

République Algérienne Démocratique et Populaire

**Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la
Recherche Scientifique**

CENTRE UNIVERSITAIRE D'EL-OUED

INSTITUT DES SCIENCES ET TECHNOLOGIE

Mémoire de fin d'étude

Présenté pour l'obtention du diplôme de

LICENCE ACADIMIQUE

Domaine : Génie de procédés

Spécialité : Génie de procédés

Option : Génie de procédés

Présenté par :

•LOUDIA Hana

•LEKMOUTA Amel

Thème

Etude de la variation de la tension superficielle
en fonction de la température

Soutenu le 22 Juin 2009

Devant le jury composé de :

Mr O.BEN MYA
Mr. N.TAMA
Mr S.LAOUINI

Président
Examineur
Rapporteur

2008-2009

Sommaire

Sommaire	1
Résumé	3
Introduction générale	4

Chapitre I : Généralités sur la tension superficielle

I-1-Introduction	5
I-2-Définition de tension superficielle	5
I-3-Notions générale sur la tension superficielle	5
I-3-1-Principes théoriques	5
I-3-2-Origine des phénomènes superficiels	6
I-3-3-Caractérisation de la tension superficielle	7
I-3-4-Démonstration de la loi de Young Laplace	8
I-3-5-Phénomène de mouillage et angle de raccordement	9
I-3-6-Capillarité – Démonstration de la loi de Jurin	10
I-3-7-La chaleur d'adsorption	12
I-3-8-Applications	13
I-3-9-Quelques méthodes de détermination de la tension superficielle	15
I-3-10-Unités pour la tension superficielle	17
Conclusion	18

Chapitre II : Principaux facteurs qui influencent la tension superficielle

II-1-Introduction	19
II-2- Principaux facteurs qui influencent la tension superficielle	19
II-2-1-L'influence de la composition de surface (l'intensité des force intermoléculaires)	19
II-2-2-L'influence de la température	22
Conclusion	24

Chapitre III : Résultat et discussion

III-1- Introduction	25
III-2-Mesure expérimentale de la tension superficielle par ascension capillaire	25
III-3-Matériels et réactifs	25
III-4-Mode opératoire	26
III-5-Résultat et discussion	26
Conclusion	28
Conclusion générale	29
 Références bibliographiques	 30

Résumé

La notion de tension superficielle est présente notamment dans les industries variées,
Dans ce travail on réalise une étude générale de la variation de la tension superficielle en
fonction de l'augmentation de la température et les facteurs qui influencent.
En fin la confirmation expérimentale de la variation la tension superficielle avec la
température

Introduction générale

Les applications diverses pour la tension superficielle dans des domaines variés : l'industrie alimentaire, industrie cosmétique, industrie pétrolière, industrie agricole, industrie de colle, peinture, vernis et en médecine.....

Dans ce thème nous étudions trois chapitres la premier chapitre concerne l'étude générale de la tension superficielle, la deuxième chapitre l'étude de quelques facteurs influençant sur la tension superficielle. En fin la troisième chapitre l'étude expérimentale de la variation de la tension superficielle avec la température.

Chapitre I : Généralités sur la tension superficielle

I-1- Introduction

La tension superficielle est un travail nécessaire pour augmentation de 1 m^2 la surface d'un liquide, la molécule latérale subit une attraction vers le centre du liquide (vecteur résultant vers le bas, la molécule médiale a un vecteur nul

Les molécules de surface sont attirées vers l'intérieur du liquide ce qui crée un resserrement de la surface. Le liquide cherche ainsi à minimiser sa surface. L'exemple où la tension superficielle est visible dans la vie générale tel que:

- Cohésion d'une goutte d'eau sphérique qui tombe
- Trombone qui flotte à la surface de l'eau
- L'eau qui monte par capillaire.

I-2-Définition de tension superficielle [6]

La tension superficielle est une force s'exerçant sur un liquide qui l'incite à diminuer sa surface de contact avec l'air et à avoir d'avantage d'affinités avec lui-même. L'intensité de la force de tension superficielle est proportionnelle à un indice appelé "indice de tension superficielle", noté γ , ainsi qu'à la longueur L de l'objet avec lequel il interagit

$$F = \gamma \cdot L \quad (I - 1)$$

I-3-Notions générale sur la tension superficielle

I-3-1- Principes théoriques [7]

La tension superficielle (symbole : γ) d'un liquide est une des conséquences des attractions intermoléculaires. En effet, comme les molécules s'attirent entre elles, une molécule donnée possède une énergie potentielle d'autant plus basse qu'elle est entourée d'un plus grand nombre de voisines. Or, une molécule située à la surface d'un liquide possède moins de voisines qu'une autre molécule située à l'intérieur. Il s'ensuit que les molécules situées à la surface possèdent une énergie potentielle plus élevée que celles situées à l'intérieur. Par conséquent, un liquide aura tendance à prendre une forme où le rapport surface/volume est le plus petit possible, c'est-à-dire la sphère. C'est ce qui explique, par exemple, la forme des gouttes de pluie.

On peut dire, en simplifiant quelque peu, que la tension superficielle est la résistance qu'un liquide oppose à l'augmentation de sa surface. Pour être plus précis, on appelle énergie superficielle l'énergie nécessaire pour augmenter la surface d'un liquide. L'unité de cette énergie sont donc J/m^2 dans le système international. Comme l'énergie est le produit d'une

force par une distance ($1J=1N.m$), cette unité peuvent être converties en N/m . C'est cette force que l'on nomme la tension superficielle. Les valeurs de tension superficielle telles qu'il est usuel de les exprimer en mN/m , citons quelques valeurs de tension superficielles des quelques liquides :

Tableau 01 : tension superficielle de quelques liquides

liquide	Tension superficielle ¹ (mN/m)
eau	71.99
méthanol	22.07
Ethylène glycol	47.99
hexane	17.89

1: Valeurs mesurées à 25°C:

I-3-2- Origine des phénomènes superficiels [4]

La tension superficielle, ou énergie de surface ou d'interface, est la tension qui existe à la surface de séparation de 2 milieux. Elle permet d'expliquer différents phénomènes interfaciaux entre la forme des gouttes et des bulles, la mousse, la capillarité, la surfusion, etc.

Au sein d'un fluide (liquide ou gaz), les molécules exercent entre elles des forces d'attraction ou de répulsion. Celles-ci sont :

- Les forces de Van der Waal (attraction)
- Les forces électrostatiques (attraction ou répulsion).

On parle de « forces intermoléculaires ». Soit un corps pur liquide, composé d'un seul type de molécules. Celles-ci s'attirent entre-elles grâce à l'action des forces de Van der Waals et ainsi crée une phase cohérente. Au sein du liquide, chaque molécule est tirée dans toutes les directions par les molécules voisines de liquide ; ainsi la résultante des forces agissant sur ces molécules est nulle.

Il en est de même dans une phase gazeuse (par exemple l'air) qui est au-dessus de cette phase liquide. Ce liquide sera ainsi soumis à la pression du gaz, et les molécules de la surface seront soumises à l'attraction ou à la répulsion de la part des molécules de gaz. Mais la concentration du gaz est si faible que nous pouvons négliger les interactions entre molécules gazeuses par rapport aux interactions de celles de la phase liquide. En d'autres termes, les molécules de la surface sont beaucoup plus attirées par celles de la phase liquide que par celles de la phase gazeuse.

