



République Algérienne Démocratique et Populaire  
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique  
Université Med Khider Biskra



Faculté des Sciences Exactes et des Sciences de la Nature et de la Vie



Département des Sciences de la Matière

Domaine des Sciences de la Matière

Filière de Physique

## **Cours de Biophysique** *pour les Etudiants de 2<sup>ème</sup> année SNV*

Préparé par :

Dr *Boudour Bariza* Maître de conférences B

Année Universitaire  
2024-2025

## Préface

Le domaine de la biophysique des solutions est fondamental pour l'analyse des systèmes biologiques. Les biomolécules essentielles à la vie évoluent dans l'environnement des solutions biologiques, qu'elles soient intracellulaires ou extracellulaires. Il est donc essentiel de saisir les caractéristiques physiques voire chimiques de ces solutions afin de cerner les mécanismes biologiques qui y sont impliqués.

La biophysique des solutions est le sujet essentiel de ce cours, qui propose une analyse approfondie des interactions entre molécules dans les milieux liquides, de leur impact sur la structure et la fonction des biomolécules, ainsi que des phénomènes physico-chimiques tels que la diffusion, la viscosité, les ondes sonores et les équilibres ioniques qui jouent un rôle important dans le fonctionnement des systèmes biologiques.

Dans ce polycopié, les étudiants sont guidés par des concepts tels que l'osmose, l'effet des forces de Van der Waals, les interactions hydrophobes, ainsi que l'influence des propriétés des solvants sur les réactions biologiques et la stabilité des structures macromoléculaires. Il est important de comprendre ces concepts afin de saisir des phénomènes tels que le transport des ions à travers les membranes, le repliement des protéines et les interactions entre les enzymes et les substrats.

Ce polycopié, qui combine des explications théoriques et des illustrations pratiques, permettra de comprendre les mécanismes par lesquels les propriétés des solutions impactent les processus vitaux. Nous espérons que ce cours vous aidera à acquérir une compréhension approfondie et critique des principes de la biophysique des solutions, tout en vous préparant à explorer des domaines connexes tels que la biochimie et la biologie moléculaires.

Nous vous recommandons d'étudier ce sujet avec intérêt et sérieux, et à considérer la biophysique des solutions comme un moyen d'ouvrir d'autres perspectives dans les sciences biologiques.

## Table de Matières

<b>Chapitre I : Les états de la matière</b>	
I Introduction	9
I.1 Généralités sur les états de la matière	9
I.1.1 Forces intermoléculaires	9
I.1.1.1 Forces de van der Waals	9
I.1.1.2 Liaisons hydrogène	10
I.1.1.3 Forces ion-dipôle	10
I.1.2 Transitions des phases	10
I.1.2.1 Fusion	10
I.1.2.2 Solidification	10
I.1.2.3 Vaporisation	11
I.1.3 Diagrammes de phases des solutions aqueuses	
I.1.3.1 Diagramme de phase binaire à pression constante	12
I.1.3.2 Diagramme de point de fusion des mélanges	12
I.1.3.3 Diagramme de phase liquide-vapeur	12
I.1.3.4 Diagramme de phase liquide-ternaire	13
I.1.3.5 Diagramme pression-température (P-T)	13
<b>chapitre II : Généralités sur les solutions aqueuses</b>	
II Généralités sur les solutions aqueuses	15
II.1 Définition	15
II.2 Classifications des solutions aqueuses et concentrations	15
II.2.1 Nature du Soluté	15
II.2.2 Solutions non électrolytiques	15
II.2.3 PH de Solution	15
II.2.4 Concentration	16
II.3 Importance des électrolytes	19
II.3.1 Types d'électrolytes	19
II.3.2 Application des Électrolytes	20
II.4 Propriétés électriques des Solutions électrolytiques	20

II.4.1 Conductivité électrique	20
Série d'exercices N° 1	23
<b>Chapitre III : Phénomène de Surface</b>	
III. Phénomène de Surface	27
III.1 Tension superficielle	27
III.2 Force de tension superficielle	27
III.3 Aspect énergétique	28
III.4 Mouillage et angle de contact	31
III.5 Capillarité	32
III.5.1 Application biologique et phénomène de capillarité	34
III.5.2 Importance biologique de la capillarité	34
Série d'exercices N° 2	36
<b>Chapitre IV : Phénomène de diffusion</b>	
IV Phénomène de diffusion	41
IV.1 Diffusion	41
IV.2 Mobilité mécanique	41
IV.3 Coefficient de diffusion	42
IV.4 Osmose	43
IV.5 Membranes	45
IV.5.1 Types de membranes :	45
IV.5.1.1 Membranes biologiques :	45
IV.5.1.2 Membranes synthétiques	45
IV.6 Perméabilité	46
IV.6.1 Types de perméabilité	46
Série d'exercices N° 3	47
<b>Chapitre v : Etude de la viscosité</b>	
V. Etude de la viscosité	52

V.1 Écoulement Laminaire	52
V.2. Écoulement Turbulent	53
V.3 Application et importance	53
V.4 Résistance visqueuse et la mesure	54
V.4.1 Résistance visqueuse	54
V.4.2 Mesure de la viscosité	55
V.4.2.1 Méthode de mesure de la viscosité dynamique	55
V.4.2.2 Méthode de mesure de la viscosité cinématique	55
V.4.2.3 Paramètres influant la viscosité	55
V.5 Sédimentation	56
V.5.1 Types de sédimentation	56
V.5.2 Importance et application de la sédimentation	57
Exercice	57
<b>Chapitre VI : Les ondes sonores et ultrasonores</b>	
VI. Les ondes sonores	60
VI.1 Nature des ondes sonores	60
VI.2 Paramètre des ondes sonores	60
VI.3 Types de sons selon la fréquence	60
VI.4 Phénomènes liés aux ondes sonores	60
VI.5 Applications des ondes sonores	61
VI.6 Effet Doppler	61
VI.6.1 Principe de l'effet Doppler	61
VI.6.2 Effet Doppler et sons	62
VI.6.3 Effet Doppler et lumière	62
V.6.4 Formule de l'effet Doppler	62
V.6.5 Application d'effet Doppler	62
VI.7 Les ultrasons	63
VI.7.1 Caractéristiques des ultrasons	63
VI.7.2 Applications	64
VI.7.3 Avantages des ultrasons	65
VI.7.4 Limitations des ultrasons	65

Exercices	66
Travaux pratiques	
TP 1	69
TP2	75
TP3	77
<b>Références</b>	81

## Liste des Figures

<b>Figure I.1</b>	Les transitions de phase de l'eau
<b>Figure I.2</b>	Diagramme de phases des solutions aqueuses
<b>Figure II.1</b>	Valeurs du PH d'une solution
<b>Figure II.2</b>	Solution électrolytique
<b>Figure III.1</b>	Ouverture de forme fente
<b>Figure III.2</b>	Représentation des forces qui agissent sur les molécules plongées dans un liquide
<b>Figure III.3</b>	Surpression dans les gouttes
<b>Figure III.4</b>	Surpression dans les gouttes
<b>Figure III.5</b>	Ascension capillaire
<b>Figure IV.1</b>	Expérience de Dutrochet
<b>Figure IV.2</b>	Illustration de la pression osmotique
<b>Figure IV.3</b>	Application de Dutrochet
<b>Figure IV.4</b>	Membrane plasmique

## Liste des Tableaux

<b>Tableau III.1</b>	Les valeurs de la tension superficielle de quelques matériaux
<b>Tableau III.2</b>	Les valeurs de l'angle de contact de quelques matériaux

**Chapitre I**  
**Les états de la matière**



# I Introduction

La biophysique des solutions est une branche de la physique qui étudie les propriétés physiques et les comportements des solutions, en particulier celles contenant des biomolécules. Cela inclut l'examen des interactions entre molécules en solution, les dynamiques des molécules, et comment ces facteurs influencent la fonction biologique. Ces études sont nécessaires pour comprendre de nombreux processus biologiques et pour le développement de nouvelles technologies dans les domaines de la biotechnologie.

## I.1 Généralités sur les états de la matière

Les états de la matière sont les différentes formes physiques qu'elle peut prendre. Voici ses principaux états :

- *Solide* : Les particules sont étroitement liées et vibrent autour de positions fixes. Les solides ont une forme et un volume définis. Exemples : la glace, le bois, le métal.
- *Liquide* : Les particules sont plus espacées que dans un solide et peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres. Les liquides ont un volume défini, mais pas de forme définie, prenant la forme de leur contenant. Exemples : eau, huile, alcool.
- *Gaz* : Les particules sont très espacées et se déplacent librement. Les gaz n'ont ni forme ni volume définis et remplissent entièrement le volume de leur contenant.

Ainsi, les constituants sont les mêmes pour les trois états et la différence entre eux dépend de la nature des interactions entre les molécules (interactions intermoléculaires).

### I.1.1 Forces intermoléculaires

Les forces intermoléculaires sont des forces d'attraction ou de répulsion qui existent entre les molécules et affectent les propriétés physiques des substances, telles que leur point de fusion, leur point d'ébullition, leur viscosité et leur solubilité. Voici les principaux types de forces intermoléculaires.

#### I.1.1.1 Forces de van der Waals

- Forces de dispersion (ou forces de London) : Ce sont des forces d'attraction faibles et temporaires qui se produisent entre toutes les molécules, résultant de la formation de dipôles instantanés [1,2] dus au mouvement des électrons. Elles sont plus fortes dans les molécules plus grandes et avec plus d'électrons.

- Forces dipôle-dipôle : Ce sont des forces d'attraction entre les molécules polaires, c'est-à-dire des molécules qui ont des dipôles permanents en raison de la distribution inégale des électrons. Elles sont plus fortes que les forces de dispersion.
- Forces dipôle induit-dipôle : Elles se produisent lorsqu'une molécule polaire induit un dipôle dans une molécule non polaire adjacente, entraînant une attraction entre les deux.

#### I.1.1.2 Liaisons hydrogène

Ce sont des forces intermoléculaires particulièrement fortes qui se produisent lorsque l'hydrogène est lié à un atome fortement électronégatif, comme l'oxygène, l'azote ou le fluor. Les liaisons hydrogène jouent un rôle crucial dans les propriétés de l'eau et des biomolécules comme les protéines et les acides nucléiques.

##### 1.1.1.1 Forces ion-dipôle

Ce sont des forces d'attraction entre un ion (cation ou anion) et une molécule polaire. Elles sont importantes dans les solutions ioniques, comme lorsque le sel se dissout dans de l'eau.

Les forces intermoléculaires influencent directement les propriétés physiques des substances. Par exemple, les substances avec des forces intermoléculaires fortes auront des points de fusion et d'ébullition plus élevés, tandis que celles avec des forces plus faibles seront plus volatiles et auront des points de fusion et d'ébullition plus bas.

