquids* 180 (2013) 164–171.
- [6] L. Faramarzi, G. M. Kontogeorgis, M. L. Michelsen, K. Thomsen et E. H. Stenby. *Industrial & Engineering Chemistry Research*, 49 (2010) 3751–3759.
- [7] Mr EL HADRI Nabil, « Captage du CO₂ par des solutions aqueuses d'amines – Relations structures/propriétés établies par une approche Expérimentation Haut Débit (E.H.D.) ». Thèse de doctorat, l'université Claude Bernard Lyon 1 école doctorale, août 2006.
- [8] Mme. ALLAL Farida, « Détermination des grandeurs thermodynamiques des systèmes binaires de composés organiques ». Thèse de doctorat, Université AMAR TELIDJI – LAGHOUAT, 2016 – 2017.
- [9] Gyan Prakash Dubey, Seema Rani, Harsh Kumar, *J. Chem. Thermodynamics* 132 (2019) 1-8.
- [10] Ardi Hartono 1, Hallvard F. Svendsen, *J. Chem. Thermodynamics* 41 (2009) 973–979.
- [11] Gyan Prakash Dubey, Krishan Kumar, *Journal of Molecular Liquids* 229 (2017) 255–266.
- [12] Rafik Dra, *Chimie chapitre 4 – Forces intermoléculaires*, Lefèvre 2014-2015, ar.scribd.com.
- [13] BENDJEDOU Hanane, HAMOUDI Douniazed, « Etude des propriétés volumétriques des mélanges binaires et ternaires de composés organiques ». Mémoire de Master, Université A. MIRA - Béjaïa, 2016-2017.
- [14] P. Anila, K. Rayapa Reddy, G. Srinivasa Rao, P.V.S. Sairam, D. Ramachandran, C. Rambabu, *J. Chem. Thermodynamics* 104 (2017) 24–32.

Annexes

Annexe II.1 : Volumes molaires d'excès des systèmes binaires étudiés, en fonction de la fraction molaire x_1 en amine à différentes températures.

x_1	$V_m^E/\text{cm}^3\cdot\text{mol}^{-1}$					
	293.15 K	298.15 K	303.15 K	308.15 K	313.15 K	318.15 K
Pyridine + 1-Propanol						
0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000
0.1017	-0.1547	-0.1516	-0.1490	-0.1464	-0.1440	-0.1418
0.2019	-0.3766	-0.3736	-0.3707	-0.4217	-0.3639	-0.3605
0.3018	-0.5374	-0.5353	-0.5329	-0.5302	-0.5295	-0.5238
0.4023	-0.6666	-0.6691	-0.6670	-0.6659	-0.6641	-0.6617
0.5002	-0.7547	-0.7562	-0.7580	-0.7587	-0.7579	-0.7557
0.6011	-0.5807	-0.5852	-0.5876	-0.5895	-0.5903	-0.5903
0.7028	-0.3390	-0.3390	-0.3386	-0.3382	-0.3377	-0.3369
0.8016	-0.2241	-0.2242	-0.2242	-0.2240	-0.2236	-0.2230
0.8996	-0.0990	-0.0980	-0.0971	-0.0963	-0.0957	-0.0953
1.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000
Pyridine + 2-propanol						
0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000
0.1010	-0.2153	-0.2114	-0.2084	-0.2065	-0.2055	-0.2053
0.2014	-0.3583	-0.3547	-0.3523	-0.3510	-0.3514	-0.3534
0.3002	-0.4167	-0.4137	-0.4112	-0.4099	-0.4099	-0.4114
0.4004	-0.4761	-0.4745	-0.4733	-0.4731	-0.4745	-0.4770
0.5092	-0.3960	-0.3950	-0.3936	-0.3931	-0.3955	-0.3977
0.6016	-0.2974	-0.2973	-0.2966	-0.2970	-0.2982	-0.3006
0.7000	-0.2700	-0.2708	-0.2712	-0.2723	-0.2738	-0.2761
0.8069	-0.0955	-0.0942	-0.0931	-0.0930	-0.0936	-0.0943
0.9016	-0.0691	-0.0696	-0.0697	-0.0699	-0.0702	-0.0708
1.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000
Diéthylamine + 1-propanol						
0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000
0.1002	-0.6443	-0.6597	-0.6737	-0.6874	-0.7013	-0.7154

