

Chapitre 3 :

Phénomènes de surfaces

1. Phénomène de la tension superficielle

Certains insectes tels que les gerris se déplacent à grande vitesse (1 m/s) à la surface de l'eau comme s'ils glissaient sur un film souple **Fig 3.1**. Ces phénomènes donnent l'impression que la surface des liquides se comporte comme une membrane élastique tendue. Le phénomène de tension superficielle fait apparaître une grandeur intensive propre aux liquides, qui revêt une grande importance dans des cas bien définis [7]. Cette grandeur intervient principalement dans les phénomènes de capillarité et dans la formation des gouttes, des gouttelettes et des bulles, ainsi que dans les propriétés de mouillabilité des surfaces par les liquides.



Fig 3.1. Un gerris flotte sur la surface de l'eau [8]

La tension superficielle est une propriété des liquides qui permet de maintenir en équilibre leur surface libre [7].

Au sein d'un liquide au repos, chaque molécule est soumise à l'attraction des proches voisines **Fig 3.2**. La résultante R de ces forces, dirigées dans toutes les directions, est nulle [8].

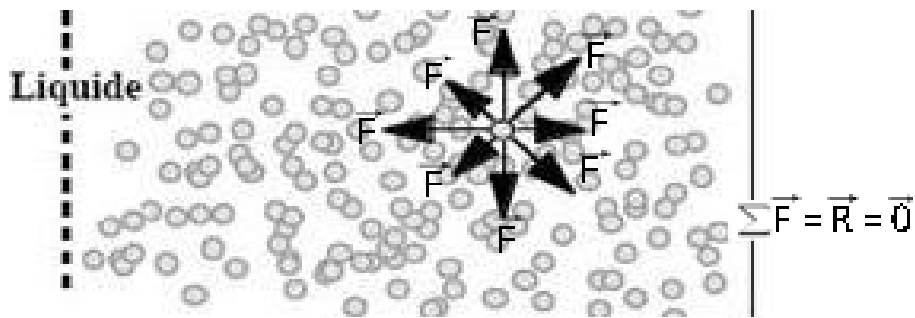


Fig 3.2 Schéma montrant la résultante \vec{R} nulle des forces agissantes sur une molécule à l'intérieur d'un liquide [8]

A la surface de séparation entre le liquide et le gaz qui le surmonte, les forces de cohésion ne présentent plus cette symétrie moyenne : chaque molécule subit de la part des molécules placées à l'intérieur du liquide, des forces d'attraction dont la résultante, normale à la surface est dirigée vers l'intérieur du fluide, n'est compensée par aucune autre force **Fig 3.3**.

L'ensemble des molécules de surface se comportent donc comme une membrane tendue sur les autres molécules. L'épaisseur de la couche superficielle de molécules varie entre 1 et 100nm **Fig 3.4**. La tension superficielle est un phénomène physico-chimique lié aux interactions moléculaires d'un fluide. Elle résulte de l'augmentation de l'énergie à sa surface qui en augmente localement la cohésion [8].

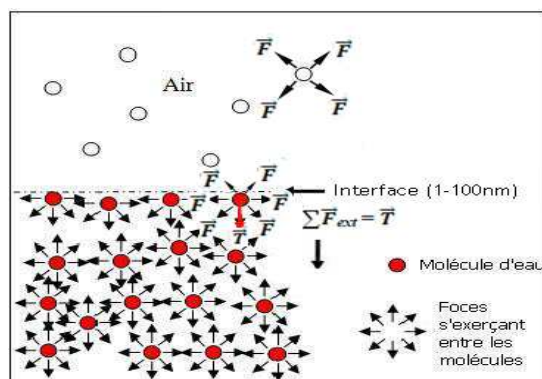


Fig 3.3 Schéma montrant la résultante des forces agissantes sur une molécule se trouve à l'interface liquide-gaz [8]

Ceci explique par ailleurs que tout liquide tend spontanément à diminuer sa surface. Ainsi se forment les gouttes et les bulles. La forme sphérique présente le plus faible rapport surface/volume *minimisation de l'énergie*.

2. Démonstration de la formule de la tension superficielle

Il y a une proportionnalité entre le travail dW que l'on fournit et l'augmentation dA de l'aire de la surface liquide ; on écrit simplement :

$$dw = \sigma dA \quad (3.1)$$

σ : Coefficient de la Tension superficielle.