## I.1.2 Transitions des phases

Les transitions de phase sont les transformations d'une substance d'un état de la matière à un autre [3]. Ces transitions se produisent lorsque l'énergie (souvent sous forme de chaleur) est ajoutée ou retirée d'une substance. Voici les principales transitions de phase :

### I.1.2.1 Fusion

C'est un passage de l'état solide à l'état liquide. Lorsqu'un solide est chauffé, ses particules gagnent de l'énergie et commencent à vibrer plus rapidement, jusqu'à ce qu'elles puissent se déplacer librement, formant ainsi un liquide.

Exemple : la glace qui fond en eau.

### I.1.2.2 Solidification

C'est un passage de l'état liquide à l'état solide. Lorsqu'un liquide est refroidi, ses particules perdent de l'énergie, se déplacent plus lentement et finissent par s'arranger en une structure solide.

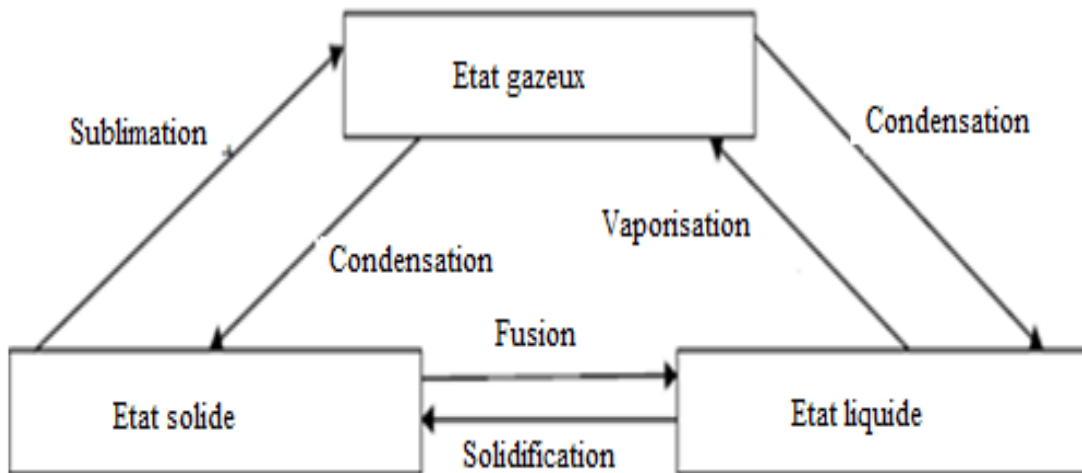
Exemple : l'eau qui gèle en glace.

### I.1.2.3 Vaporisation

C'est le passage de l'état liquide à l'état gazeux. Cela inclut deux processus :

- **Ébullition** : La vaporisation qui se produit lorsque la température d'un liquide atteint son point d'ébullition et que des bulles de vapeur se forment à l'intérieur du liquide.
- **Évaporation** : La vaporisation qui se produit à la surface d'un liquide à des températures inférieures à son point d'ébullition.
- **Condensation** : Passage de l'état gazeux à l'état liquide. Lorsqu'un gaz est refroidi, ses particules perdent de l'énergie, se déplacent plus lentement et se rapprochent pour former un liquide. Exemple : la vapeur d'eau qui se condense en gouttelettes de liquide.
- **Sublimation** : Passage direct de l'état solide à l'état gazeux, sans passer par l'état liquide.  
Exemple : la glace sèche (dioxyde de carbone solide) qui sublime en gaz.
- **Condensation solide (ou déposition)** : Passage direct de l'état gazeux à l'état solide, sans passer par l'état liquide. Exemple : le givre qui se forme sur les fenêtres par déposition de vapeur d'eau.
- **Ionisation** : Passage de l'état gazeux à l'état plasma, où les atomes sont ionisés.  
Cela se produit à des températures très élevées ou dans des conditions de haute énergie.  
Exemple : le gaz dans un tube de néon devient du plasma lorsqu'il est ionisé par une décharge électrique.
- **Déionisation** : Passage de l'état plasma à l'état gazeux, où les ions se recombinent pour former des atomes neutres.

Ces transitions de phases sont souvent représentées dans des diagrammes de phase qui montrent les conditions de température et de pression sous lesquelles chaque état de la matière est stable. La figure 1.1 ci-dessous montre les transitions des phases de l'eau.



**Figure I.1 :** Les transitions de phase de l'eau

### I.1.3 Diagrammes de phases des solutions

Les diagrammes de phase des solutions montrent comment les différentes phases (solide, liquide, gaz) d'une solution changent en fonction de la température, de la pression, et de la composition. Ils sont utiles pour comprendre les comportements de mélange et de séparation des composants d'une solution.

Voici quelques types courants de diagrammes de phase pour les solutions :

#### I.1.3.1 Diagramme de phase binaire à pression constante

- *Courbe de solubilité* : Elle indique la concentration maximale de soluté qui peut se dissoudre dans le solvant à différentes températures. Au-dessus de cette courbe, le soluté commencera à se précipiter.
- *Diagramme de point de fusion des mélanges* : Il montre la variation du point de fusion d'un mélange en fonction de la composition. Typiquement, il y a un eutectique où le point de fusion est le plus bas et les composants se solidifient ensemble.

#### I.1.3.2 Diagramme de phase liquide-vapeur

- *Courbe de distillation* : Elle montre comment la composition d'une solution liquide et sa vapeur changent avec la température à pression constante (ou avec la pression à température constante). Les courbes de distillation sont utilisées

pour concevoir des colonnes de distillation et comprendre le fractionnement des composants.

### I.1.3.3 Diagramme de phase ternaire

- Il est utilisé pour des solutions contenant trois composants. Les diagrammes ternaires sont souvent représentés sous forme de triangles équilatéraux, où chaque coin représente un composant pur, et chaque côté représente une ligne de mélange binaire.

### I.1.3.4 Diagramme pression-température (P-T)

- Il montre les différentes phases d'une solution à diverses combinaisons de température et de pression. Les diagrammes P-T sont utiles pour comprendre les transitions de phase dans des conditions extrêmes, comme celles rencontrées dans les processus industriels et les systèmes naturels.

Prenons un exemple de diagramme de phase des solutions aqueuses, l'illustration est donnée en figure 1.2 :

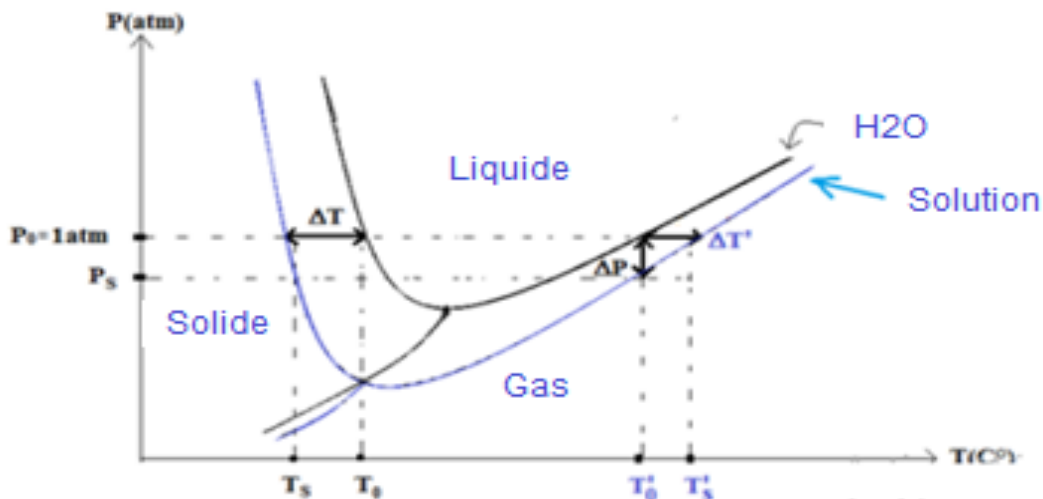


Figure I.2 : Diagramme de phases des solutions aqueuses

## **Chapitre II**

# **Généralités sur les solutions aqueuses**

## II Généralités sur les solutions aqueuses

### II.1 Définition

Une solution est un mélange contenant un ou plusieurs solutés dissous dans un solvant.

- Une solution = un soluté + un solvant.
- *Solvant* : C'est la substance dans laquelle le soluté est dissous. Le solvant est généralement présent en plus grande quantité. Dans de nombreuses solutions courantes, l'eau est le solvant un liquide en abondance (eau : H<sub>2</sub>O)
- *Soluté* : C'est la substance qui est dissoute dans une autre substance. Le soluté est généralement présent en plus petite quantité.

Exemple, dans une solution saline, le sel (chlorure de sodium) est le soluté. Un soluté peut être solide, liquide ou gaz en faible quantité

#### Remarques :

- Dans une solution aqueuse, l'eau est le solvant
- La propriété clé d'une solution est que le soluté est distribué uniformément à travers le solvant, formant un mélange homogène.

### II.2 Classifications des solutions aqueuses et concentrations

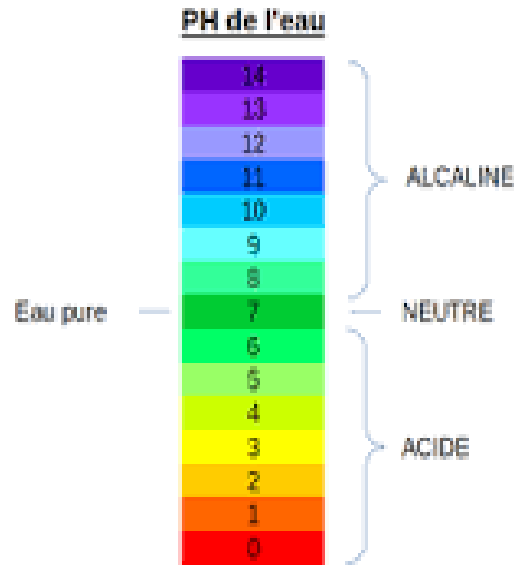
Les solutions aqueuses peuvent être classées en plusieurs catégories selon différents critères, comme la nature du soluté, le pH, ou la concentration. Voici quelques classifications courantes :

#### II.2.1 Nature du Soluté

- **Solutions électrolytiques** : elles contiennent des électrolytes qui se dissocient en ions dans l'eau, permettant à la solution de conduire l'électricité.
- Exemples : *NaCl* (chlorure de sodium),
- *HCl* (acide chlorhydrique).
- **Solutions non électrolytiques** : elles ne contiennent pas d'électrolytes ou ne se dissocient pas en ions, donc elles ne conduisent pas l'électricité.
- Exemples : glucose, saccharose.