La résultante des forces s'exerçant sur les molécules de la surface est donc dirigée vers l'intérieur du liquide comme le montre la figure 1. Ce phénomène tend la surface.

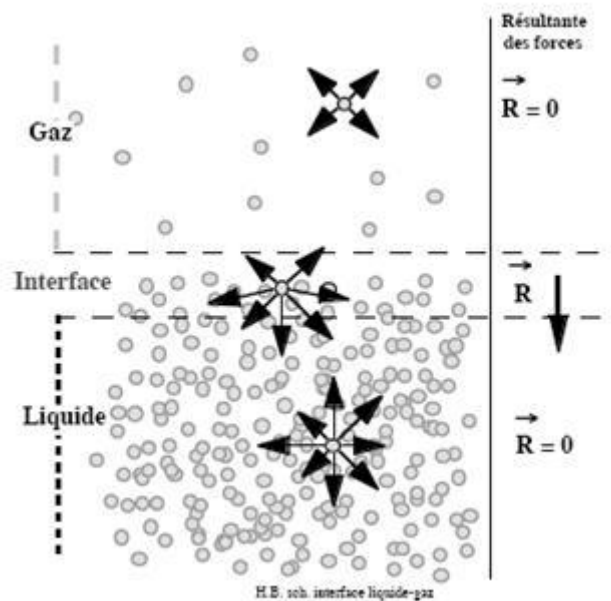


Figure 1. Illustration des forces intermoléculaires.

La forme de la surface résulte donc de l'équilibre entre la pression du gaz, l'attraction par l'intérieur du liquide, et le poids.

I-3-3-Caractérisation de la tension superficielle [4]

Soit A l'aire de la superficie inter faciale comprise entre la phase liquide et la phase gazeuse. Le nombre de molécules contenues dans la région inter faciale est proportionnel à A. Soit dA l'augmentation réversible de l'aire A. L'augmentation du nombre de molécules dans la région inter faciale est proportionnelle à dA et, par conséquent, le travail nécessaire pour augmenter l'aire inter faciale est aussi proportionnelle à dA.

Ce travail est l'énergie superficielle nécessaire pour étirer la surface A ; autrement dit, c'est l'énergie qu'il faut apporter par unité de surface.

En notant γ le coefficient de proportionnalité, on obtient :

$$dW_{rev} = \gamma dA \quad (I- 2)$$

γ est alors la tension superficielle.

L'équation (2) peut très simplement se mettre sous la forme dans le cas défini par la figure 2:

$$dF = \gamma dl \quad (I-3)$$

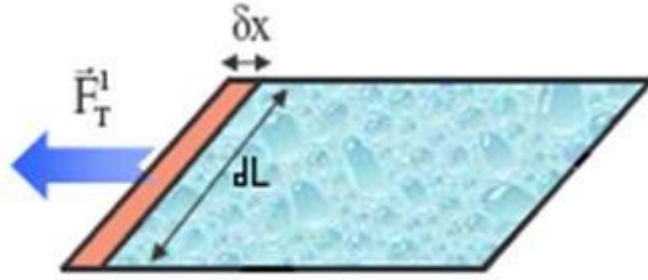


Figure 2. Schéma de l'étirement d'une surface

La figure 2 montre que si l'on veut augmenter de dA la surface du film liquide, il faudra exercer une force dF sur un des cotés de longueur dl .

La tension superficielle est donc la force de traction par unité de longueur agissant sur un élément de surface, situé dans un plan tangent à la surface et qui s'oppose à la dilatation de celle-ci. Elle est due à l'attraction entre les molécules et elle mesure la résistance à l'augmentation de surface. Ce coefficient est homogène au quotient d'une force par une longueur (N/m). La tension superficielle est souvent exprimée en dyn/cm ($1\text{dyn/cm}=1\text{mN/m}$)

La tension superficielle dépend de la nature du liquide et de celle du gaz en contact avec lui. Elle dépend de la température et varie considérablement s'il y a des impuretés.

I-3-4-Démonstration de la loi de Young Laplace [4]

Un système sphérique sera adopté pour cette démonstration, une bulle de savon par exemple. Les forces de pression extérieure ont tendance à contracter la bulle, et les forces de pression intérieure ont, elles, tendance à la faire dilater. Ces forces sont respectivement liées aux pressions P_e et P_i . Les forces de tension ont tendance à faire contracter la bulle donc $P_i > P_e$. C'est pour cela qu'il faut souffler dans la bulle pour la former. Si on augmente le rayon R de la bulle de dR , son volume augmente de la quantité $4\pi R^2 dR$. Le travail des forces de pression extérieures et intérieures vaut respectivement :

$$dW_e = -P_e 4\pi R^2 dR \quad (\text{I-4})$$

$$dW_i = -P_i 4\pi R^2 dR \quad (\text{I-5})$$

La résultante du travail total vaut donc :

$$dW = (P_i - P_e) \times (4\pi R^2 dR) = \gamma dA \quad (\text{I-6})$$

D'après le premier principe de la thermodynamique, ce travail est égal à celui des forces de tension qui vaut $\gamma \cdot dA$ (équation 2).

La bulle comportant une paroi intérieure et une paroi extérieure, sa surface totale est, si on néglige son épaisseur :

$$A = 2 \times 4\pi R^2 \quad (\text{I-7})$$

Son augmentation dA est donc égale à :

$$dA = 16 \pi R dR \quad (\text{I-8})$$

On obtient ainsi la loi de Young Laplace :

$$\Delta P = P_i - P_e = 4\gamma/R \quad (\text{I-9})$$

L'équation (4) donne la différence de pression entre 2 phases séparées par une interface sphérique. Lorsque $R \rightarrow \infty$, (c'est le cas d'une interface plane) la différence de pression s'annule. En revanche, la différence de pression augmente avec la diminution de R .

Remarque : Dans le cas précédent (une bulle), nous considérons deux surfaces : la paroi intérieure et la paroi extérieure. En revanche lorsqu'il s'agit d'une goutte ou même d'une phase liquide, il ne faut considérer que la surface externe. La loi de Young Laplace s'écrit alors :

$$\Delta P = 2\gamma/R \quad (\text{I-10})$$

Remarque : Lorsque l'interface n'est pas sphérique, pour un élément de surface courbe quelconque caractérisé par deux rayons de courbures R_1 et R_2 :

$$\Delta P = \gamma (R_1 + R_2)/(R_1.R_2) \quad (\text{I-11})$$

I-3-5-Phénomène de mouillage et angle de raccordement [4]

L'interface air eau d'une solution aqueuse contenue dans un tube de verre est courbe et non pas plane. La forme de l'interface dépend de l'intensité relative entre d'une part des forces d'adhérence qui apparaissent entre le liquide et le verre; et d'autre part, des forces internes de cohésion du liquide. Cela conduit à aborder les notions de mouillage et d'angle de raccordement. Lorsqu'une goutte d'eau est posée sur une surface plane, elle tend à s'étaler. En revanche, s'il s'agit d'une goutte de mercure, celle-ci conserve une forme pratiquement sphérique. On distingue en général deux cas : le mouillage faible et le mouillage fort. La figure 3 illustre les différents types de mouillage.