Remarquons que l'énergie dépensée pour augmenter l'aire superficielle correspond à la force F .

$$dF = \sigma dl \quad (3.2)$$

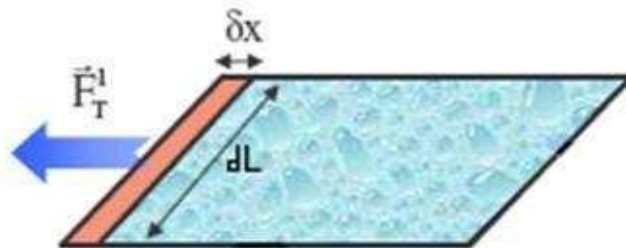


Fig 3.4 Schéma démontrant la relation de la tension superficielle [9]

La tension superficielle est la force de traction par unité de longueur agissant sur un élément de longueur, 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. La tension superficielle est mesurée par le quotient de la norme de la force F par la longueur l [8].

L'unité de mesure de la tension superficielle est: $\mathbf{N.m^{-1}}$ qui est équivalent aux $\mathbf{J.m^{-2}}$ ou $\mathbf{dyne/cm}$ dans le système CGS.

On notera que la tension superficielle diminue lorsque la température augmente : cela s'explique par le fait que les forces de cohésion intermoléculaires sont réduites par l'agitation thermique.

- **Ordres de grandeur : Interface liquide-air**

Liquide	$\sigma(\text{N.m}^{-1}) \times 10^{-3}$
eau (à 20 °C)	73
eau (à 0 °C)	75,6
huile végétale	32
Ethanol	22
Ether	17
Mercure	480

Tableau 3.1 Quelques exemples de la tension superficielle [8]

Prenons l'exemple d'une bulle de gaz au sein d'un liquide **Fig 3.5**. Supposons, pour simplifier, que cette bulle est sphérique.

Soit une membrane sphérique remplie d'un liquide. La résultante de toutes les forces de tension superficielle a pour effet d'exercer une compression de façon à réduire la surface de la sphère. Il existe donc une surpression à l'intérieur de la sphère. L'existence de cette bulle suggère que la pression interne P_i est supérieure à la pression externe P_e . Calculons $P_i - P_e$ en prenant un élément de surface de la bulle. La loi de Laplace permet de calculer la différence $P_i - P_e = \Delta p$ en fonction de R et de σ . Si on augmente le rayon R de la goutte de dR , son volume augmente de : $S \cdot dr = 4\pi R^2 dR$, où S est la surface de la goutte [7].

Le travail des forces de pression au cours de cette opération est :

$$dW_e = - P_e 4\pi R^2 dR$$

$$dW_i = P_i 4\pi R^2 dR$$

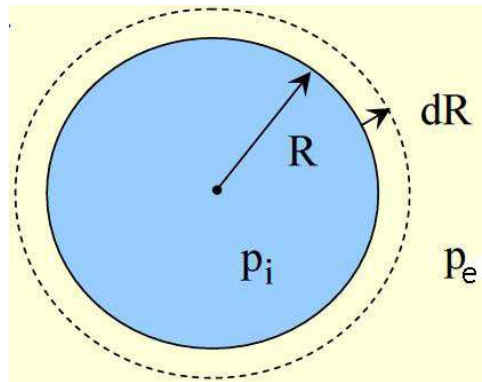


Fig 3.5 La pression dans une membrane sphérique remplie d'un liquide

Le travail total est donc :

$$dW = (P_i - P_e) \cdot 2 \cdot 4\pi R \cdot dR$$

Ce travail est égal à celui des forces de tension de surface :

$$dW = \sigma dS \quad (3.3)$$

La surface d'une sphère vaut : $S = 4\pi R^2$

Son augmentation dS est égale à : $dS = 8\pi R dR$.

Il s'ensuit :

$$\Delta P = P_i - P_e = \frac{2\sigma}{R} \quad (3.4)$$

- **Remarque :**

Cette relation montre qu'il n'y a pas de variation de pression à la traversée d'une surface plane, puisque dans ce cas R est infini.