#### II.2.2 PH de Solution

Nous rappelons que le **potentiel hydrogène**, noté pH, est une mesure de l'activité chimique des protons ou des ions hydrogène en solution. Particulièrement, en solution aqueuse, ces ions sont présents sous forme d'ions hydronium (ion H<sup>+</sup> hydraté, ou H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>). *Le pH sert à mesurer l'acidité ou la basicité d'une solution (voir Figure 4).*



**Figure II.1 :** Valeurs du pH d'une solution

- **Solutions acides** : elles ont un pH inférieur à 7. Elles contiennent plus d'ions hydrogène ( $H^+$ ) que d'ions hydroxyde ( $OH^-$ ).
- Exemples : acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ), vinaigre (acide acétique).
- **Solutions neutres** : elles ont un pH de 7. Elles contiennent des quantités égales d'ions  $H^+$  et  $OH^-$ .

Exemple : eau pure.

- **Solutions basiques (ou alcalines)** : elles ont un pH supérieur à 7. Elles contiennent plus d'ions  $OH^-$  que d'ions  $H^+$ .
- Exemples : soude caustique ( $NaOH$ ), ammoniacque.

### II.2.3 Concentration

- **Solutions diluées** : elles contiennent une faible quantité de soluté par rapport au solvant.  
Exemples : une solution de sel légèrement salée.
- **Solutions concentrées** : elles contiennent une grande quantité de soluté par rapport au solvant.  
Exemples : solution de sucre saturée.
- **Solutions saturées** : elles contiennent la quantité maximale de soluté dissous que le solvant peut dissoudre à une température donnée. Toute addition supplémentaire de soluté se dépose sous forme de précipité.
- **Solutions sursaturées** : elles contiennent plus de soluté dissous que ce que le solvant peut normalement dissoudre à une température donnée. Ce sont des solutions instables.



- Types de concentration d'une Solution

- La concentration d'une solution peut être exprimée de plusieurs manières :

- Molarité ( $C_M$ ) : nombre de moles de soluté par litre de solution, voir équation II.1.

- Formule :  $C_M = \frac{n}{V}$  .....(II.1)

- Exemple : Si 1 mole de chlorure de sodium ( $NaCl$ ) est dissoute dans 1 litre d'eau, la concentration de la solution est de 1 M.

- Molalité (m) : nombre de moles de soluté par kilogramme de solvant, indiqué par l'équation II.2.

- Formule :  $m = \frac{n}{m_{\text{solvant}}}$  .....(II.2)

- Exemple : Si 0,5 mole de glucose est dissoute dans 1 kg d'eau, la molalité de la solution est de 0,5 m.

- Pourcentage massique (% m/m) : masse de soluté divisée par la masse totale de la solution, multipliée par 100, il est déterminé par l'équation II.3.

- Formule : % massique =  $\frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \times 100$  .....(II.3)

- Exemple : Si 5 grammes de  $NaCl$  sont dissous dans 95 grammes d'eau, la solution a une concentration de  $\frac{5}{100} \times 100 = 5\%$  en masse

- Normalité (N) : La normalité mesure le nombre d'équivalents de soluté par litre de solution. Elle dépend de la réaction chimique particulière. Le calcul est fourni par l'équation II.4.

- Formule :  $N = \frac{n_{\text{équivalents}}}{V}$  ..... (II.4)

- Exemple : Pour une solution d'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ), si 1 mole de  $H_2SO_4$  est dissoute dans 1 litre d'eau, la solution est 2N car chaque mole de  $H_2SO_4$  peut donner 2 moles de  $H^+$ .

- Concentration pondérale (massique) (CP) : La concentration pondérale, également connue sous le nom de concentration massique, est une mesure de la quantité de soluté présente dans une solution, exprimée en termes de masse de soluté par unité de volume de solution. Elle est généralement exprimée en grammes par litre g/L, voir équation II.5.

- Formule :  $C_p = \frac{m}{V}$  .....(II.5)

- Exemple : Si vous dissolvez 5 grammes de sel ( $NaCl$ ) dans 1 litre d'eau, la concentration pondérale de la solution sera :  $C_p = 5 \text{ g}/1\text{L} = 5 \text{ g/L}$ ,

- Relation entre  $C_M$  et  $C_p$  :  $n = \frac{m}{M} \Rightarrow C_p = \frac{n \cdot M}{V} \Rightarrow C_p = C_M \cdot M$  (II.6). Elle est indiquée par l'équation II.6.

- Osmolarité,  $\omega$  : L'osmolarité est une mesure de la concentration des solutés dans une solution. Elle est définie comme le nombre de particules de soluté par litre de solution (*osmole* par litre, ou osmol/L). Le calcul est assuré par l'équation II.7.

- Formule :  $\omega = \frac{n}{V} \dots \dots \dots (II.7)$
- $n$  : le nombre *d'osmoles* dans la solution de volume V. Unité de Osmolarité : *Osmol /L*

- **Coefficient d'ionisation ( $i$ ) :**

Il est défini comme le rapport entre le nombre de molécules dissociées en ions et le nombre total de molécules initialement présentes dans la solution. Il est exprimé par l'équation II.8 suivante :

- Formule :  $i = \frac{[A^-]}{[A_{initial}]} \dots \dots \dots (II.8)$
- $[A^-]$  : Est la concentration des ions dissociés,
- $[A_{initial}]$  : est la concentration initiale du soluté.

- **Interprétation du coefficient d'ionisation**

- $\alpha = 0$  : Aucune dissociation, l'acide ou la base est complètement non dissocié.
- $\alpha = 1$  : Dissociation complète, l'acide ou la base est complètement dissocié en ions.
- $0 < \alpha < 1$  : Dissociation partielle, l'acide ou la base est partiellement dissocié en ions.
- Exemple : Pour un acide faible HA dissocié dans l'eau :  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

Supposons que la concentration initiale de HA soit C et que, à l'équilibre, la concentration  $A^-$  soit  $C\alpha$ . La concentration initiale de HA sera alors  $C(1-\alpha)$ .

- **Concentration équivalente :  $C_{eq}$**

L'équivalent gramme représente la quantité d'ions en grammes transportant un Faraday.  $1F = NA \cdot e = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 96500$  Coulombs. Les équations II.9 et II.10 montrent comment obtenir le calcul de  $C_{eq}$ .

- Formule :  $C_{eq} = \frac{\text{Nombre d'équivalents grammes}}{\text{Volume de la solution}},$   
 $= \frac{\text{Nombre des charges électriques}}{\text{Volume de la solution}} \dots \dots \dots (II.9)$

- Unité de  $C_{eq}$  est :  $Eq/L$

$$C_{eq} = C_{eq}^+ + C_{eq}^- = \sum C_i^+ Z_i^+ + \sum C_i^- Z_i^- \dots \dots \dots (II.10)$$

avec :

- $C_i$  : Concentration ionique,

- $Z_i$  : valence de l'ion.
- Concentration ionique totale :  $Ci_{total} = Ci^+ + Ci^-$   
 $= N(\text{cations}) \alpha C + N(\text{anions}) \alpha C$   
 $= N_{ions} \alpha C = \beta \alpha C$
- L'électro neutralité impose :  $\sum Ci^+ Zi^+ = \sum Ci^- Zi^-$   
 $\Rightarrow C_{eq} = 2 \sum Ci^+ Zi^+ = 2 \sum Ci^- Zi^-$

- **Relation avec la constante d'acidité ( $K_a$ )**

Le coefficient d'ionisation est lié à la constante d'acidité  $K_a$  pour les acides faibles. La constante d'acidité est définie par les équations II.11 et II.12.

$$K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]} \dots\dots\dots(II.11)$$

En substituant les concentrations d'équilibre :

$$K_a = \frac{(C\alpha)(C\alpha)}{C(1-\alpha)}$$

$$K_a = \frac{C^2\alpha^2}{C(1-\alpha)}$$

$$K_a = \frac{C \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Pour les faibles valeurs de  $\alpha$ , on peut approximativement dire que  $1-\alpha \approx 1$

$$K_a = C \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} \dots\dots\dots(II.12)$$

- **Remarque :**

Chaque méthode de mesure de la concentration est utilisée en fonction du type d'analyse ou de l'application chimique.

### II. 3 Importance des électrolytes

Un électrolyte est une substance qui, lorsqu'elle est dissoute dans un solvant (généralement de l'eau), se dissocie en ions et permet ainsi la conduction de l'électricité dans la solution. Les électrolytes peuvent être des composés ioniques (comme le chlorure de sodium) ou des molécules qui se dissocient partiellement ou complètement en ions lorsqu'elles sont en solution.

#### II.3.1 Types d'Électrolytes

- **Électrolytes forts :**
  - Se dissocient complètement en ions dans une solution aqueuse.

- Exemples : acide chlorhydrique ( $HCl$ ), hydroxyde de sodium (NaOH), nitrate de potassium ( $KNO_3$ ).
- Les solutions de ces électrolytes conduisent bien l'électricité en raison de la présence de nombreux ions mobiles.
- **Électrolytes faibles :**
  - Se dissocient partiellement en ions dans une solution aqueuse.
  - Exemples : acide acétique ( $CH_3COOH$ ), ammoniac ( $NH_3$ ).
  - Les solutions de ces électrolytes conduisent l'électricité, mais moins efficacement que celles des électrolytes forts, car elles contiennent moins d'ions.
- **Non-électrolytes :**
  - Ne se dissocient pas en ions en solution et donc ne conduisent pas d'électricité.
  - Exemples : glucose, urée, alcool éthylique.

### II.3.2 Applications des Électrolytes

Les électrolytes jouent un rôle crucial dans de nombreux processus chimiques et biologiques. Par exemple :

- **Biologie et médecine :** Les électrolytes sont essentiels pour la conduction nerveuse, l'équilibre hydrique et le fonctionnement des cellules dans le corps humain. Le déséquilibre des électrolytes peut causer des troubles de santé.
- **Industrie :** Utilisés dans les processus électrochimiques comme l'électrolyse pour produire des métaux, purifier des composés ou générer de l'énergie dans les piles et batteries.

## II.4 Propriétés électriques des Solutions Electrolytiques

### II.4.1 Conductivité électrique

Le courant électrique résulte du mouvement des porteurs de charges. Les porteurs de charges sont :

- Les ions dans les solutions électrolytiques (par exemple :  
les ions de cuivre  $Cu^{2+}$  et sulfate  $(SO_4)^{2-}$  dans la solution aqueuse de sulfate de cuivre  $CuSO_4$ ).
- Prenons 2 électrodes plongeant dans une solution électrolytique et appliquons une différence de potentiel  $U \Rightarrow$  Les ions et les électrons vont se déplacer comme indiqué sur (la figure 5 ) ci-dessous.