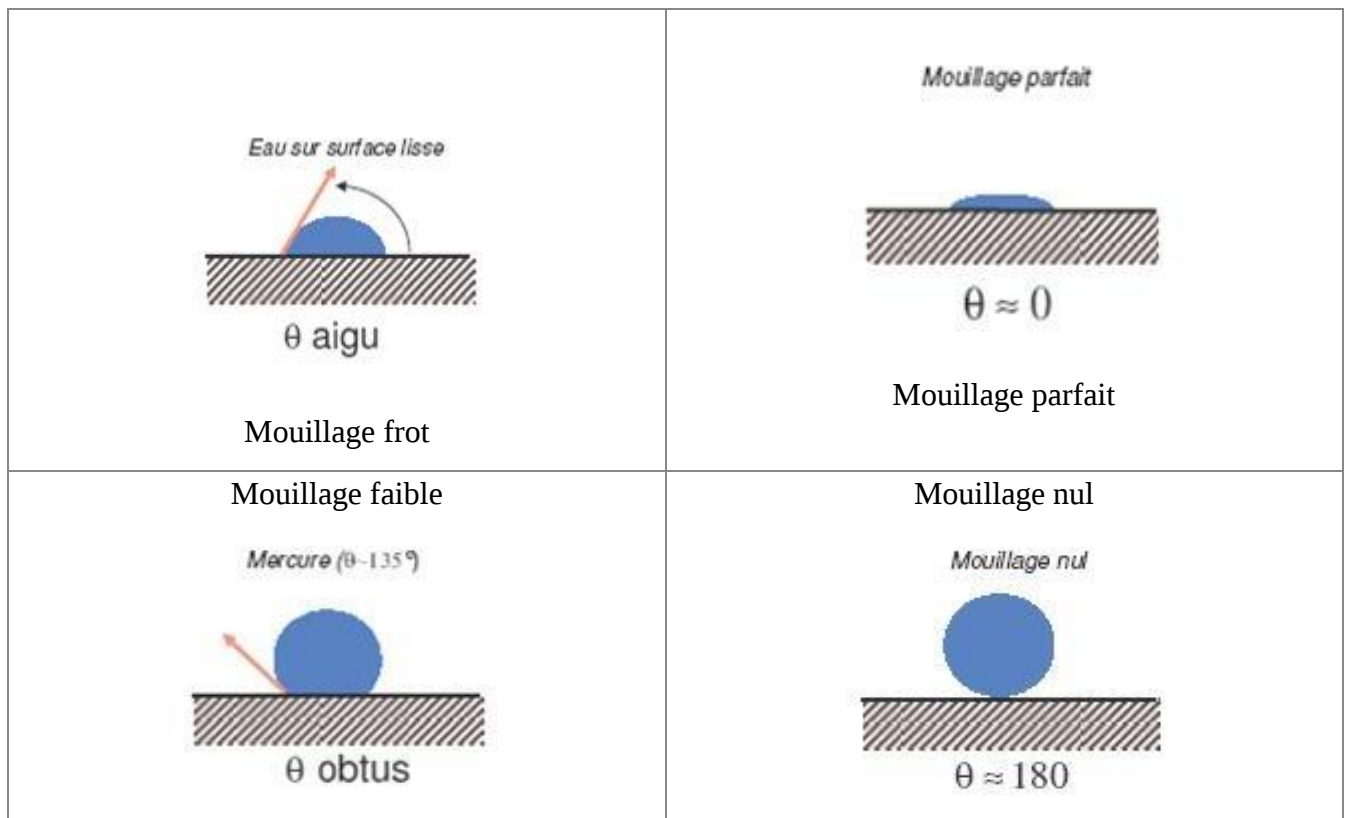


Figure 3. Types de mouillage: Fort pour θ aigu et $\theta \approx 0$; Faible pour θ obtus et $\theta \approx 180$.

Lorsque les forces d'adhérence sont plus grandes que les forces de cohésions, l'angle de raccordement θ est compris dans l'intervalle $[0^\circ ; 90^\circ [$: le liquide mouille imparfaitement la surface. le mouillage est fort. En revanche, lorsque les forces de cohésion sont supérieures aux forces d'adhérence, θ est compris dans l'intervalle $] 90^\circ ; 180^\circ]$: le liquide est imparfaitement non mouillant, le mouillage est faible. L'état de surface des diverses phases a une influence considérable sur l'angle de raccordement. Par exemple, plus le solide est sale, plus l'angle de raccordement θ est important.

I-3-6-Capillarité – Démonstration de la loi de Jurin [4]

La capillarité est l'étude des interfaces entre deux liquides non miscibles, entre un liquide et l'air, ou entre un liquide et une surface. Elle est mise en œuvre par exemple lorsque les buvards aspirent l'encre, ou quand les éponges s'imbibent d'eau, ou même lorsque la sève monte dans les plantes. Elle est plus connue par l'effet d'un liquide remontant contre la gravité dans un tube très fin, dit tube capillaire. Sachant que la tension superficielle est proportionnelle à la force de cohésion intermoléculaire du liquide concerné, plus les molécules du liquide ont une cohésion forte, plus le liquide est susceptible d'être transporté par capillarité, c'est l'ascension capillaire.

L'eau par exemple possède une forte cohésion entre ses molécules: elle adhère à la surface du

tube, puis ses molécules sont attirées sur la partie du tube au voisinage de la surface du liquide (au-dessus). Ainsi, par répétition de ce phénomène l'eau monte ainsi le long du tube.

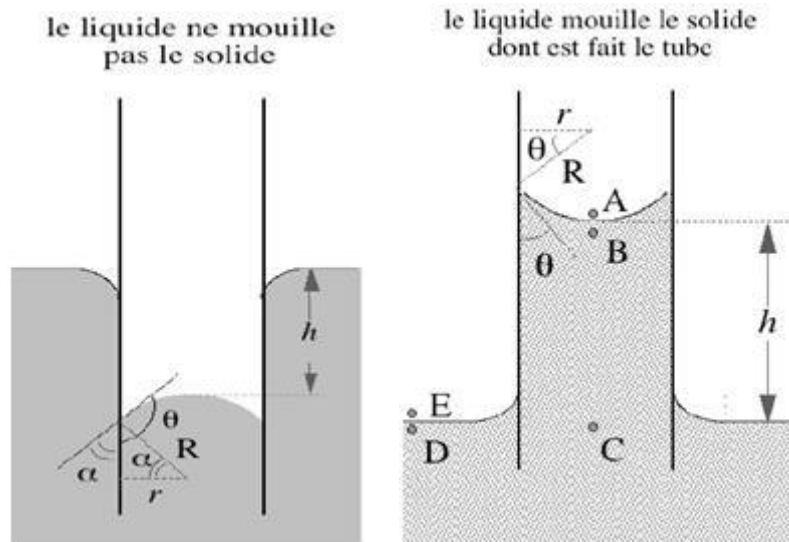


Figure 4. Ascension capillaire

Soit $0^\circ \leq \theta < 90^\circ$ (mouillage fort). La figure 4 montre une configuration immédiatement après l'introduction d'un liquide dans un tube capillaire. La surface du liquide est assimilable à la paroi d'une bulle d'air de rayon R :

$$r = R \cos\theta \quad (\text{I- 12})$$

L'élévation du liquide dans le tube compense la différence de pression entre les deux côtés de l'interface. D'après la loi de Laplace (5) :

$$\Delta P_{BA} = P_A - P_B = 2\gamma \cos\theta / r \quad (\text{I-13})$$

On applique la loi de l'hydrostatique entre les points B et C, et entre les points A et E :

$$\Delta P = P_C - P_B = h\rho g \quad (\text{I-14})$$

Et:

$$\Delta P = P_E - P_A = h\rho g \quad (\text{I-15})$$

De plus, les points C et D sont à la même altitude, et la surface séparant les points E et D est une interface plane donc :

$$P_C = P_D = P_E \quad (\text{I-16})$$

Ainsi :

$$\Delta PBA = PA - PB = hg (\rho L - \rho G) \quad (I-17)$$

L'égalité entre les équations (1-12) à (1-17) donne la loi de Jurin

$$\gamma = 0.5 r.h.g (\rho L - \rho G) / \cos\theta \quad (I-18)$$

I-3-7-La chaleur d'adsorption [2]

a) Définition

En dehors des différentes expressions données, d'une façon générale.