- **La bulle de savon :** Une bulle de savon **Fig 3.6** est un film sphérique mince possédant deux

surfaces de séparation : $P_i - P_s = \frac{2\sigma}{R} \quad (1)$ et $P_s - P_e = \frac{2\sigma}{R} \quad (2)$

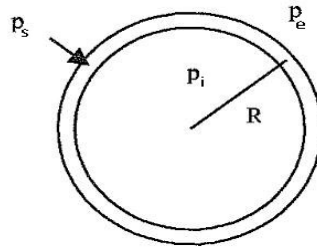


Fig 3.6. La pression dans une bulle de savon

D'après l'équation 1 et 2 on déduit :

$$\Delta P = P_i - P_e = \frac{4\sigma}{R} \quad (3.5)$$

Si R augmente, ΔP diminue : la pression est plus grande dans une petite bulle que dans une grande. En conséquence, si on met deux bulles en contact, la plus petite va se dégonfler dans la plus grande.

3.2 La respiration chez les êtres vivants

Le poumon humain présente une structure complexe. Tout d'abord, il contient de très nombreux vaisseaux capillaires, qui constituent un réseau d'une longueur totale de 2400 kilomètres [9].

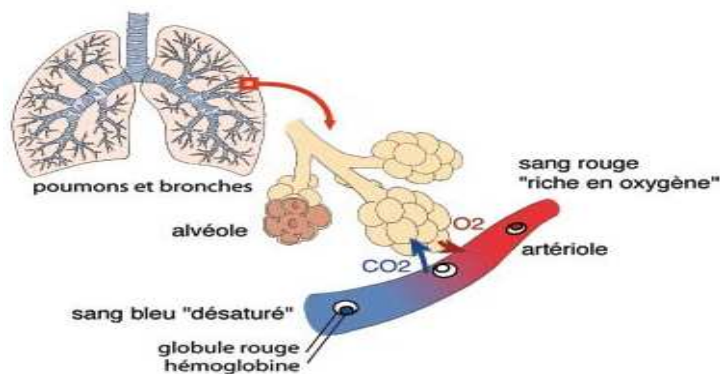


Fig 3.7 Alvéoles pulmonaires [9]

D'autre part, il est muni de minuscules structures, les *alvéoles pulmonaires*, véritables petits sacs microscopiques regroupés en amas (les sacs alvéolaires), au niveau desquelles passent des capillaires sanguins, et qui sont le lieu des échanges gazeux respiratoires. Chaque poumon contient pas moins de 350 millions de ces alvéoles pulmonaires, totalisant une surface de 100 mètres carrés. La dilatation des poumons requiert un travail considérable car la tension superficielle qui attire les membranes alvéolaires est élevée.

Pour faciliter l'échange des molécules gazeuses, des surfactants réduisent la tension superficielle à la surface interne des alvéoles. La présence de ces surfactants réduit le travail nécessaire à la dilatation des poumons.

Lorsque l'alvéole se dilate, la concentration des surfactants par unité de surface diminue, la tension superficielle augmente. La résistance à la dilatation augmente et protège les alvéoles contre l'éclatement. Le rôle principal des surfactants est de réduire la tension superficielle air/liquide créée par la fine couche de liquide se trouvant à la surface des alvéoles pulmonaires **Fig 3.8**. La réduction de la tension superficielle facilite l'expansion des alvéoles à l'inspiration et les maintient ouvertes pendant l'expiration. Toutefois, ce mode d'action est débattu : le surfactant pourrait aussi faciliter l'ouverture alvéolaire du fait de ses propriétés anti-adhésives, et son constituant principal, la phosphatidylcholine saturée formerait du fait de sa compression à l'expiration un revêtement semi-rigide s'opposant à l'écrasement des alvéoles.