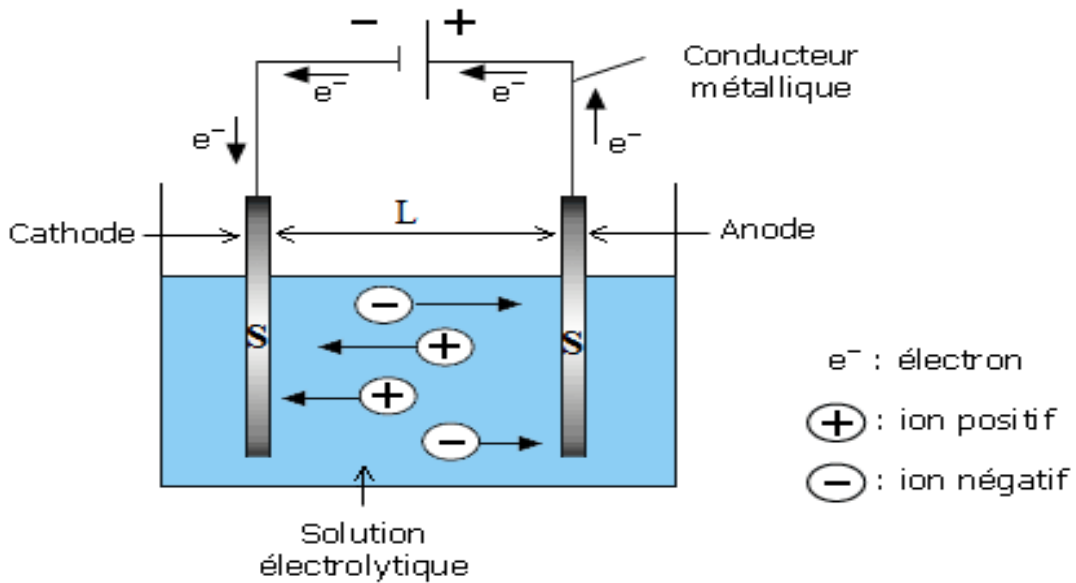


Figure II.2 : Solution électrolytique

- L'intensité du courant  $I$  est donnée par la loi d'Ohm :
- Formule :  $U = R.I$  .....(II.13)
- D'autre part :  $R = \rho \frac{L}{S}$  et  $U = E.L$  , Avec :  $E$ , représente le champ électrique.
- La conductivité électrique est :  $\sigma = \frac{1}{\rho} = \frac{L}{R.S} = \frac{I}{E.S}$  en unité :  $\Omega^{-1} \text{ m}^{-1}$ .
- Conductivité équivalente :  $\sigma_{eq}$ 
  - Formule :  $\Delta \epsilon q = \frac{\sigma}{C_{eq}}$  ; où l'unité de  $\sigma_{eq}$  est :  $\Omega^{-1} \text{ m}^2 \text{ Eq}^{-1}$  .....(II.14)
  - $C_{eq}$  : est la concentration équivalente
- Conductivité équivalente limite :  $\Delta \epsilon q_0$ 
  - Pour un électrolyte faible :  $A_x B_y \rightleftharpoons xA + yB$

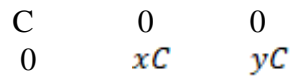
$$\begin{array}{l} \text{à } t = 0 \quad C \quad 0 \quad 0 \\ \text{à } t = t' \quad (1-\alpha)C \quad x\alpha C \quad y\alpha C \end{array}$$

- Le degré de dissociation  $\alpha$  est donné par :

- Formule :  $\alpha = \frac{\Delta \epsilon q}{\Delta \epsilon q_0}$  ..... (II.15)

- $\sigma_{eq_\infty}$  : est la conductivité équivalente limite extrapolée à dilution infinie (c.-à-d.,  $C_{eq} \rightarrow 0$ )

- Pour un électrolyte fort ( $\alpha = 1$ ) :  $A_x B_y \rightleftharpoons x A^- + y B^+$



$$\alpha = 1 \Rightarrow \Delta e q = \Delta e q_0$$

Les équations II.13, II.14 et II.15 montrent le calcul de l'intensité, conductivité équivalente, conductivité équivalente limite respectivement.

- **Relation entre conductivité  $\sigma$  et mobilité électrique  $\mu_{el}$**

La conductivité électrique d'une solution électrolytique est donnée par l'équation II.16 :

○ Formule :  $\sigma = \sum n^+ q^+ \mu_{el^+} + \sum n^- |q^-| |\mu_{el^-}|$  ..... (II.16)

○  $n^+$  ( $n^-$ ) : Nombre de cations (anions) de charge  $q^+$  ( $q^-$ ) par unité de volume.

○  $\mu_{el^+}$  : mobilité cationique  $= v^+ / E$  ;  $\mu_{el^-}$  : mobilité anionique  $= v^- / E$

○  $v$  : vitesse de l'ion (+ ou -) en régime permanent.

Donc  $\sigma$  peut s'écrire sous la forme de l'équation II.17 :

○ Formule :  $\sigma = FC (\mu_{el^+} + \mu_{el^-})$  ..... (II.17)

Avec : C représentant la concentration.

## Série d'exercices N° 1 sur les propriétés des solutions aqueuses

### Exercice 1 : Cochez la bonne réponse dans le QCS suivant :

1. Soit une solution, résultat de molécules de sel de table Na Cl dans un solvant. La concentration *osmolaire* est :

a. **Deux fois plus importante que la molarité de la solution.**

b. Égale à la concentration molaire de la solution.

c. Aucune des propositions n'est juste.

$W = i \cdot C_M$  solution Na Cl = solution électrolytique  $i = 1 + \alpha (B-1)$ ,  $i=2$  car  $\alpha = 1$ ,  $B=2$ ,  
 $W = 2 \cdot C_M$

2. Soit une solution renfermant 20 mEq/l de  $Fe^{3+}$ . On donne la masse molaire du fer  $M_{Fe}=56$  g/mole. La concentration pondérale CP de cette solution vaut :

a.  $CP = 2,45$  g/l.

b.  **$CP = 0,37$  g/l.**

c. Aucune des propositions n'est juste.

$C_{eq} = Z (C_M)_{ion}$   $(C_M)_{ion} = C_{eq} / Z$   $(C_M)_{ion} = 20 \cdot 10^{-3} / 3$   $(C_M)_{ion} = 6.66 \cdot 10^{-3}$  ion g/l CP  
 $= M \cdot C_M$ ,  $C_p = 6.66 \cdot 10^{-3} \cdot 56 = 0.37$  g/l

3. On mélange 10 cm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse de glucose de masse molaire  $M_{glucose}=180$  g/mole et de molarité  $C_M=555 \cdot 10^{-3}$  mole/l avec 60 cm<sup>3</sup> de glucose de concentration pondérale  $CP=250$  g/l. La concentration pondérale de ce mélange vaut :

a.  $CP = 322,45$  g/l.

b.  **$CP = 228,6$  g/l.**

c. Aucune des propositions n'est juste.

$C_M = n/V$   $C_M = m_1 / M \cdot V$ ,  $m_1 = C_M \cdot M \cdot V$   $m_1 = 555 \cdot 10^{-3} \cdot 180 \cdot 10 \cdot 10^{-3}$ ,  $m_1 = 1$  g  $CP = m_2 / V$   
 $m = CP \cdot V$ ,  $m_2 = 250 \cdot 60 \cdot 10^{-3}$   $m_2 = 15$  g,  $m = m_1 + m_2$ ,  $m = 16$  g  $V = 70$  cm<sup>3</sup>,  $CP = m/V$ ,  $m = 16 / 70 \cdot 10^{-3}$ ,  $CP = 228.6$  g/l

4. Suite à la question précédente la concentration molaire  $C_M$  vaut :

a.  **$C_M = 1,30$  mole/l.**

b.  $C_M = 0,78$  mole/l.

c. Aucune des propositions n'est juste.

$CP = M \cdot C_M$ ,  $C_M = CP / M$ ,  $C_M = 228.6 / 180$ ,  $C_M = 1.3$  mole/l

5. Soit un demi-litre d'une solution aqueuse contenant 3 (g) d'urée de masse molaire  $M_{urée}=60$  g/mole. Sa concentration pondérale (CP) est :

a.  $C_p = 3$  g/l.

b.  **$C_p = 6$  g/l.**

c. Aucune proposition n'est juste

$$C_P = m/v, C_P = 3/0.5, C_P = 6g/l$$

6. Suite à la question précédente, la concentration molaire  $M_O$  d'urée dans la présente solution est :

- $C_{ML} = 0,05 \text{ mole/kg}$ .
- $C_{ML} = 0,1 \text{ mole/kg}$ .
- Aucune des propositions n'est juste.

$$C_M = n/m, C_M = m/m \cdot M \cdot 0.5, \text{ la solution donc } m = 0.5 \text{ kg car } \rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg/l } C_M = 3/60 \cdot 0.5, C_{ML} = 0.1 \text{ mol/kg}$$

7. Un individu mélange (2) litre d'une solution aqueuse de  $NaCl$  de masse molaire  $M_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mole}$  et de concentration pondérale  $C = 58 \text{ (g/l)}$  avec (0,8) litre d'eau pure. La concentration pondérale de la solution résultante vaut :

- $C_P = 11,6 \text{ g/l}$ .
- $C_P = 23,2 \text{ g/l}$ .
- Aucune proposition n'est juste.

$$\text{Dans 2 litres, il y'a } 58 \cdot 2 = 116g, C_P = m/V, C_P = 116 / (2+0.8) C_P = 41.4 \text{ g/l}$$

8. La concentration molaire ( $C_{ML}$ ) de la solution résultante vaut :

- $C_{ML} = 0,1 \text{ mole/l}$ .
- $C_{ML} = 0,2 \text{ mole/l}$ .
- Aucune des propositions n'est juste.

$$C_P = M \cdot C_M, C_M = C_P/M C_M = 41.4/58.5, C_M = 0.7 \text{ mole/l}$$

9. On mélange 500 cm d'une solution de glucose à 7 g/l à 2 l d'eau. La concentration pondérale  $C_P$  de la nouvelle solution est alors :

- $C_P = 0,038 \text{ g/l}$ .
- $C_P = 1,368 \text{ g/l}$ .
- Aucune des propositions n'est juste.

$$\text{Dans } 500 \text{ cm}^3 \text{ il y'a } 3.5 \text{ g de glucose } C_P = m/v C_P = 3.5/2.5, C_P = 1.4 \text{ g/l}$$

10. Soient deux solutions de même concentration pondérale  $C_P = 0,1 \text{ g/l}$ . La première est une solution de sucre (eau + saccharose) et la seconde une solution de sel (eau +  $NaCl$ ). Dans cette dernière, la dissociation est supposée totale. L'osmolarité de sel vaut :

- $W = 1,27 \cdot 10^{-3} \text{ osmole/l}$ .
- $W = 3,410^{-3} \text{ osmole/l}$ .
- Aucune des propositions n'est juste.