0.1998	-1.3083	-1.3337	-1.3585	-1.3828	-1.4069	-1.4310
0.2990	-1.6961	-1.7282	-1.7590	-1.7887	-1.8185	-1.8485
0.4010	-2.3290	-2.3685	-2.4065	-2.4436	-2.4806	-2.5177
0.5304	-2.9783	-3.0313	-3.0831	-3.1346	-3.1857	-3.2371
0.6002	-2.4442	-2.4850	-2.5242	-2.5624	-2.6006	-2.6395
0.6996	-2.3236	-2.3646	-2.4047	-2.4441	-2.4838	-2.5246
0.8013	-0.8141	-0.8233	-0.8305	-0.8361	-0.8403	-0.8440
0.8993	-0.5304	-0.5389	-0.5445	-0.5492	-0.5532	-0.5573
1.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000

Diethylamine+2-propanol

0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000
0.1002	-0.6520	-0.6586	-0.6653	-0.6729	-0.6800	-0.6874
0.2016	-1.1098	-1.1219	-1.1334	-1.1452	-1.1573	-1.1696
0.2997	-1.4617	-1.4778	-1.4935	-1.5091	-1.5249	-1.5411
0.4008	-1.8415	-1.8607	-1.8791	-1.8973	-1.9155	-1.9338
0.5506	-1.6559	-1.6730	-1.6889	-1.7043	-1.7202	-1.7363
0.6004	-1.4738	-1.4888	-1.5024	-1.5160	-1.5297	-1.5435
0.6997	-1.4247	-1.4413	-1.4572	-1.4728	-1.4876	-1.5031
0.8013	-1.1816	-1.1973	-1.2121	-1.2263	-1.2401	-1.2545
0.8993	-0.7167	-0.7285	-0.7379	-0.7469	-0.7558	-0.7653
1.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000

Diéthanolamine + 1-Propanol

0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000
0.1004	-0.1529	-0.1610	-0.1691	-0.1776	-0.1869	-0.1971
0.2011	-0.1660	-0.2035	-0.2172	-0.2305	-0.2450	-0.2605
0.2977	-0.3159	-0.3297	-0.3428	-0.3482	-0.3490	-0.3760
0.4017	-0.3993	-0.4214	-0.4431	-0.4634	-0.4834	-0.4987
0.5000	-0.3676	-0.4026	-0.4387	-0.4758	-0.5137	-0.5493
0.6002	-0.5956	-0.6158	-0.6360	-0.6569	-0.6796	-0.7033
0.7002	-0.4247	-0.4379	-0.4503	-0.4635	-0.4795	-0.4973
0.8044	-0.2802	-0.2921	-0.3020	-0.3110	-0.3221	-0.3347
0.9025	-0.2132	-0.2221	-0.2299	-0.2361	-0.2433	-0.2553
1.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000

Diéthanolamine + 2-propanol

0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000
0.1038	-0.0309	-0.0420	-0.0550	-0.0699	-0.0871	-0.1064
0.2030	-0.3593	-0.3814	-0.4059	-0.4332	-0.4640	-0.4982
0.2966	-0.6774	-0.7061	-0.7374	-0.7716	-0.8102	-0.8525
0.3995	-0.5515	-0.5851	-0.6187	-0.6542	-0.6936	-0.7364
0.5012	-0.6527	-0.6851	-0.7190	-0.7541	-0.7910	-0.8276
0.5960	-0.4324	-0.4516	-0.4711	-0.4910	-0.5097	-0.5201
0.6900	-0.8010	-0.8076	-0.8093	-0.8066	-0.8029	-0.7941
0.8019	-0.4653	-0.4990	-0.5265	-0.5515	-0.5761	-0.6010
0.9000	-0.1514	-0.1697	-0.1830	-0.1949	-0.2060	-0.2167
1.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000	0.0000