Deux types de chaleur doivent être considérées, la chaleur total ou intégrale et la chaleur différentielle.

La chaleur total d'adsorption : est celle qui est développée par l'adsorption d'un quantité de gaz ou de vapeur.

La chaleur différentielle d'adsorption:est la quantité de chaleur libérée ou adsorbée par L'adsorption à température constante d'une mole de gaz ou de vapeur par une quantité d'adsorbant ayant déjà fixé une quantité donnée d'adsorbat. Lorsque x grammes de gaz s'adsorbent sur un gramme de solide,il y a généralement un dégagement d'une certaines quantité de chaleur .La quantité de chaleur intégrale est donnée par la relation:

$$\Delta H_i = -QM/x \quad (I-19)$$

Ou M représente la masse molaire du gaz. Cette quantité s'exprime généralement en calories ou kilocalories par mole de gaz ou par gramme linéaire en fonction de degré de recouvrement θ , cet effet est observé aussi bien pour la chimisorption, que dans certains cas,pour la physisorption ;il nécessaire de définir alors une chaleur différentielle donnée par la relation:

$$\Delta H_{diff} = -dQ/d\theta. M \quad (I-20)$$

b) Chaleur d'adsorption en physisorption et en chimisorption

La mesure des chaleurs d'adsorption est le principe critère qui permet de différencier l'adsorption chimique de l'adsorption physique

Les chaleurs d'adsorption obtenues par calcul sont de 1.9Kcal/mole aux basses températures et 19 Kcal/mole au dessus de 570°K, ce qui indique une adsorption physique puis une l'adsorption chimique.

La mesure de la chaleur d'adsorption chimique peut être directe ; calorimètre, ou indirecte à partir des isothermes quantité adsorbée constante et des isobares; comme nous le verrons plus loin

Dans le cas d'une surface homogène, on peut écrire à $\theta =$ constante:

$$d \ln \theta / dT = -\Delta H / RT^2 \quad (I-21)$$

Généralement, la chaleur de chimisorption n'est pas constante, mais diminue lorsque la quantité de gaz adsorbé augmente. Ce phénomène peut provenir de l'hétérogénéité de la surface et d'une existence de répulsion entre les molécules adsorbées.

c) Variation de la chaleur d'adsorption avec la température

En générale, comme nous l'avons vu précédemment l'adsorption diminue quand la température s'élève bien qu'il y ait des cas où l'adsorption paraisse augmenter quand la température s'élève. Il résulte de cette diminution de l'adsorption quand la température s'élève, que le phénomène doit être exothermique. Cette prévision a pu être vérifiée, et l'on a pu mesurer dans un certain nombre de cas des chaleurs d'adsorption, négatives comme examiné précédemment.

L'étude de l'influence de la température sur l'adsorption peut permettre de calculer les chaleurs d'adsorption, quand les états d'équilibre sont atteints. En fait, on peut étudier de deux manières l'influence de la température :

- ♦ **à pression constante**: en comparant les quantités absorbées sous une même pression d'équilibre, différentes températures, on détermine alors la courbe isobare
- ♦ **à quantité de gaz absorbé constante**: comparant les pressions d'équilibre à différentes températures, on détermine ainsi la courbe dite isotherme. Les équations ont été établies précédemment. Des isothermes, on peut déduire immédiatement les chaleurs d'absorption, ainsi que l'avait remarqué, FREUNDLICH ; du fait qu'on opère à composition constante de la phase d'absorption, en suivant les variations de la pression d'équilibre avec la température, on peut appliquer la formule de CLABEYRON et aboutir à une relation de la forme :

$$\Delta H = - R \left(\frac{d \log p}{d (1/T)} \right) \quad (I-22)$$

I -3-8- Applications [5]

♦ Capillarité, ménisque

Si vous regardez un liquide dans un tube de verre étroit (type tube à essai), vous verrez que l'interface est bombée vers le bas, l'eau remonte le long des parois ; la surface forme un ménisque. Ceci peut aussi se voir de manière moins flagrante sur les bords d'un verre. En effet, l'énergie d'interface verre/eau étant plus faible que l'énergie d'interface verre/air, il est plus "intéressant" de diminuer la surface verre/air au prix d'une augmentation de la surface air/eau lorsque celle-ci se bombe, et d'une augmentation de l'énergie potentielle de gravité. Autre façon de voir : le verre "attire" les molécules d'eau (force de Van der Waal), donc celles-ci montent, elles sont pour le coup plus à l'aise sur du verre qu'entre elles, et ce malgré le

poids qui les tire vers le bas. Le phénomène de capillarité peut se décrire par le même principe : l'eau monte le long des parois dans de petites cavités, par exemple lorsque vous trempez le bout d'une feuille de papier dans une verre d'eau, l'eau monte le long des fibres de papier.

◆ **Produits tensioactifs, lessive, émulsion, mousse**

Si l'énergie d'interface entre un solide et l'eau est forte, alors l'eau ne s'étale pas et reste sous forme de gouttelette ; c'est ainsi que, comme le montre une célèbre publicité de lessive, "les synthétiques laissent glisser l'eau". On peut alors ajouter un produit dans l'eau qui diminue l'énergie d'interface ; la goutte s'étale alors et peut pénétrer dans le tissu. On appelle ces produits des "tensioactifs".

Les émulsifiants sont des tensioactifs : si vous laissez reposer une vinaigrette, les gouttes d'huile se regroupent et forment bientôt une couche d'huile. Si l'on veut garder l'huile sous la forme de petites gouttelettes, ou émulsion, il faut diminuer la tension superficielle afin que le gain d'énergie de surface lorsque deux gouttes se réunissent soit faible. C'est ainsi que les vinaigrettes du commerce sont sous forme d'émulsion alors que la vôtre faite maison se sépare en quelques minutes. Les tensioactifs permettent aussi de stabiliser les bulles. Si vous soufflez dans un verre d'eau avec une paille, la bulle, lorsqu'elle atteint la surface, crève. Si maintenant vous mettez du sirop dans l'eau, lorsqu'elle atteint la surface, la bulle reste. L'augmentation de surface due à la présence de la bulle ne provoque pas une grande augmentation d'énergie car la tension superficielle est faible. Donc la bulle est stable. Si vous avez bien suivi, les lessives contenant des tensioactifs, elles forment des bulles facilement, d'où la mousse.

◆ **Surfusion**

Lorsque l'on réchauffe de la glace à pression atmosphérique, celle-ci fond à 0°C. Mais lorsque l'on refroidit de l'eau, celle-ci gèle en dessous de 0°C. En effet, lorsque l'on forme le premier petit cristal de glace, on crée une interface solide/liquide, donc de l'énergie d'interface. Or, plus on descend en température, plus l'énergie d'interface (eau liquide)/ (glace) est faible. Ainsi, il est plus facile de créer un premier cristal de glace lorsque la température est plus basse que 0 °C.