Osmolarité de la 2° solution :

$$W = i \cdot C_M \text{ solution } NaCl = \text{solution électrolytique } i = 1 + \alpha (B-1) i = 2 \text{ car } \alpha = 1, B = 2, W = 2 \cdot C_M, C_P = M \cdot C_M, C_M = C_P/M, C_M = 0.1/58.5, C_M = 0.0017 \text{ mol/l, } W = 2 \cdot C_M, W = 2 \cdot 0.0017, W = 0.0034 \text{ osmol/l, } W = 3,410^{-3} \text{ osmol/l}$$

11. Une solution de  $V = 0,5 \text{ l}$ , obtenue par dissolution de 1,64 g de  $Na_2PO_4$  de masse molaire  $M_{Na_2PO_4} = 164 \text{ g/mole}$  et de 4,5 g de glucose de masse molaire  $M_{\text{glucose}} = 180 \text{ g/mole}$ , a pour osmolarité ( $W$ ) qui vaut :

- $W = 0,13 \text{ osmole/l}$ .



- b.  $W = 0,08 \text{ osmole/l}$ .  
 c. *Aucune des propositions n'est juste.*

$W = \text{nombre osmoles} / \text{volume de la solution}$ , Nombre **osmoles** =  $N_1 + N_2$ ,  $N_1 = \text{nombre osmoles de Na}_2\text{PO}_4$  et  $N_2 = \text{nombre osmoles de glucose}$

$\text{Na}_2\text{PO}_4 : 2\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{2-}$ ,  $N_1 = i N(\text{Na}_2\text{PO}_4)$ ,  $i = 1 + \alpha (B-1)$   $i=3$  car  $\alpha = 1$   $B=3$   $N_1 = 3 * N$ ,  $N = m/M$ ,  $N = 1.64/164$ ,  $N = 0.01 \text{ mol}$ ,  $N_1 = 3 * 0.01$  ;  $N_1 = 0.03 \text{ osmole}$ ,  $N_2 = \text{nombre osmoles de glucose}$   $N_2 = i N(\text{glucose})$   $i = 1$  car  $\alpha = 0$  (solution neutre)  $N_2 = N(\text{glucose})$   $N_2 = m/M$ ,  $N_2 = 4.5/180$   $N_2 = 0.025 \text{ mol}$  Nbre osmoles =  $0.03 + 0.025 = 0.055 \text{ osmoles}$   
 $W = \text{nombre osmoles} / \text{volume de la solution}$   $W = 0.055 / 0.5$ ,  $W = 0.11 \text{ osmol/l}$

12. Soit une solution aqueuse résultat d'un mélange de  $15 \text{ cm}^3$  de soluté à 10% de glucose et de  $70 \text{ cm}^3$  de soluté à 25% de glucose. Nous supposons que ces solutions sont diluées. La concentration pondérale du mélange  $CP$  vaut :

- a.  $CP = 223 \text{ g/l}$ .  
 b.  $CP = 145 \text{ g/l}$ .  
 c. *aucune des propositions n'est juste.*

## **Chapitre III**

# **Phénomène de surface**

### III les phénomènes d'interface

Les phénomènes d'interface concernent les interactions qui se produisent à la frontière entre deux phases différentes, comme solide-liquide, liquide-gaz, ou solide-gaz. Ces interfaces influencent de nombreux comportements et propriétés physiques des substances et sont particulièrement étudiées dans les domaines de la chimie, de la physique des matériaux, et de la biologie.

Parmi les phénomènes d'interface courants, on retrouve :

#### III.1 Tension superficielle [5] :

La *tension superficielle* est une propriété physique des liquides qui rend leur surface semblable à une fine membrane élastique. Elle est due aux forces de cohésion entre les molécules à la surface du liquide, qui sont attirées les unes vers les autres, ce qui réduit la surface au minimum. Cette force est responsable de plusieurs phénomènes que l'on observe couramment, comme la formation de gouttes, la possibilité pour certains insectes de marcher sur l'eau, ou le fait qu'une aiguille ou un petit objet flottent temporairement sur l'eau voir les figures malgré leur densité supérieure à celle de l'eau.



Une punaise (ou une aiguille d'acier) flotte à la surface de l'eau



Certains insectes sont capables de se déplacer sur l'eau

La tension superficielle dépend de la nature du liquide et de sa température. Par exemple, l'eau a une tension superficielle relativement élevée, en grande partie en raison des liaisons hydrogène entre ses molécules.

#### III.2 Force de tension superficielle :

Les phénomènes observés précédemment sont dus à l'existence de forces existant à la surface libre du liquide :

Imaginons qu'on veuille créer à la surface libre d'un une ouverture en forme de fente, de longueur  $L$  et de largeur  $\Delta x$  très petite : il faut pour cela exercer en plusieurs points de l'ouverture des forces  $T_i$ , qui doivent être des forces de traction : En effet, le liquide tend à s'opposer à cette opération  $F$  en développant une force de norme  $F$  qui s'oppose aux forces

La norme  $F$  de la force est proportionnelle à la longueur  $L$  de la fente la figure ci-dessous illustre.

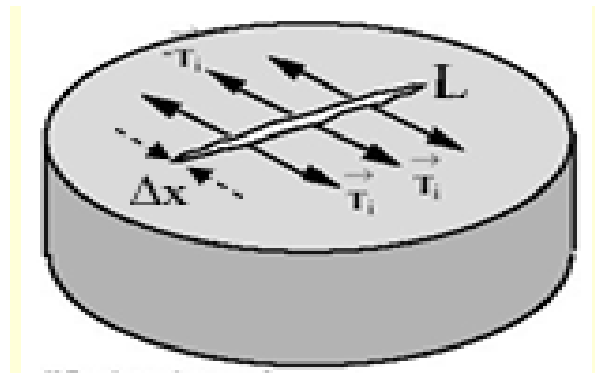


Figure III.1 : une ouverture en forme de fente

On peut donc écrire Le coefficient  $\gamma$  s'appelle tension superficielle et se mesure en N/m, comme indiqué à l'équation III.1.

$$F = \gamma \cdot l \dots \dots \dots (III.1)$$

### III.3 Aspect énergétique

#### a. Point de vue microscopique

Les deux schémas dans la figure ci-dessous représentent les forces qui agissent sur les molécules plongées dans un liquide, et sur celles qui sont au voisinage de sa surface libre la figure ci-dessous montre.

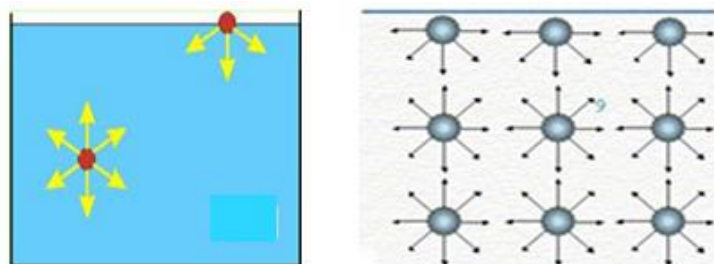


Figure III.2 : Représentation des forces qui agissent sur les molécules plongées dans un liquide

Dans un liquide, on peut imaginer que les molécules qui sont à l'intérieur du liquide sont soumises à des forces différentes de celles subies par les molécules qui sont situées à la surface du liquide : en effet, dans la phase liquide contrairement à ce que l'on a vu en phase gazeuse, les molécules se touchent. Bien souvent, ces molécules ne sont pas neutres sur le

plan électrique. C'est le cas tout particulièrement de l'eau qui porte un moment dipolaire important. Ces moments dipolaires interfèrent les uns avec les autres de telle sorte qu'au sein du liquide une molécule est l'objet de tensions orientées dans toutes les directions de la sphère qui l'entoure. Sur la surface du liquide, ces tensions sont limitées à la demi-sphère située sous la surface. Il s'ensuit que la résultante de ces forces ne peut pas être nulle.

### b. Énergie potentielle de surface

Revenons à la figure déjà vue, pour "ouvrir" une fente à la surface du liquide, il faut apporter de l'énergie, pour lutter contre la force qui s'oppose à cette action. Cette énergie est mesurée au signe près par le travail de F au cours de l'accroissement de surface. Au signe près, car F effectue un travail résistant et que ceci accroît l'énergie du liquide. Si l'on oublie les problèmes de signe, on peut simplement écrire l'augmentation d'énergie apportée à la surface comme  $\Delta E = F \cdot \Delta x = \gamma L \cdot \Delta x$ , soit  $\Delta E = \gamma \Delta S$

Ainsi la tension superficielle  $\gamma$  (voir équation III.2, peut aussi se définir comme le rapport de l'augmentation d'énergie potentielle de surface par unité de surface accrue.

$$\gamma = \frac{\Delta E}{\Delta S} \dots \dots \dots (III.2)$$

La tension superficielle peut se mesurer en Joules / m<sup>2</sup>.

Voici quelques valeurs de la tension superficielle ( $\gamma$ ) pour un liquide placé dans l'air Tableau III.1.

Liquide	$\gamma$ (N/m) à 20°C
eau à 20°C	73x10 <sup>-3</sup>
eau à 0°C	75,5x10 <sup>-3</sup>
Huile végétale	32x10 <sup>-3</sup>
éthanol à 20°C	22x10 <sup>-3</sup>
Ether	17x10 <sup>-3</sup>
Mercure	480x10 <sup>-3</sup>

Tableau III.1 : valeur ( $\gamma$ ) pour un liquide placé dans l'air

### c. Surpression dans les gouttes – Loi de Laplace (1749 – 1827)

Soit une goutte sphérique de rayon R : les forces de tension superficielle, qui sont dirigées vers l'intérieur de la goutte, exercent une compression à l'intérieur de celle-ci. La pression  $p_i$  dans la goutte est donc supérieure à celle du milieu extérieur,  $p_0$ . Cette compression est, bien sûr, d'autant plus grande que les forces superficielles sont grandes, donc que la tension superficielle  $\gamma$  est élevée.

La loi de Laplace permet de calculer la différence  $p_i - p_e = \Delta p$  en fonction de R et de  $\gamma$ . 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 voir la figure ci-dessous.