Annexe II.2 : Valeurs des coefficients A_i et déviations standards $\sigma(V^E)$ pour les volumes molaires d'excès des six systèmes binaires à différentes températures.

T en K	A₀	A₁	A₂	A₃	A₄	$\sigma/cm^3.mol^{-1}$
Pyridine + 1-propanol						
293.15	-2.7002	-1.2195	3.5454	1.2762	-2.5446	0.0200
298.15	-2.9056	-1.0982	5.7543	1.3440	-5.5436	0.0200
303.15	-2.7194	-1.1778	3.7187	1.2476	-2.6802	0.0200
308.15	-2.9017	-1.0564	5.6617	1.3026	-5.2436	0.0200
313.15	-2.7221	-1.1456	3.8062	1.2353	-2.7250	0.0200
318.15	-2.9012	-1.0113	5.8704	1.2768	-5.5436	0.0300
Pyridine + 2-propanol						
293.15	-1.6413	-1.7026	1.5302	1.0890	-2.2828	0.0100
298.15	-1.7120	-1.8682	3.3239	1.4188	-5.5436	0.0200
303.15	-1.6337	-1.6900	1.6084	1.1577	-2.3143	0.0100
308.15	-1.6337	-1.6901	1.6083	1.1577	-2.3143	0.0100
313.15	-1.6362	-1.73124	1.4596	1.3953	-1.8201	0.0100
318.15	-1.7242	-1.86404	3.3814	1.4737	-5.5436	0.0200
Diéthylamine + 1-Propanol						
293.15		-7,0096	2.0190	-4.8593		0.0200
298.15		-9.2487	0.2942	-5.19263		0.0100
303.15		-10.4955	2.0190	-6.75174		0.0300

308.15	-9.8809	1.1082	-6.82283	0.0070
313.15	-10.4449	1.0478	-6.87417	0.0060
318.15	-10.9133	1.3345	-7.47409	0.0080

Diéthylamine + 2-Propanol

293.15	-6.3428	-0.5912	-1.8814	1.9497	0.3282	0.0200
298.15	-6.60301	-0.8750	0.5747	3.772	-5.5436	0.0200
303.15	-6.46029	-0.6066	-2.0476	2.0704	0.4323	0.0300
308.15	-6.51331	-0.6071	-2.1527	2.0917	0.5153	0.0200
313.15	-6.7734	-0.3211	-1.2681	1.4981	-0.4246	0.0100
318.15	-6.9688	-1.1945	1.4028	3.4140	-5.5436	0.0300

Diethanolamine+1-Propanol

293.15	-1.8771	0.5874	1.4298	-0.2068	-2.2108	0.0100
298.15	-1.9977	0.6191	1.9252	-0.1946	-2.9075	0.0100
303.15	-2.2211	0.6525	3.4739	-0.3812	-5.5436	0.0200
308.15	-2.1356	0.5759	1.9165	-0.2266	-3.0407	0.0100
313.15	-2.3502	0.7303	3.4503	-0.5739	-5.5436	0.0200
318.15	-2.2828	0.6096	1.8948	-0.3498	-3.1151	0.0100

Diethanolamine+1-Propanol

293.15	-2.6470	-4.0823	3.8249	7.8583	-1.7839	0.007
298.15	-2.8578	-4.7377	6.1435	8.8350	-5.5436	0.0100
303.15	-2.9063	-4.4852	4.4624	8.5585	-2.9108	0.0050
308.15	-3.0438	-4.7149	4.78351	8.8811	-3.4439	0.0040
313.15	-3.1890	-5.0026	5.1606	9.2608	-4.0650	0.0030
318.15	-3.3463	-5.5090	6.0607	9.9313	-5.5436	0.0030