On peut voir aussi cela de la manière suivante : si un petit cristal se forme, il est dissout par l'agitation de l'eau. Plus il fait froid, plus l'eau est calme, donc plus il sera facile de former un cristal.

Lorsque l'on introduit un défaut - poussière, aspérité... - ceci permet également d'amorcer la cristallisation plus facilement, et d'annuler l'«effet retardant» de la tension superficielle. Cet effet est à l'origine d'une anecdote célèbre.

Pour aller un peu plus loin : en dessous de 0 °C, la transformation liquide->solide s'accompagne d'une diminution de l'énergie du système. Cette diminution est proportionnelle à la masse transformée, donc au volume de glace formé. Pour que la transformation se fasse, il faut que l'énergie gagnée soit plus importante que l'énergie nécessaire pour créer l'interface liquide/solide.

Dans le cas d'un petit cristal, il a une faible masse, donc sa formation libère peu d'énergie volumique par rapport à l'énergie de surface nécessaire. Comme il est impossible de créer immédiatement un gros cristal, la solidification ne peut pas se faire. Donc la température continue à descendre en dessous de 0°C et l'eau reste toujours liquide. L'arrivée d'un crin de cheval ou d'une poussière change localement la tension superficielle et permet de former un gros cristal autour de cette impureté. Ce gros cristal peut ensuite croître, c'est l'amorce de la solidification. S'il n'y a pas d'impureté, il faudra attendre que le bilan énergétique soit favorable pour que la solidification commence.

Ce faisant, comme la solidification libère de l'énergie, cela fait remonter la température à 0 °C, la solidification va se continuer à cette température.

La modification locale de la tension superficielle permet également d'expliquer :

- a) pourquoi les bulles de champagne montent toujours du même endroit du verre : le verre présente à cet endroit une aspérité qui diminue l'énergie d'interface gaz/liquide, et permet plus facilement à une bulle de se former ;
- b) pourquoi en travaux pratiques de chimie organique, le fait de gratter le fond du Becher (ou ballon, ou Erlen-Meyer, selon les goûts de chacun) facilite la cristallisation : on crée des aspérités qui facilitent la formation du premier cristal.

I-3-9-Quelques méthodes de détermination de la tension superficielle [3]

♦ Pression de bulle maximum

La pression est maximale lorsque la courbure est hémisphérique

$$P_{\max} = \phi gh + 2Y/r \quad (\text{I-23})$$

Donc:

$$Y = r/2(P_{\max} - \phi gh) \quad (\text{I-24})$$

h (m): profondeur d'immersion du tube,

r (m): rayon du capillaire,

g (m · s⁻²): accélération de la pesanteur,

ϕ (kg · m⁻³): masse volumique du liquide.

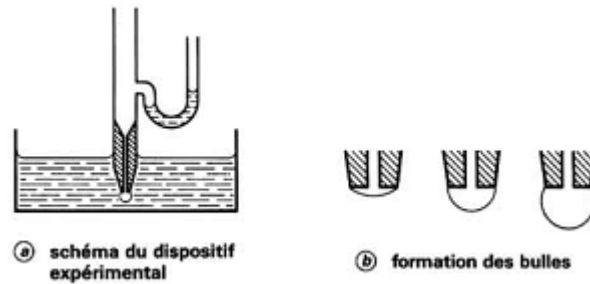


Figure 5: Méthode de pression de bulle maximum

♦ Tensiomètre

a) La méthode de l'anneau

Dans la méthode de l'anneau le liquide est amené vers la sonde jusqu'à la détection de contact avec la surface. L'échantillon est alors de nouveau déplacé, dans la direction opposée cette fois, conduisant à l'étirement d'un film au-dessous de l'anneau.

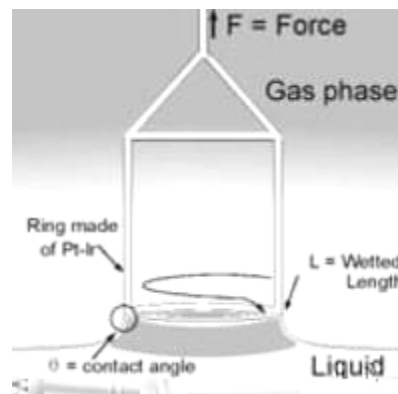


Figure 6 : Schéma descriptif de la méthode de l'anneau

Le calcul est effectué suivant l'équation:

$$Y = F_{\max} - F_v / L \cdot \cos\theta \quad (\text{I-24})$$

Y: Tension de surface ; $F_{\max}$ = force maximale; F_v = poids du volume de liquide soulevé; L = périmètre de mouillage; θ = angle de contact

b) La méthode de la lame

Pour la méthode de la lame, le liquide est élevé vers la sonde jusqu'à la détection du contact entre la surface ou l'interface et la lame. La tension maximale s'exerce dès cet instant sur la balance, et l'échantillon n'a plus besoin d'être déplacé au cours de la mesure.

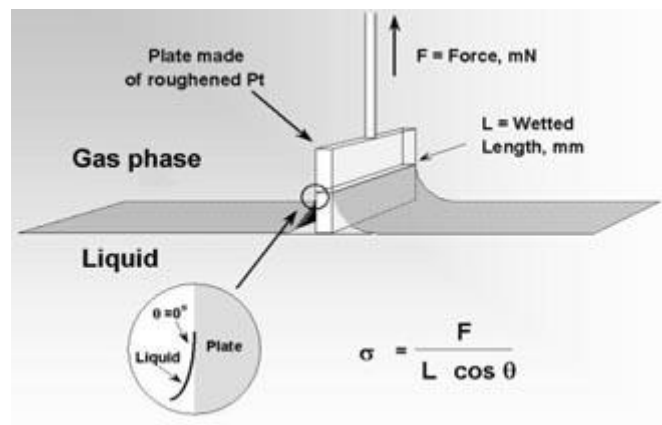


Figure 7 : Schéma descriptif de la méthode de la lame

La tension est calculée en utilisant l'équation suivante:

$$Y = F / L \cdot \cos \theta \quad (\text{I- 25})$$

(Y= tension de surface ou inter faciale; F= Force exercée sur la balance; L= périmètre de mouillage; θ = angle de contact).

I-3-10-Unités pour la tension superficielle [8]

a)Unités SI

La tension superficielle s'exprime en J/m^2 . Comme les résultats sont souvent données en erg/cm^2 on notera que $1 \text{ erg/cm}^2 = 1 \text{ mJ/m}^2$. Naturellement

On peut encore exprimer en mN/m (milli newton par mètre) c'est-à-dire force divisée par une longueur.