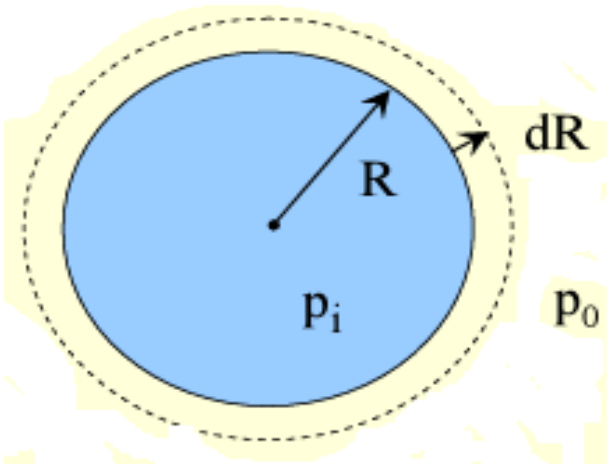


Figure III.3 : Surpression dans les gouttes

Travail des forces de pression au cours de cette opération :

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

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

Le travail total est donc :

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

Ce travail est égal à celui des forces de tension de surface comme indiqué par l'équation III.3

$$dW = \gamma dS \dots \dots \dots (III. 3)$$

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 le calcul indiqué par l'équation III.4 :

$$\Delta = P_i - P_e = \frac{2\gamma}{R} \dots \dots \dots (III.4)$$

**d. Surpression dans les bulles**

Une bulle est formée d'une membrane comportant deux surfaces (interne et externe) voir la figure ci-dessous supposées de même rayon R, chacune d'elles étant le siège d'une tension superficielle. Les forces de pression qui ont globalement tendance à faire dilater la bulle, doivent donc compenser les forces de tensions superficielles sur les deux interfaces figure III.4.

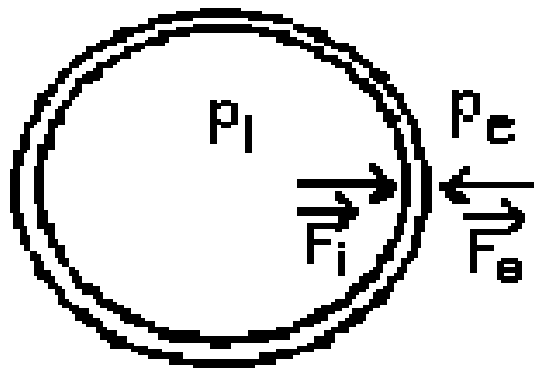


Figure III.4 : Surpression dans les bulles

Chaque traversée de surface amène un  $\Delta P = 2\gamma / R$

On a donc :

$$\Delta P = \frac{2\gamma}{R}$$

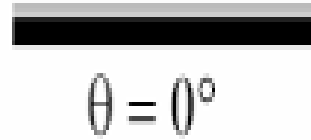
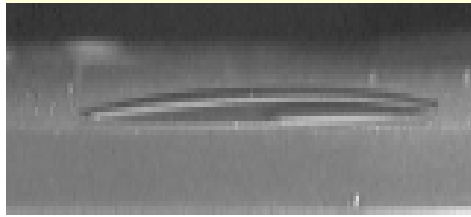
On a donc :

$$\Delta P = P_i - P_e = \frac{2\gamma}{R}$$

**III.4 Mouillage et angle de contact :**

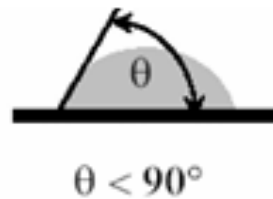
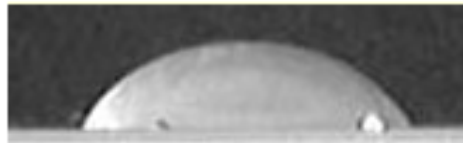
Une goutte de liquide déposée sur une plaque solide plane et horizontale peut :

- Soit s'étaler, on dit que le liquide mouille parfaitement le solide.

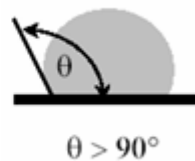


- soit former une lentille, avec deux cas de figure :

→  $\theta < 90^\circ$  : le liquide mouille imparfaitement



$\theta > 90^\circ$  : le liquide ne mouille pas le solide (Goutte d'eau sur les plumes d'un canard enduites d'une substance grasse hydrophobe).



Quand un liquide entre en contact avec un solide, l'angle formé à l'interface, appelé angle de contact, détermine le degré de mouillage. Un faible angle indique que le liquide s'étale bien (mouillage), tandis qu'un angle élevé signifie que le liquide forme des gouttes sur le solide (non-mouillage).

### III.5 Capillarité :

C'est la capacité d'un liquide à monter ou descendre dans un tube fin en raison de la combinaison de la tension superficielle et des forces d'adhésion entre le liquide et le solide du tube. Ce phénomène est crucial dans des processus naturels, comme le transport d'eau dans les plantes.



- **Ascension capillaire**

Un tube de verre de faible diamètre est plongé dans un liquide mouillant, de l'eau par exemple voir la figure III.5.

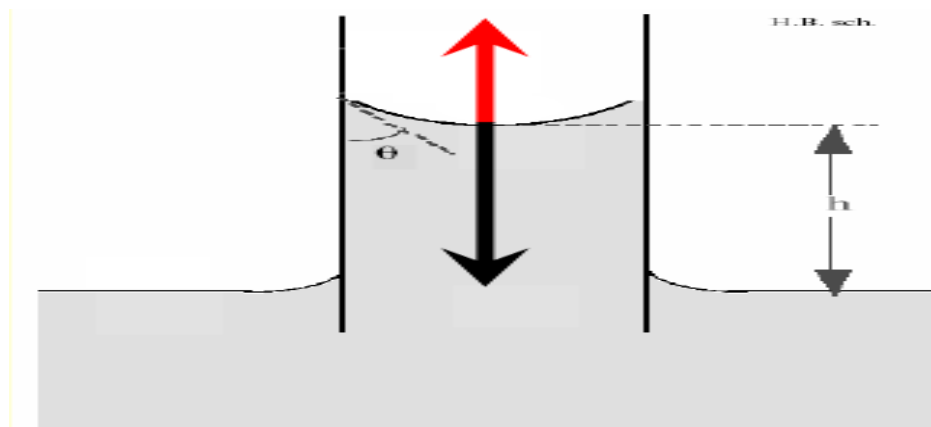


Figure III.5 : Ascension capillaire

Dans le tube, le niveau du liquide est supérieur au niveau de la surface libre du récipient. Le ménisque concave fait un angle  $\theta$  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. Voir la figure III.5. Le poids de la colonne de liquide dans le tube  $P = mg = \pi R^2 h \rho g$  est équilibré par la force de tension superficielle  $F = 2\pi R \gamma \cos \theta$  s'exerçant sur la ligne de raccordement entre le liquide et la paroi du tube. On obtient ainsi la relation de Jurin, définie par l'équation III.5 :

$$h = \frac{2\gamma \cos \theta}{R\rho g} \dots \dots \dots (III. 5)$$

$R$  : rayon intérieur du tube,

$\rho$  : masse volumique du liquide,

$g$  : accélération de la pesanteur,

$\gamma$  : tension superficielle du liquide,

$\theta$  : angle de raccordement liquide/solide  $\cos \theta$  : parce que seule la composante verticale contribue à la résultante  $F$ .

Quelques valeurs de l'angle de contact sur le tableau III.2

Interface dans l'air	Angle de contact $\theta$	Ascension capillaire
Eau - verre	0	1
Alcool- verre	0	1
Mercure- verre	140	1
Eau-paraffine	107	1
Eau-bois	0	1
Eau- acier	90	0

Tableau III.2 : valeurs de l'angle de contact de quelques matériaux

### III.5.1 Application biologique du phénomène de capillarité

- Transport de l'eau dans les plantes : La capillarité joue un rôle fondamental dans le transport de l'eau des racines jusqu'aux feuilles. Les plantes contiennent des structures fines appelées xylèmes, qui sont des tubes capillaires par lesquels l'eau monte, malgré la gravité, en raison des forces capillaires et de la transpiration qui provoque une tension dans la colonne d'eau. Ce phénomène permet l'approvisionnement continu en eau et en minéraux dissous depuis les racines vers l'ensemble de la plante.
- Circulation des liquides dans les tissus animaux : Dans le corps humain et chez d'autres animaux, la capillarité intervient dans les vaisseaux capillaires du système circulatoire, qui transportent le sang vers les tissus les plus fins. Ces minuscules vaisseaux facilitent l'échange de nutriments, d'oxygène et de déchets entre le sang et les cellules, permettant ainsi aux cellules de recevoir les nutriments nécessaires et d'éliminer leurs déchets métaboliques.
- Diffusion de l'eau et des nutriments dans les sols : Dans les sols, la capillarité permet la répartition de l'eau entre les particules du sol, créant ainsi un réseau d'humidité accessible aux racines des plantes. Ce processus est essentiel pour maintenir un niveau d'humidité adéquat dans la zone racinaire, surtout dans des sols argileux ou à faible perméabilité.

### III.5.2 Importance biologique de la capillarité

En facilitant le mouvement de l'eau et des nutriments dans des conditions de gravité et à travers des espaces étroits, le phénomène de capillarité permet de soutenir des processus vitaux. Chez les plantes,

il assure une distribution continue et homogène de l'eau dans la plante. Chez les animaux, il participe activement à la microcirculation et aux échanges gazeux, assurant le maintien des fonctions cellulaires.

## Série d'exercices N° 2 sur les propriétés des solutions

Voici un exercice sur la **perméabilité** d'une membrane avec des équations, en appliquant la **loi de Fick** pour comprendre le flux de diffusion à travers une membrane semi-perméable.

### Exercice 1 :

Un soluté traverse une membrane semi-perméable de concentration  $C_1$  (milieu 1) à une concentration  $C_2$  (milieu 2) avec une perméabilité de la membrane

Données :

$$\begin{aligned}P &= 5 \times 10^{-6} \text{ m/s} \\C_1 &= 0,1 \text{ mol/m}^3 \\C_2 &= 0,05 \text{ mol/m}^3\end{aligned}$$

Questions :

En utilisant la loi de Fick, calculez le flux de diffusion  $J$  du soluté à travers la membrane. Si la perméabilité de la membrane double, quel est le nouveau flux de diffusion ?

Solution :

La loi de Fick pour la diffusion est exprimée par :

$$J = P \times (C_1 - C_2)$$

Où :  $J$  : est le flux de diffusion du soluté (mol/s),

$P$  : est la perméabilité de la membrane pour le soluté (en m/s),

$C_1$  : est la concentration du soluté du milieu 1 (mol/m<sup>3</sup>),

$C_2$  : est la concentration du soluté du milieu 2 (mol/m<sup>3</sup>).

Calcul du flux de diffusion  $J$  :

En utilisant la formule :  $J = P \times (C_1 - C_2)$

$$J = 5 \times 10^{-6} \text{ m/s} \times (0,1 - 0,05) \text{ mol/m}^3,$$

$$J = 5 \times 10^{-6} \times 0,05 \text{ mol/m}^2/\text{s}$$

$$J = 2,5 \times 10^{-7} \text{ mol/m}^2/\text{s}$$

Variation de perméabilité :

Si la perméabilité double, on a  $P' = 2 \times P = 10 \times 10^{-6} \text{ m/s}$

$$J' = 10 \times 10^{-6} \times 0,05$$

$$J' = 5 \times 10^{-7} \text{ mol/m}^2/\text{s}$$

Ainsi, le flux de diffusion  $J$  serait de  $2,5 \times 10^{-7} \text{ mol/m}^2/\text{s}$  dans le premier cas et augmenterait à  $5 \times 10^{-7} \text{ mol/m}^2/\text{s}$  si la membrane double.