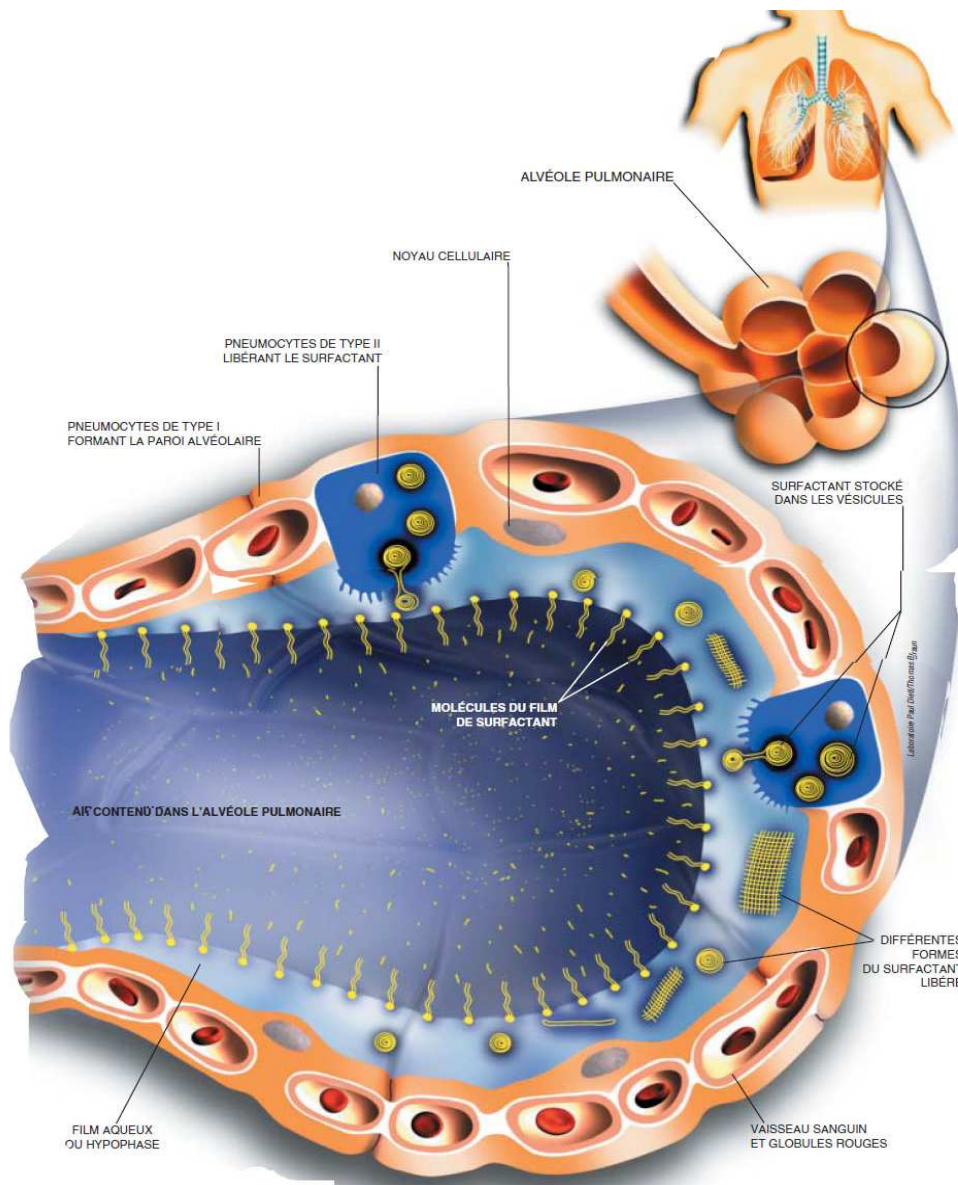


Fig 3.8 Schéma montrant le rôle principal des surfactants sur la respiration [10]

Le surfactant pulmonaire est indispensable à une fonction respiratoire normale. Le déficit primitif en surfactant qui résulte de l'immaturation du poumon est la cause du syndrome de la maladie des membranes hyalines ou détresse respiratoire idiopathique du nouveau-né prématuré. Le surfactant pulmonaire s'accumule en effet en fin de grossesse en préparation à la naissance. Non seulement la quantité de surfactant augmente, mais sa composition évolue, le dernier constituant à apparaître étant un phospholipide exclusivement présent dans le surfactant, le phosphatidylglycérol. La limite absolue de viabilité (présence des premières barrières alvéolo-capillaires fonctionnelles permettant

des échanges gazeux) se situe dans l'espèce humaine vers 23 semaines d'aménorrhée, la respiration aérienne étant donc impossible avant ce stade. Cependant, le déficit en surfactant persiste encore plusieurs semaines après cette limite, et le risque de détresse respiratoire subsiste ainsi jusque vers 35-36 semaines où la qualité et la quantité de surfactant deviennent suffisantes.

4. Ascension et dépression capillaire

4.1 Observation

Dans un tube de verre étroit (tube à essai), l'interface air-liquide est bombée vers le bas (ou vers le haut) : la surface forme un ménisque concave (ou convexe) ; de plus, le liquide s'élève (ou s'abaisse) le long des parois [9].