$Y = \text{travail (force dans la direction du mouvement)} / 1 \text{ m}^2$

$$Y = W / A \quad (\text{I-26})$$

$$Y = \text{J/m}^2$$

$$W = F \cdot d \quad (\text{I-27})$$

$$W = \text{N} \cdot \text{m} = \text{J}$$

Réarrangement des unités →

$$Y = \text{J/m}^2 = \text{N} \cdot \text{m} / \text{m}^2$$

$$Y = \text{N/m} = \text{N} \cdot \text{m}^{-1}$$

b) Autres unités

En pratique, on utilise des $\text{m} \cdot \text{N/m} = \text{Dyne /cm}$ ou $\text{kg} \cdot \text{m} / \text{s}^2$

Ou $\text{Dyne} = 1 \cdot 10^{-5} \text{N}$

Conclusion

À travers cette étude théorique sur la tension superficielle, on a parlé de le principe théorique de la tension superficielle ses origines et ses caractéristiques et quelques lois générales en rapport avec se domaine et la chaleur d'adsorption ainsi que quelques applications de la tension superficielle

On va étudier dans le deuxième chapitre une façon théorique et profonde des facteurs influents sur la tension superficielle et les relations en rapport avec cette étude

Chapitre II : Principaux facteurs qui influencent sur la tension superficielle

II-1-Introduction

La tension superficielle influe sur le milieu extérieur tel que la viscosité, la pression, l'intensité des forces intermoléculaires et la température; et confirme ces influences théorique (Les relations et les équations générales dans le domaine physico-chimie) et pratiques

II-2- Principaux facteurs qui influencent la tension superficielle

II-2-1-L'influence de la composition de surface (l'intensité des force intermoléculaires) [2]

♦ Forces intervenant entre une molécule de gaz et la surface

Quelle que soit la nature des forces auxquelles il est soumis, un atome situé en surface d'un solide se distingue d'un atome situé à l'intérieur du fait que la résultante des forces qui lui sont appliquées est différente de zéro. Tout processus susceptible de faire décroître l'énergie libre superficielle. Et donc susceptible du solide se produira spontanément. D'après l'isotherme de GIBBS vu précédemment:

$$dY (sv) = -n(s)/A \cdot RT d \ln P/P_0 = n(s)/RT d \ln P \quad (II- 1)$$

Si: $dY (sv)/ d \ln P$ EST négatif. $n (s)/A$ sera nécessairement positif .l'adsorption d'un gaz par un solide est donc un processus spontané qui tend à minimiser la tension superficielle du solide

a) Rappel sur les forces de VANDER WAALS entre molécule

Pour pouvoir comprendre le type de liaison mises en jeu. Lors de l'adsorption .il est nécessaire de décrire d'abord les liaisons entre molécules de gaz .ensuite entre molécules de gaz et solide

Un gaz réel obéit à une équation d'état de type VANDER WAALS parce que le comportement des molécules qui le composent n'est pas par fait équation suivant:

$$(P+n \cdot a/V^2) \cdot (V-nb)=nRT \quad (II-2)$$

b corrige le volume, il est appelé communément covolume.

a corrige l'attraction entre les molécules, elle est de courte portée .ces forces l'attraction entre molécules. Aussi bien à l'état gazeux réel qu'à l'état liquide ou solide, dérivent d'un potentiel :

$$f=-grad \Phi \quad (II- 3)$$

Φ :est potentiel d'attraction, les potentiels sont additifs et le potentiel total d'interaction est la somme d'un potentiel d'attraction et d'un potentiel de répulsion.

a-1) Potentiel d'attraction

Il est de la forme :

$$\Phi_a = -C/r^6 \quad (\text{II- 4})$$

r: distance entre les molécules, le signe moins dénote l' attraction

C: constante de proportionnalité qui est en fait la somme de trois effets distincts:

a-1-1) Effet ou potentiel d'orientation de KEESOM

Il provient, de l'attraction entre dipôles permanents : l'énergie potentielle moyenne interaction, entre deux molécules dipolaires est donnée par la relation :

$$U_0 = -(\mu^4/3r^6)/KT \quad (\text{II- 5})$$

Avec: μ : moment dipolaire, K: constante de BOLTZMANN, T: température en degré KELVIN, le signe négatif indique l'attraction ; quand la température augmente, l'énergie d'orientation diminue.

a-1-2) Effet ou potentiel d'induction de DEBYE

Il provient de la polarisabilité des molécules, une molécule dipolaire peut induire un moment dipolaire, dans la molécule avoisinante. il y a aura donc une attraction entre dipôle permanent et dipôle induit. Cette attraction est donnée par la relation:

$$U_i = 2\mu^4\alpha/r^6 \quad (\text{II- 6})$$

α : est la polarisabilité de la molécule

a-1-3) Effet ou potentiel de dispersion de LONDON

Certaines molécules, qui n'ont pas de moments dipolaires du fait de leur symétrie exemple CCl_4 , peuvent posséder des molécules dipolaires instantanés, ou transitoires, qui pourraient à leur tour, induire des dipôles dans molécules avoisinantes. Cette attraction est de la forme :

$$U_d = -\frac{3}{4}h\nu \alpha^2/r^6 \quad (\text{II- 7})$$

Avec h: constante de PLANCK

ν : fréquence fondamentale de vibration, de cette molécule, cet effet de dispersion est souvent le plus important, comme le montre l'exemple suivant:

Tableau 1: valeurs relatives des différentes interactions pour quelques molécules

Molécules	%KEESOM	%DEBYE	%LONDON
CO	5.10^3	$8.3.10^2$	99.9
HCl	14.3	4.2	81.5
H ₂ O	76.5	4.5	19

b) Potentiel de Répulsion

Ce potentiel n'est important que quand la distance r est petite, il est exprimé sous la forme:

$$\Phi_r = B/r^n \quad (\text{II- 8})$$

Avec $10 \leq n \leq 16$

c) Potentiel global d'interaction

$$\Phi = \Phi_a + \Phi_r \quad (\text{II- 9})$$

Il sera la résultante des deux contributions, l'attraction et Répulsion:

$$\Phi = (B/r^n) - (C/r^6) \quad (\text{II- 10})$$

La constante C est relative à la polarisabilité α_1 et α_2 , de deux atomes isolés séparés par la distance r , elle est donnée par la formule suivant:

$$C = \frac{2}{3} \alpha_1 \alpha_2 h \nu_1 \nu_2 / (\nu_1 + \nu_2) \quad (\text{II- 11})$$

Où ν_1 et ν_2 , sont les fréquences caractéristiques, de la courbe de dispersion optique, des atomes, est h la constante de PLANCK.

Une autre expression de C englobant, les susceptibilités diamagnétiques x_1 et x_2 des atomes, et donnée par KIRKWOOD, et MULLER.

m : étant la masse de l'électron . c : la vitesse de la lumière

$$C = 6mc^2 \cdot ((\alpha_1 \alpha_2) / (\alpha_1 / x_1) + (\alpha_2 / x_2)) \quad (\text{II- 12})$$

Et $B = C \cdot r_0^6$

En générale l'augmentation de la tension superficielle lorsque Les forces intermoléculaires augmente

Classement par ordre décroissant de tension superficielle (l'intensité des forces intermoléculaires)

Tableau 2: Valeurs relatives des différentes interactions pour quelques molécules

Substances pures	$\gamma = \left(\frac{mN}{m}\right)$	Description des forces intermoléculaires
Hg	485	Très intenses => liaisons métalliques
H ₂ O	72.7	Elevées => Keesom+ liaisons H
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (butanol)	24.6	Moyenne => London+un pont H (M augmente que éthanol donc γ augmente)
CH ₃ CH ₂ OH (éthanol)	22.3	Moyenne => London+un pont H
n-Hexane	18.4	+Faible => Seulement London