## Exercice2 :

On souhaite observer la montée d'un liquide dans un tube capillaire vertical de rayon  $r$ . Le liquide a une tension superficielle  $\gamma$  et un angle de contact  $\theta$  avec la paroi du tube. La densité du liquide est  $\rho$ , et l'accélération due à la gravité est  $g$

Données :

Liquide : Eau pure

$$\begin{aligned}\gamma &= 0,072 \text{ N/m} \\ \rho &= 1000 \text{ kg/m}^3 \\ \theta &= 0^\circ \text{ (parfaitement mouillant)}\end{aligned}$$

Tube capillaire :  $r = 0,001 \text{ m} = (1 \text{ mm})$

Questions :

1. Quel est la hauteur  $h$  atteinte par l'eau dans le tube capillaire.
2. Si la tension superficielle de l'eau  $\gamma$  est réduite de moitié (par ajout d'un détergent, par exemple), quelle serait la nouvelle hauteur atteinte par l'eau ?
3. Si le rayon  $r$  du tube capillaire est doublé, quelle sera la nouvelle hauteur  $h$  atteinte par l'eau ?

Solution

La hauteur  $h$  atteinte par le liquide dans le tube est donnée par la formule :

$$h = \frac{2\gamma \cos \theta}{R\rho g}$$

Où :

- $h$  : est la hauteur de montée du liquide (en mètres),
- $\gamma$  : est la tension superficielle du liquide (en N/m)
- $\theta$  : l'angle de contact entre le liquide et le tube,
- $\rho$  : est la densité du liquide (en  $\text{kg/m}^3$ )
- $g$  : est l'accélération due à la gravité ( $g \approx 9,81 \text{ m/s}^2$ )
- $r$  : est le rayon du tube (en mètres).

1. Calcul de la hauteur  $h$  :

En utilisant la formule de capillarité :

$$h = \frac{2\gamma \cos \theta}{R\rho g}$$

Avec  $\gamma = 0,072 \text{ N/m}$ ,  $\rho = 1000 \text{ kg/m}^3$ ,  $g = 9,81 \text{ m/s}^2$ ,  $r = 0,001 \text{ m}$  et  $\cos \theta = \cos 0$ ,  $\cos 0 = 1$ ,

$$h=2 \times 0,072 \times 11000 \times 9,81 \times 0,001$$

$$h \approx 0,0147 \text{ m} = 1,47 \text{ cm}$$

2. Influence de la tension superficielle :

Si la tension superficielle est réduite de moitié, alors  $\gamma' = 0,0722 = 0,036 \text{ N/m}$

$$h' = \frac{2\gamma \cos \theta}{\rho g h}$$

$$h' = \frac{2 \times 0,036 \times 1}{1000 \times 9,81 \times 0,001} = 0,0073 \text{ m} = 0,73 \text{ cm}$$

3. Influence du rayon :

Si le rayon du tube est doublé, alors  $r' = 2 \times 0,001 = 0,002 \text{ m}$ .

$$h'' = \frac{2 \times 0,036 \times 1}{1000 \times 9,81 \times 0,002 \times 1} = 0,14419,62 \text{ m}$$

**Exercice 3 :**

Deux compartiments, A et B, sont séparés par une membrane semi-perméable qui laisse passer l'eau mais pas les ions ni les molécules de glucose. Le compartiment A contient une solution de glucose à une concentration de  $C_A = 0,5 \text{ mol/l}$  et le compartiment B contient une solution de NaCl (sel) à une concentration de  $C_B = 0,25 \text{ mol/L}$ . La température est de  $27^\circ\text{C}$ .

1. Déterminez dans quel sens se fera le mouvement de l'eau à travers la membrane.

2. Calculez la pression osmotique dans chaque compartiment en utilisant la formule de la pression osmotique :

$$\pi = i C R T$$

Où :

- $i$  : est le facteur de Van 't Hoff (qui tient compte du nombre de particules dissociées dans la solution),
- $C$  : est la concentration de la solution en mol/L,
- $R = 0,0821$  est la constante des gaz parfaits,
- $T$  : est la température en Kelvin.

3. En tenant compte des résultats obtenus, expliquez ce qui se passera dans chaque compartiment après un certain temps.

Solution

1. L'eau se déplace de la solution ayant la pression osmotique la plus faible vers la solution ayant la pression osmotique la plus élevée. Pour déterminer le sens du mouvement de l'eau, nous devons calculer la pression osmotique de chaque solution.

2. Conversion de la température en Kelvin

La température est donnée en degrés Celsius, donc :

$$T=27+273=300K$$

Calcul de la pression osmotique dans le compartiment A (solution de glucose)

Concentration :  $C_A=0,5$  mol/L.

Facteur de **Van 't Hoff** pour le glucose :  $i=1$  (le glucose ne se dissocie pas).

Pression osmotique :

$$\pi_A = i C_A RT$$

$$\pi_A = 1 \cdot 0,5 \cdot 0,0821 \cdot 300$$

$$\pi_A = 12,315 \text{ atm}$$

Donc, la pression osmotique dans le compartiment A est 12,315 Atm

Calcul de la pression osmotique dans le compartiment B (solution de NaCl) :

**Concentration** :  $C_B=0,25$  mol/L

Facteur de **Van 't Hoff** pour le NaCl :  $i=2$

Pression osmotique

$$\pi_B = i C_B RT$$

$$\pi_B = 2 \cdot 0,25 \cdot 0,0821 \cdot 300 = 12,315 \text{ Atm}$$

La pression osmotique dans le compartiment B est également 12,315 Atm.

Dans ce cas particulier, les pressions osmotiques des deux compartiments A et B sont identiques. Étant donné que la pression osmotique est la même de chaque milieu de la membrane, il n'y a pas de gradient osmotique net qui incite l'eau à se déplacer d'un compartiment à l'autre. Par conséquent, il n'y aura pas de mouvement net d'eau à travers la membrane : les deux compartiments sont en équilibre osmotique

## **Chapitre IV**

# **Phénomène de diffusion**



## IV Phénomène de diffusion

La diffusion est connue comme un moyen d'échange des molécules de soluté d'un compartiment à l'autre à travers une membrane. Elle tend à uniformiser la distribution des particules (des ions ou des molécules non dissociables), donc s'effectuant dans le sens des concentrations décroissantes et alors les particules se déplacent d'une région de forte concentration vers une région de faible concentration [1,3].

### IV.1 Définition

la diffusion est le processus par lequel les molécules se déplacent d'une région de haute concentration à une région de basse concentration jusqu'à ce que la concentration soit uniforme. C'est un phénomène passif.

**Exemple :** Lorsque vous ajoutez une goutte de colorant alimentaire dans un verre d'eau, le colorant se diffuse lentement à travers le liquide jusqu'à ce que la couleur soit uniformément répartie.

- **Diffusion libre**
- **Débit massique (première loi de Fick) :** Cette loi exprime, à un instant donné, le flux de soluté qui passe d'un point où la concentration est  $C + dC$  à un point où elle vaut  $C$  [1]. Les équations IV.1 et IV.2 montrent le mode de calcul.

- Formule : débit massique,

$$J_M = -DS \frac{dC_p}{dx} \dots \dots \dots (IV.1)$$

- **Débit molaire**

- Formule :

$$J_M = \frac{dn}{dt} - D \frac{dC_M}{dx} \dots \dots \dots (IV.2)$$

Où :

$J_M$ , est le flux de diffusion, quantité de substance diffusée par unité de surface et par unité de temps.  
 $D$ , est le coefficient de diffusion, une constante qui dépend de la nature du matériau et de la température.  
 $\frac{dC}{dx}$  est le gradient de concentration, variation de la concentration  $C_M$  par rapport à la distance  $x$ .

**Exemple :** Imaginons un tube rempli d'eau avec une concentration élevée de sel à une extrémité et une faible concentration à l'autre extrémité. Le sel se déplacera de l'extrémité de haute concentration vers l'extrémité de basse concentration.

### IV.2 La mobilité mécanique

Elle est matérialisée par l'équation III.3.

○ Formule :  $b=1N_A f=16 N_A \pi \eta r \dots\dots\dots(IV.3)$

La mobilité mécanique molaire caractérise la facilité d'une molécule à se déplacer.  
La mobilité mécanique molaire :

- ✓ Augmente avec la température
- ✓ Diminue avec la taille de la molécule.

**IV.3 Coefficient de diffusion (Relation d'Einstein)**

$D= RTb, D =RT1/6N_A \pi r= RT /1N_A f=K_B/f$

- La loi de stokes :
  - Formule :  $f=6 \pi \eta r$

$\eta$  : Coefficient de viscosité en Pa.s (1Pa.s =1N/m<sup>2</sup>).

$r$  : rayon de la molécule qui diffuse en m.

$K_B$  : Constante de Boltzmann,  $K_B= R/N_A=1.38.10^{-23}$  J/K.

$R$  : Constante des gaz rares ;  $R= 8.31$  J/l.

$T$  : Température absolue en Kelvin.

$f$  : Coefficient de friction (frottement) en Kg/s.

Donc la relation d'Einstein : Si la particule diffusante est sphérique et de diamètre nettement supérieur à celui du solvant. Elle est caractérisée par les équations IV.4, IV.5 et IV.6.

$$D = \frac{K_B T}{6\pi\eta r} \dots\dots\dots(IV.4)$$

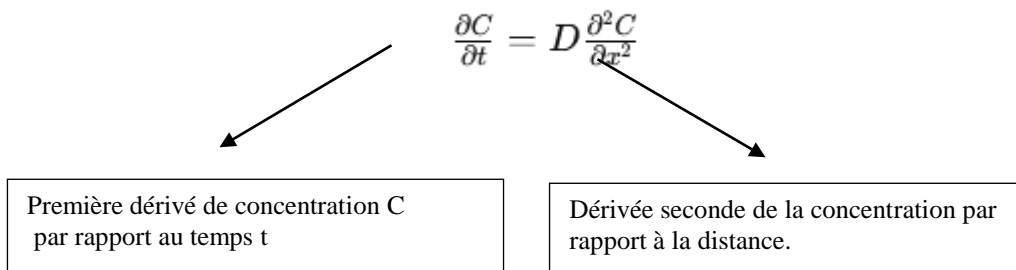
- Pour les macromolécules à température ordinaire :

$$D = 3,21.10^{-5} \frac{1}{\sqrt{M}} \dots\dots\dots(IV.5)$$

Si la particule diffusante a un diamètre du même ordre de grandeur que celui du solvant :

$$D = Cte \frac{1}{\sqrt{M}} \dots\dots\dots(IV.6)$$

**Deuxième loi de Fick** : elle décrit comment la concentration change dans le temps en fonction de la diffusion. Elle est donnée par la formule suivante :



Exemple : Imaginons un étang dans lequel on déverse un colorant. Au fil du temps,

le colorant se diffuse à travers l'étang, et la concentration de colorant change dans le temps.