Annexe II.3 : Indices de réfraction des six systèmes étudiés en fonction de x_1 de l'amine et à la température de 293.15 K.

x_1	$n_D(\text{mélange})$	Δn_D
Pyridine + 1-Propanol		
0.0000	1.3774	0.0000
0.1010	1.3924	0.0020
0.2014	1.4074	0.0040
0.3002	1.4204	0.0043

0.4004	1.4344	0.0053
0.5092	1.4484	0.0053
0.6016	1.4604	0.0054
0.7000	1.4724	0.0047
0.8069	1.4844	0.0029
0.9016	1.4954	0.0017
1.0000	1.5064	0.0000

Diéthylamine+1-propanol

0.0000	1.3874	0.0000
0.1002	1.3894	0.0023
0.1998	1.3914	0.0046
0.2990	1.3924	0.0059
0.4010	1.3934	0.0072
0.5304	1.3944	0.0086
0.6002	1.3914	0.0058
0.6996	1.3914	0.0061
0.8013	1.3904	0.0054
0.8993	1.3864	0.0017
1.0000	1.3844	0.0000

Diéthanolamine + 2-propanol

0.0000	1.3854	0.0000
0.1004	1.3974	0.0030
0.2011	1.4094	0.0059
0.2977	1.4194	0.0072
0.4017	1.4314	0.0099
0.5000	1.4404	0.0100
0.6002	1.4474	0.0080
0.7002	1.4564	0.0080
0.8044	1.4674	0.0096
0.9025	1.4704	0.0038
1.0000	1.4754	0.0000

Annexe II.4 : Les valeurs des coefficients d'expansion thermique des six systèmes étudiés.

x ₁	α_p/k^{-1}					
	293.15 K	298.15 K	303.15 K	308.15 K	313.15 K	318.15 K
Pyridine + 1-Propanol						
0.0000	0.26754	0.27335	0.27895	0.28435	0.28959	0.2947
0.1017	0.22938	0.23501	0.24042	0.24564	0.2507	0.25563
0.2019	0.19351	0.19892	0.20412	0.20813	0.21399	0.21873
0.3018	0.16159	0.16677	0.17175	0.17656	0.18122	0.18575
0.4023	0.13244	0.13735	0.14213	0.14672	0.15118	0.15551
0.5002	0.10669	0.11145	0.116	0.1204	0.12466	0.12882
0.6011	0.08602	0.09058	0.09497	0.09921	0.1033	0.10728
0.7028	0.06756	0.07204	0.07634	0.08047	0.08445	0.0883
0.8016	0.0491	0.05344	0.0576	0.0616	0.06545	0.06917
0.8996	0.03211	0.03633	0.04038	0.04427	0.048	0.05159
1.0000	0.01539	0.01949	0.0234	0.02715	0.03076	0.03423
Pyridine + 2-propanol						
0.0000	0.30533	0.31195	0.31845	0.32486	0.33122	0.33757
0.1010	0.26063	0.26696	0.27315	0.27922	0.28521	0.29115
0.2014	0.22114	0.22714	0.23297	0.23869	0.24429	0.24981
0.3002	0.18677	0.19246	0.198	0.2034	0.20869	0.21389
0.4004	0.15455	0.15994	0.16517	0.17026	0.17522	0.18009
0.5092	0.12457	0.12968	0.13464	0.13945	0.1441	0.14866
0.6016	0.1014	0.10628	0.11101	0.11558	0.12002	0.12434
0.7000	0.07722	0.08188	0.08637	0.0907	0.0949	0.09898
0.8069	0.05482	0.05929	0.06358	0.06771	0.0717	0.07556
0.9016	0.03457	0.03883	0.04292	0.04685	0.05064	0.05431
1.0000	0.01539	0.01949	0.0234	0.02715	0.03076	0.03423
Diéthylamine + 1-propanol						
0.0000	0.26754	0.27335	0.27895	0.28435	0.28959	0.2947
0.1002	0.2804	0.28659	0.2926	0.29842	0.3041	0.30966
0.1998	0.29225	0.29889	0.30535	0.31165	0.31781	0.32388
0.2990	0.30888	0.31605	0.32305	0.32992	0.33666	0.34332
0.4010	0.32092	0.32859	0.33611	0.34349	0.35077	0.35798
0.5304	0.33843	0.34664	0.3547	0.36264	0.37049	0.37828
0.6002	0.36395	0.37288	0.38167	0.39036	0.39896	0.4075
0.6996	0.38773	0.39728	0.40669	0.416	0.42524	0.43442