II-2-2-L'influence de la température [1]

a) Relation générale

Soit un système où l'énergie libre G ne dépend que de la température, et de l'étendue de la surface A , on supposera que le système est à pression constante, est que la variation du nombre de moles est négligeable il :

$$dG = -SdT + YdA \quad (\text{II- 13})$$

$$(\delta G / \delta T)A = -S \quad (\text{II- 14})$$

$$(\delta Y / \delta T) T = Y \quad (\text{II- 15})$$

On montre de même que:

$$-(\delta S / \delta A) T = (\delta Y / \delta T) A \quad (\text{II- 16})$$

Et en différenciant par rapport à la relation de GIBBS :

$$G = H - TS \quad (\text{II- 17})$$

Il vient :

$$(\delta G / \delta A) T = (\delta H / \delta A) T - T (\delta S / \delta A) T \quad (\text{II- 18})$$

Soit, en combinant :

$$T (\delta Y / \delta T) A = -(\delta H / \delta A) T \quad (\text{II- 19})$$

Cette relation montre que la tension superficielle peut être portée en fonction de la température ; la pente est négative et permet de déduire l'enthalpie par unité de surface $(\delta H / \delta A) T$

Lorsque la température s'élève, le corps se dilate, les forces d'attraction mutuelle de ses molécules internes et celles des molécules superficielles diminuent, ainsi la tension superficielle décroît avec l'élévation de la température, aux températures supérieures à la température normale d'ébullition d'un liquide donné, la tension superficielle est mesurée sous la pression de vapeur saturante.

b) Equation d'EOTVOS

$$dG = -SdT + dW + \sum \mu_i dn_i + VdP + PdV \quad (\text{II- 20})$$

Si on augmente la température d'un liquide, l'agitation thermique augmente et les molécules auront tendance à savoir le liquide, la force les attirant vers l'intérieur. Et par conséquent la tension superficielle devrait donc décroître si la température augmente.

exception faite pour les cristaux liquide mésomorphes; à la température outique la tension superficielle s'annule ; plus le liquide étudié a une température très éloignée de sa température critique , plus sa tension superficielle sera élevée ;

C'est le cas des métaux ; au contraire si Test proche de T_c Y sera c'est le cas des gaz aires liquéfiés

EOTVOS, propose une équation de la forme :

$$Y=k (T_c-T)/ (MV)^{2/3} \quad (II- 21)$$

Avec k constant d'EOTVOS, k varie en fonction de température

c) Relation empirique de RAMSAY –SHIELDS

RAMSAY et SHIELDS la relation (II- 21) et la Relation :

$$dW=- PdV \quad (II-22)$$

Ont proposé la relation suivante :

$$(Y_1 (xMV_1)^{2/3}-Y_2(xMV_2)^{2/3})/ (t_2-t_1)=2.121 \quad (II- 23)$$

Y,M et V tension superficielle ,masse moléculaire et volume spécifique ,t étant la température ,x le degré d'association des molécules .pour un liquide ne présentant pas d'association,x=1

Cette formule permet de retrouver une tension superficielle à une température t_2 , connaissant la tension superficielle à t_1 .

Enfin, les résultats expérimentaux mettent en évidence une diminution de la tension superficielle lorsque la température augmente.

Tableau 3: tensions superficielles de quelques liquides purs à différentes températures.

100°C	80°C	60°C	40°C	20°C	0°C	Liquide
58,85	62,61	66,18	69,56	72,75	75,64	Eau
	21,30	23,70	26,30	28,90	31,60	Benzène
19,39	21,53	23,81	26,13	28,43	30,74	Toluène
		21,90	24,30	26,80		Tetrachloride de carbone
15,70			20,90	22,65	24,50	Méthanol
		19,01	20,60	22,27	24,05	Éthanol
	16,20	18,60	21,16	23,70	26,21	Acétone

Y est donné en mN/m ou mJ/m²

Conclusion

À travers cette étude théorique des différents facteurs influençant sur la tension superficielle, on a étudié :

- ✓ Influence de la composition de surface, qui inclut les forces de VANDER WALLS
- ✓ Influence de la température, qui inclut les relations générales

On va étudier dans le troisième chapitre de façon pratique l'influence de la température sur la tension superficielle.

Chapitre III: Influence de la température sur la tension superficielle

III-1-Introduction

Il y a plusieurs méthodes qui nous permettant la mesure de la tension superficielle des liquides.

Dans ce chapitre nous choisissons la méthode d'ascension capillaire pour mesurer la tension superficielle de l'eau aux différentes températures, à cause de sa facilité et son austérité les matériels et réactifs

Puis, nous expliquons la manière et nous tâchons la discussion

III-2-Mesure expérimentale de la tension superficielle par ascension capillaire

En cette méthode, il y a trois forces impliquées :

Adhésion ↑:entre le liquide et la paroi polaire de verre

Gravité ↓:limite la hauteur d'ascension

Cohésion : la tension superficielle

Son principe qui nous subordonnons : calcule la hauteur de capillaire et application la relation suivant :

$$Y = \frac{1}{2} (h \cdot r \cdot p \cdot g) \quad (1- III)$$

h: hauteur ascension (cm)

r: rayon du capillaire (cm)

p: masse volumique (g/cm³)

g: accélération gravitationnelle (g=980cm/s²)

Vérification des unités

$$Y = \text{cm} \cdot \text{cm} \cdot \text{g/cm}^3 \cdot \text{cm/s}^2 = \text{g/s}^2$$

$$Y = \text{g} \cdot \text{m/s}^2 \cdot \text{m} = \text{g/s}^2$$

$$Y = \text{Kg} \cdot \text{m/s}^2 \text{ ou } Y = \text{mN/m}$$

III-3-Matériels et réactifs

- Chauffage
- Thermomètre
- Bécher de 100 ml pyrex
- Ampoule gradué ouvert au deux extrémités
- Eau distillé
- Support

III-4-Mode opératoire

On verse 90 ml d'eau distillé dans un bécher puis on pose l'ampoule gradué et un thermomètre en le bécher et on fixe cette ampoule sur la support, on développe la température et on constate les résultats.



Image 1:Image qui définit le mode opératoire de l'expérimentation

III-5-Resultat et discussion

Le tableau ci-dessous nous donne les valeurs de hauteur d'ascension de nos différents températures la tension superficielle théorique et la tension superficielle pratique (le calculé) par la relation précédente où:

- $r = 0.30 \text{ cm}$
- $g = 980 \text{ cm/s}^2$
- $p (\text{eau}) = 1 \text{ g/cm}^3$

Tableau1: les Résultats de expérimentation et la tension superficielle pratique et théorique

T (°C)	h (cm)	Y pratique (g/s ²) ou (kg.m/s ²)	Y théorique (mN/m)
30	0.54	79.38	71.19
40	0.36	76.44	69.60
50	0.32	73.50	67.94
60	0.31	72.03	66.24
70	0.27	70.56	64.68
80	0.24	67.62	62.67