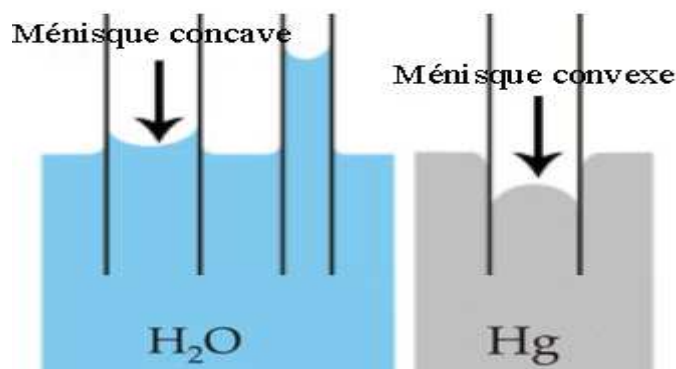


Fig 3.8 Ascension dans l'eau et dépression dans le mercure [9]

4.2. Interprétation

Une goutte de liquide déposée sur une plaque solide plane et horizontale peut :

- **(a)** Le liquide *mouille parfaitement* le solide.
- **(b)** Soit former une lentille, avec deux cas de figure :
 - ✓ **(b.1)** Le liquide *mouille partiellement* le solide $\rightarrow \theta < 90^\circ$
 - ✓ **(b.2)** Le liquide *ne mouille pas* le solide $\rightarrow \theta > 90^\circ$

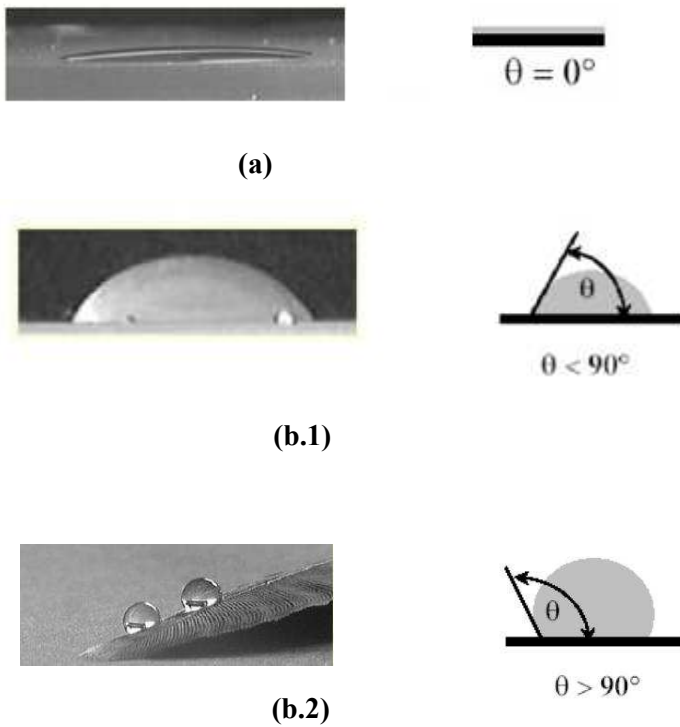


Fig 3.9 Différents angles de contact. (a) mouillage parfait, (b.1) mouillage partiel, (b.2) pas de mouillage

4.3. Modélisation

L'angle θ s'appelle angle de contact. Il dépend à la fois du liquide, du solide qui le supporte ou le contient, et du gaz qui environne les deux. Trois paramètres sont donc à prendre en compte :

- La tension superficielle σ_{sl} entre le solide et le liquide ;
- La tension superficielle σ_{lv} entre le liquide et le gaz ;
- La tension superficielle σ_{sv} entre le solide et le gaz.

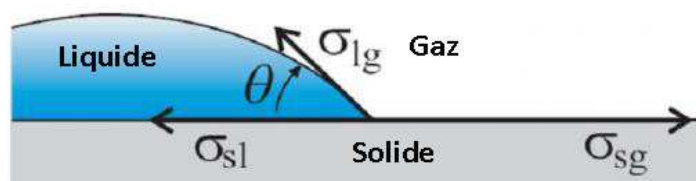


Fig 3.10. Schéma montre les trois forces en présence, représentées par leurs tensions superficielles correspondantes [9]

L'équilibre de la goutte se traduit par :

$$\sigma_{sg} = \sigma_{sl} + \sigma_{lg} \cdot \cos\theta \quad (3.6)$$

$$\cos\theta = \frac{\sigma_{sg} - \sigma_{sl}}{\sigma_{lg}} \quad (3.7)$$

Ainsi, les phénomènes de capillarité sont liés à un équilibre entre les forces exercées sur les surfaces : liquide-gaz, liquide-solide et solide-gaz.