0.8013	0.43682	0.44769	0.45847	0.46917	0.47984	0.49051
0.8993	0.46168	0.47316	0.48458	0.49592	0.50722	0.51853
1.0000	0.49085	0.50311	0.51527	0.52761	0.53936	0.55141

Diéthylamine + 2-propanol

0.0000	0.30533	0.31195	0.31845	0.32486	0.33122	0.33757
0.1002	0.31366	0.32074	0.3277	0.33455	0.34136	0.34816
0.2016	0.32577	0.33334	0.34079	0.34816	0.35547	0.36277
0.2997	0.33882	0.34688	0.35482	0.36268	0.37048	0.37828
0.4008	0.35145	0.36001	0.36847	0.37684	0.38517	0.39349
0.5506	0.38349	0.39295	0.40232	0.41161	0.42086	0.4301
0.6004	0.39607	0.40587	0.41557	0.42519	0.43476	0.44434
0.6997	0.41475	0.42506	0.43526	0.44538	0.45547	0.46556
0.8013	0.43682	0.44769	0.45847	0.46917	0.47984	0.49051
0.8993	0.46168	0.47316	0.48458	0.49592	0.50722	0.51853
1.0000	0.49085	0.50311	0.51527	0.52761	0.53936	0.55141

Diéthanolamine + 1-Propanol

0.0000	0.26754	0.27335	0.27895	0.28435	0.28959	0.2947
0.1004	0.20025	0.20509	0.2097	0.21412	0.21837	0.22247
0.2011	0.14608	0.14976	0.15362	0.15729	0.16079	0.16414
0.2977	0.09988	0.10341	0.10674	0.10999	0.11317	0.11583
0.4017	0.05841	0.06133	0.06406	0.06662	0.06904	0.07139
0.5000	0.026	0.02838	0.03054	0.03252	0.03434	0.03606
0.6002	-0.0058	-0.00358	-0.00155	2.87E-04	0.00197	0.00351
0.7002	-0.02935	-0.02734	-0.02552	-0.02388	-0.0224	-0.02108
0.8044	-0.05133	-0.04958	-0.048	-0.04658	-0.04531	-0.04419
0.9025	-0.07034	-0.06879	-0.06741	-0.06619	-0.0651	-0.06418
1.0000	-0.08601	-0.08458	-0.08333	-0.08224	-0.08128	-0.08044

Diéthanolamine + 2-propanol

0.0000	0.30533	0.31195	0.31845	0.32486	0.33122	0.33757
0.1038	0.23067	0.23607	0.24129	0.24637	0.25134	0.25623
0.2030	0.16616	0.17058	0.1748	0.17886	0.18277	0.18657
0.2966	0.11438	0.11807	0.12157	0.12489	0.12806	0.13109
0.3995	0.07223	0.07531	0.07822	0.08097	0.08356	0.08602
0.5012	0.03356	0.03619	0.03863	0.04091	0.04306	0.04511
0.5960	0.00582	0.00824	0.01049	0.01257	0.01456	0.01654
0.6900	-0.02479	-0.02257	-0.02047	-0.01848	-0.0166	-0.01479