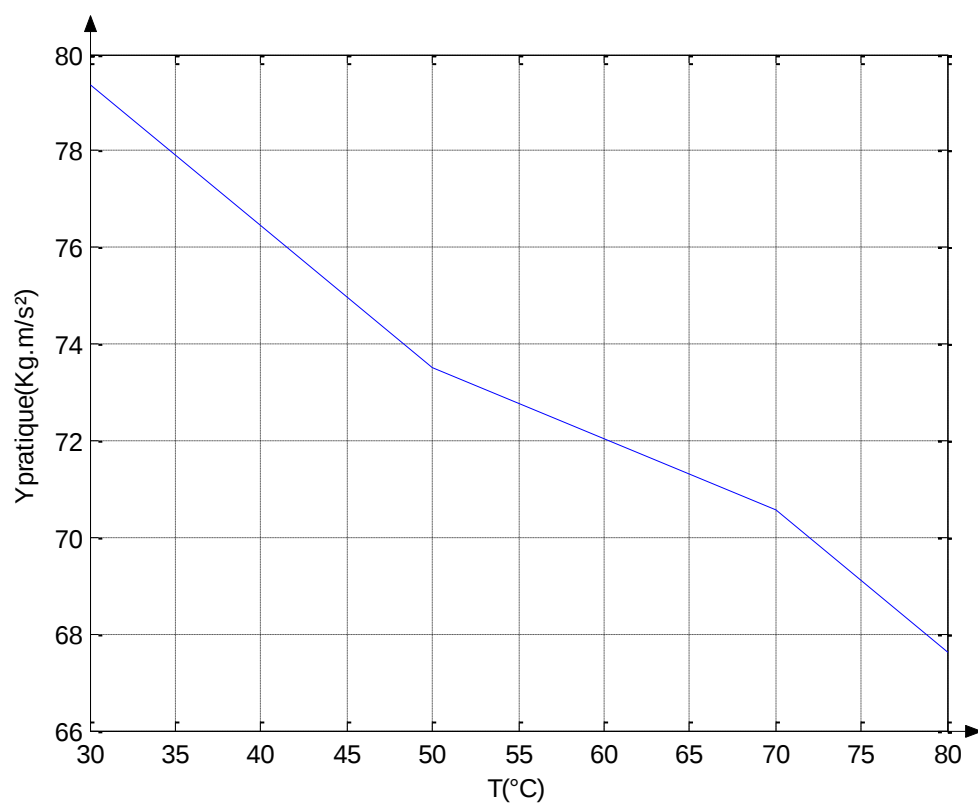


Figure 01: Variation de la tension superficielle pratique en fonction de la température

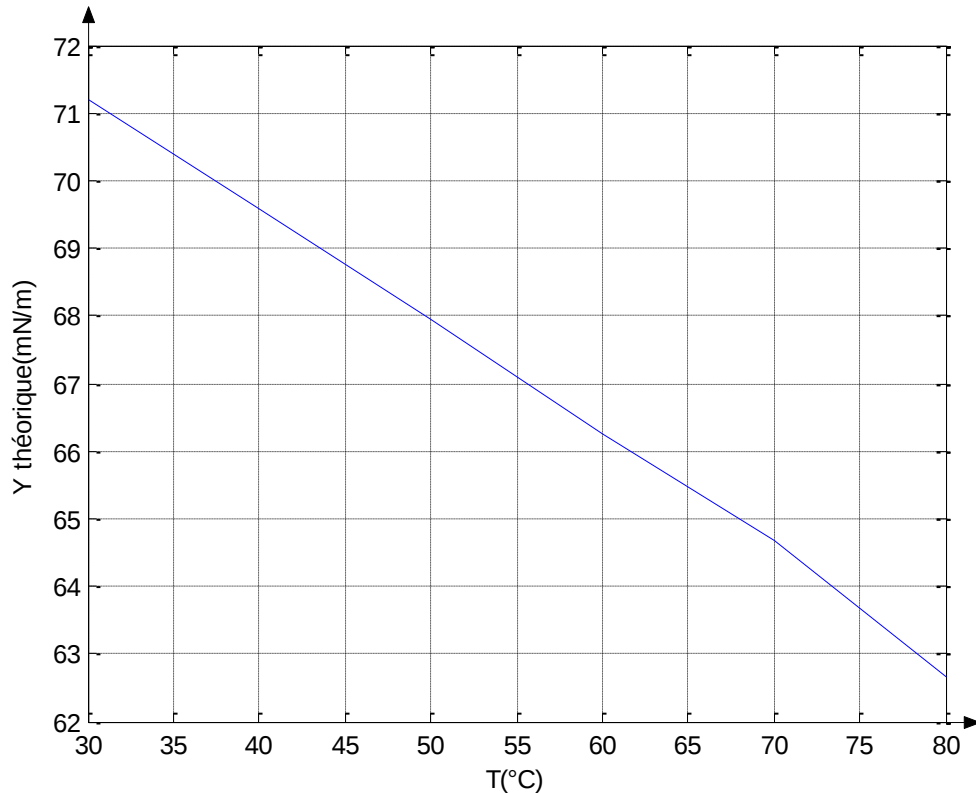


Figure 02: Variation de la tension superficielle théorique en fonction de la température

Nous observons la diminution de l'hauteur de l'ascension capillaire en fonction de l'augmentation de la température, à 30 C enregistre $h = 0.54$ cm, cette valeurs est arrivée à 0.24 cm pour un température de 80 C. L'effet de température sur la tension superficielle est observé, lorsque la température augmente, les forces d'interactions sont diminués et les liaisons intermoléculaires aussi diminués. Ce phénomène explique la diminution de la tension superficielle en fonction de l'augmentation de la température.

Conclusion

À travers cette étude pratique de l'influence de la température sur la tension superficielle, on a reconnu la méthode de mesure de la tension superficielle par ascension capillaire

Puis, on a reculé les résultats pratiques de la hauteur et on a calculé la tension superficielle par la relation : $Y = \frac{1}{2} (h \cdot r \cdot \rho \cdot g)$

Et enfin, on a expliqué les résultats

Conclusion générale

Vu l'importance qui caractérise la tension superficielle qui offre une place importante dans les différentes industries est devenu un sujet important des études scientifique dans le domaine de physico-chimie.

Ainsi que notre étude de l'effet de température sur la tension superficielle de parti pratique à confirmer les études théoriques précédentes.

Ainsi qu'on à étudié théoriquement la tension superficielle et les facteurs influençant et on à parlé de relation spécifique de ce sujet et à travers les résultats obtenus on conclut:

La relation générale entre la tension superficielle et la température est variée inversement, lorsque la température augmente, toujours la tension superficielle diminuée

Références bibliographiques:

- [1]: P.Chems.Eddine CHITEUR, (2004), Physico –chimie des surfaces tome (1), l'office des publications universitaires, place centrale-ben aknoun –ALGER, p:14 au 17
- [2]: P.Chems.Eddine CHITEUR, (2004), Physico –chimie des surfaces tome (2), l'office des publications universitaires, place centrale-ben aknoun –ALGER, p:12 au 15
p:45 au 47
p:55 au 56
- [3]: D.Bernard LE NEINDRE, (2002), Tensions superficielles et interfaciales, Centre français d'exploitation du droit de copie est strictement interdite, paris, p:4
- [4]: <http://knol.google.com/k/-/2gs7os7a9umqq/icbbtu/sans-titre7.jpg> 07/05/2009
- [5]: <http://fsp-faq.ifrance.com/corps/th0004.html>,23/03/2009
- [6]: Xavier LE GALL et Philippe Henri BLAIS et Fabrice BENHAMOUDA, Un écoulement quotidien
- [7]: Stéphane Roberge, Chimie générale–Hiver-2008 Détermination de la tension superficielle de quelques liquides
- [8]: Stéphane Roberge, Chimie physique –Hiver-2008 forces intermoleculaires et physicochimies des solutions