4.4. Démonstration du phénomène

Un tube de verre de faible diamètre est plongé dans un liquide mouillant, de l'eau par exemple. Dans le tube, le niveau du liquide est supérieur au niveau de la surface libre du récipient **Fig 3.9**.

Le ménisque concave fait un angle θ avec la surface du tube. L'ascension capillaire est due aux forces superficielles appliquées en tout point du contour du ménisque. La résultante F de ces forces équilibre le poids P du liquide soulevé. L'élévation du liquide dans le tube compense la différence de pression entre les deux côtés de la paroi. (Loi de Laplace).

Le poids de la colonne de liquide dans le tube $P = mg = \pi R^2 \rho g h$ est équilibré par la force de tension superficielle $F = 2\pi R \sigma \cos\theta$ [8].

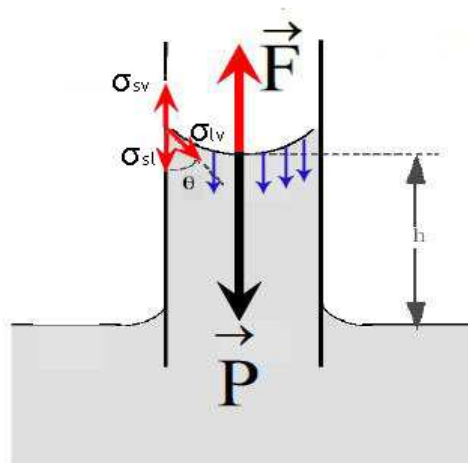


Fig 3.11 Ascension capillaire, cas d'un mouillage imparfait [9]

S'exerçant sur la ligne de raccordement entre le liquide et la paroi du tube. On obtient ainsi la relation que l'on appelle *Loi de Jurin* :

$$h = \frac{2 \sigma \cos \theta}{\rho R g} \quad (3.8)$$

R : rayon intérieur du tube,

ρ : masse volumique du liquide,

g : gravité,

σ : tension superficielle du liquide,

θ : angle de raccordement liquide/solide. $\cos \theta$: parce que seule la composante verticale contribue à la résultante F. Dans le cas du mouillage parfait, $\cos \theta = 1$.

- **Remarque :**

Si l'angle θ dépasse 90° , la loi de Jurin donne h négatif. On parle alors de *dépression capillaire*. C'est le cas du mercure au contact du verre et de tous les liquides non mouillants.

Cette fois les forces de cohésion sont supérieures aux forces d'adhésion, le liquide ne mouille pas les parois du tube. Le niveau du liquide s'abaisse dans le tube en dessous du niveau de la surface libre du récipient. Le ménisque est convexe et forme l'angle $\theta > 90^\circ$ avec la paroi du tube [8]. Les forces de tension superficielle tirent le liquide vers le bas.

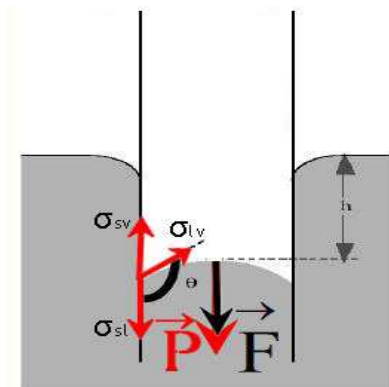


Fig 3.12 Dépression capillaire; Le liquide ne mouille pas le solide [9]

Quelques valeurs de l'angle de contact :

Interface dans l'air	Angle de contact θ	Ascension ou dépression
Eau-verre	0	↑
Liquide organique-verre	0	↑
Alcool-verre	0	↑
Mercure-verre	140	↓
Kérosène-verre	26	↑
Eau-paraffine	107	↓
Eau-acier	90	Nulle
Eau-bois	0	↑

Tableau 3.2 Quelques exemples de l'angle de contact [9]