0.8019	-0.04901	-0.0474	-0.04592	-0.04456	-0.04332	-0.04221
0.9000	-0.0676	-0.06609	-0.06472	-0.0635	-0.06239	-0.0614
1.0000	-0.08601	-0.08458	-0.08333	-0.08224	-0.08128	-0.08044

في هذه الدراسة، نهدف إلى تحديد مؤشر الانكسار عند 293.15 كلفن، وبيانات الكثافة في درجات حرارة مختلفة، انطلاقاً من 293.15 كلفن إلى 318.15 كلفن، لكل من الخلطات الثنائية التالية: {بيريدين+1-بروبانول،+2-بروبانول}، {ديإيثيلامين+1-بروبانول،+2-بروبانول}، {إيثانولامين+1-بروبانول،+2-بروبانول}، من أجل قيم الكسر المولي من 0 إلى 1، وتحت الضغط الجوي. تم حساب الحجم المولي الفائض باستخدام بيانات الكثافة التجريبية، وتم تطبيق معادلة Redlich-Kister، للحصول على المعاملات، ولتقدير الانحرافات المعيارية بين الكميات التجريبية والمحسوبة. أشارت النتائج إلى انحرافات سلبية، وقد نوقش هذا من حيث وجود تفاعلات ثنائية القطب، وتشكيل الروابط الهيدروجينية. وأيضاً، العوامل الهيكلية. إضافة إلى ذلك، تم تحديد قياسات وانحرافات معامل الانكسار.

- الكلمات المفتاحية: أمين، الكحول، الكثافة؛ الحجم المولي الفائض، التفاعلات، معامل الانكسار، الرابطة الهيدروجينية .

Résumé

Cette étude a pour but la détermination des indices de réfraction à 293.15 K et les données de densité à différentes températures allant de 293.15 à 318.15 K, des mélanges binaires : {pyridine+1-propanol,+2-propanol}, {diéthylamine+1-propanol,+2-propanol} et {diéthanolamine+1-propanol,+2-propanol}, sur tout l'intervalle de composition et à la pression atmosphérique. Les volumes molaires d'excès ont été déterminés à partir des mesures des densités, et ajustés par le polynôme de Redlich-Kister, afin d'obtenir les coefficients et d'estimer les écarts-types entre les valeurs expérimentale et calculée. Les résultats obtenus ont montré des écarts négatifs, Ces déviations ont été discutées en termes d'interactions moléculaires à savoir, physiques de type dipôle-dipôle, chimiques dues à la formation de la liaison hydrogène ou géométriques, liés aux différences de taille et de forme. De plus, les variations des indices de réfraction, calculées à 293.15K ont confirmé l'existence de fortes interactions au sein des mélanges binaires étudiés.

- Mots clés: Amine, alcool; Densité, Volume d'excès, Interactions, Indice de réfraction, liaison hydrogène.

Abstract

In this study we aimed to determine the refractive indices at 293.15 K and density data at different temperatures (From 293.15 to 318.15 K) of the binary mixtures: {pyridine+1-propanol,+2-propanol}, {diethylamine+1-propanol,+2-propanol} and {diethanolamine+1-propanol,+2-propanol}, over the whole composition range and at atmospheric pressure. Excess molar volume was calculated using experimental density data, and was fitted to a Redlich-Kister equation, to obtain the coefficients and to estimate the standard deviations between the experimental and the calculated quantities. The results indicated negative deviations. Subsequently, this deviation was discussed in terms of the dipole-dipole interactions, formation of hydrogen bonds and structural factors. Additionally, the refractive index measurements and the deviations of refractive index were determined.

- Key words: Amine, alcohol; Density, excess molar volume, Interaction, Refractive index; hydrogen bond.