#### IV.4 Osmose

L'osmose est le mouvement de molécules de solvant à travers une membrane semi-perméable, allant d'une région de faible concentration de soluté à une région de haute concentration de soluté, jusqu'à ce que l'équilibre soit atteint.

- **Expérience** de Dutrochet :

Dutrochet (1826) a proposé un appareil qui s'appelle (osmomètre) constitué d'un réservoir de verre rempli d'une solution (eau + soluté) colorée (sorte de cylindre vertical dont la base est obturée par une membrane hémiperméable, donc imperméable au soluté : seul le solvant peut diffuser dans les deux sens, et dont la partie supérieure est reliée à un long tube vertical de petit calibre) et plongé dans un cristalliseur contenant de l'eau (voir la figure IV.1) ci-dessous :

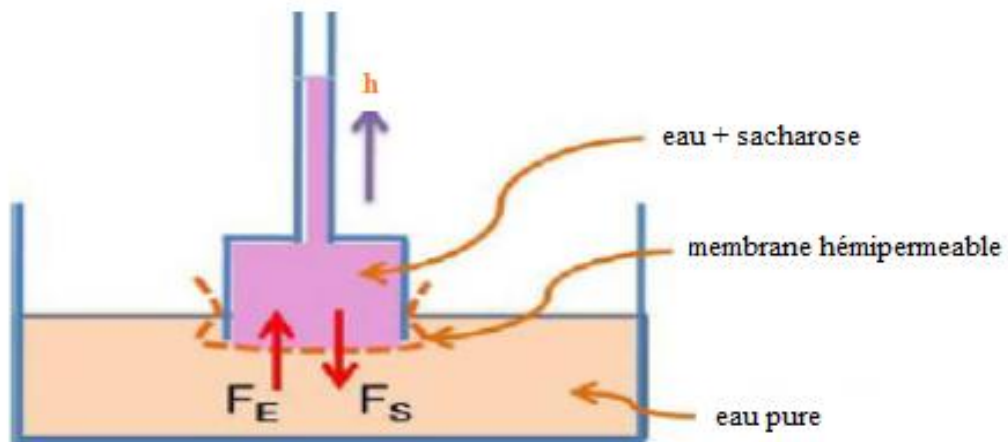


Figure IV.1 : Expérience de Dutrochet

Au départ, le flux de solvant entrant  $F_E$  est très supérieur au flux sortant  $F_S$ , puis on atteint l'équilibre. A ce moment la pression hydrostatique ( $\rho g h$ ) est égale à la pression osmotique. Donc la pression osmotique d'une solution est la pression hydrostatique qu'il faudrait exercer sur la solution pour empêcher le solvant pur de traverser la membrane. Elle est établie empiriquement à partir de nombreuses études *expérimentales et finalement exprimées sous forme théorique par Vant'Hoff* (équation IV.7) :

○ Formule :  $\pi = iC_mRT$  en (Pa.s) ou (N/m).....(IV.7)

Avec,

$i$  : est le coefficient d'ionisation qui peut être donné par :

$i = 1 + \alpha(\beta - 1)$  pour un électrolyte faible

$i = \beta$ , Pour un électrolyte fort.

$C_M$  : concentration molaire,

$R$  : constante des gaz parfaits

$T$  : température

- **Pression osmotique** : La pression nécessaire pour arrêter le flux osmotique à travers la membrane.

#### Exemple : Diffusion du solvant (Osmose)

Considérons deux compartiments (1) et (2) pris à la même température et contenant respectivement des solutions de concentrations  $C_1$  et  $C_2$ , avec :  $C_1 > C_2$ . Les deux compartiments sont séparés par une membrane semi-perméable parfaite (ne laisse passer que ( l'H<sub>2</sub>O) : L'eau diffuse du milieu le moins concentré (2) vers le plus concentré (1)  $\Rightarrow$  C'est le phénomène d'osmose.

Le compartiment (2) exerce une pression hydrostatique sur (1) et à l'équilibre. La résultante de toutes les pressions exercées sur la membrane étant nulle.

On dit que (1) exerce sur (2) une pression osmotique (ou contre pression hydrostatique). La figure IV.2 ci-dessous illustre ce phénomène.

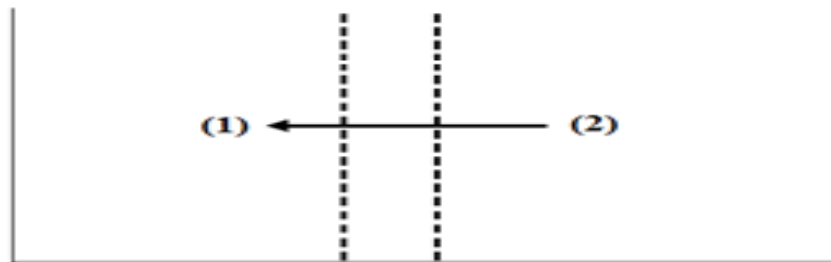


Figure IV.2 : Illustration de la pression osmotique

sa formule est :  $\pi = WRT$ ,

où :

$\pi$ , pression osmotique

W, osmolarité.

**R** : C'est la **constante des gaz parfaits** ( $8.314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ), qui est une valeur constant utilisée dans diverses équations physiques et chimiques.

**T** : La température absolue (en kelvins, K).

## IV.5 Membranes

Une membrane est une barrière fine et semi-perméable qui sépare deux environnements différents, et qui contrôle le passage de substances entre eux. Les membranes peuvent être naturelles, comme les membranes cellulaires, ou synthétiques, utilisées dans diverses applications industrielles et médicales.

### IV.5.1 Types de membranes

#### IV.5.1.1 Membranes biologiques :

Une membrane biologique, ou membrane cellulaire, est une structure mince composée principalement de lipides (principalement des phospholipides) et de protéines, qui sépare l'intérieur de la cellule de son environnement extérieur. Elle joue un rôle crucial dans la régulation des échanges de substances entre l'intérieur et l'extérieur de la cellule, en contrôlant le passage des ions et d'autres molécules.

- **Types de transport membranaire**

- **Diffusion simple** : Il est un mouvement passif de molécules de petite taille et non polaires à travers la bicouche lipidique, suivant le gradient de concentration.
- **Diffusion facilitée** : C'est un mouvement passif de molécules polaires chargées à travers des protéines de transport spécifiques (canaux ou transporteurs).
- **Osmose** : Diffusion de l'eau à travers une membrane semi-perméable, suivant le gradient de concentration de l'eau.
- **Transport actif** : Il est un mouvement de substances contre leur gradient de concentration, nécessitant de l'énergie sous forme d'adénosine triphosphate (ATP).

#### IV.5.1.2 Membranes synthétiques

Les membranes synthétiques sont fabriquées à partir de polymères ou de matériaux inorganiques, elles sont utilisées dans des technologies comme la filtration, la séparation et la protection.

## **IV.6 Perméabilité**

La perméabilité fait référence à la capacité d'une membrane à permettre le passage de certaines molécules ou ions tout en bloquant d'autres. Elle dépend de la structure de la membrane et des caractéristiques des chargés, sauf par des mécanismes spémolécules à transporter. En biologie, les membranes cellulaires sont semi-perméables : elles laissent passer certaines molécules comme l'eau ou les gaz, mais restreignent l'accès aux grosses molécules et aux ions spécifiques

### **IV.6.1 Types de perméabilité :**

- **Perméabilité sélective** : Les membranes cellulaires permettent le passage de molécules spécifiques, comme l'eau par osmose, tout en restreignant d'autres substances. Cette sélectivité est cruciale pour maintenir l'équilibre des ions et des molécules dans la cellule.
- **Perméabilité des parois capillaires** : Dans le système circulatoire, les parois capillaires sont perméables à l'eau, aux ions, et à certains nutriments, permettant les échanges entre le sang et les cellules des tissus.

## Série d'exercices N° 3 sur les phénomènes d'osmose et de diffusion

### Exercice 1 : Cochez la bonne réponse dans le QCS suivant :

#### 1. L'osmose est :

- Le passage du soluté depuis le milieu le plus concentré (milieu hypertonique) vers le milieu le moins concentré (milieu hypotonique).
- Le passage de l'eau à travers une membrane semi perméable depuis le milieu le moins concentré (milieu hypotonique) vers milieu le plus concentré (milieu hypertonique).
- Aucune réponse n'est juste

#### 2. La diffusion est :

- Le passage de l'eau depuis le milieu le moins concentré (milieu hypotonique). Vers milieu le plus concentré (milieu hypertonique).
- Le passage du soluté depuis le milieu le plus concentré (milieu hypertonique) vers le milieu le moins concentré (milieu hypotonique).
- Aucune réponse n'est juste

#### 3. La membrane semi perméable est :

- Une membrane ne laissant passer que du solvant, et pas les solutés
- Une membrane laissant passer que les solutés et pas le solvant
- Aucune réponse n'est juste

#### 4. La membrane héli perméable est :

- Une membrane qui laisse passer le solvant ainsi qu'une fraction des solutés
- Une membrane qui laisse passer le solvant et les solutés
- Aucune réponse n'est juste

#### 5. Première Loi de Fick

- Permet de décrire un flux de matière, en fonction des paramètres
- Indique que le flux de molécules ne dépend pas de la variation de concentration
- Aucune réponse n'est juste

#### 9. dans la loi de Fick, le débit massique de la substance qui diffuse :

- Nécessite un gradient de concentration en mol/m<sup>3</sup> dans le système international
- Est proportionnel au gradient de la molarité
- Est inversement proportionnel à la surface de la membrane
- Aucune des propositions citées n'est juste

### Exercice 2

Le phénomène d'osmose permet la détermination de la masse molaire des protéines. On désire de déterminer la masse molaire d'une protéine, pour cela on prépare trois solutions aqueuses à différentes concentrations massiques. Le tableau ci-dessous donne les différentes hauteurs à la température 20° C pour chacune des concentrations.

C (g/l)	5	15	25
H (cm)	1.95	6.25	11.1

- Déterminer la masse molaire de chaque protéine

On donne  $g = 9.81 \text{ m/s}^2$

$R = 8.32 \text{ J/mol/K}$ .

$T = 20^\circ\text{C}$

$\rho = 1000 \text{ kg/m}^3$

### Exercice 3

Soit une solution d'hémoglobine de concentration  $3.10^{-4} \text{ mol/l}$  qui diffuse à travers une membrane de surface diffusante  $S = 600 \text{ mm}^2$  jusqu'à une concentration  $7.10^{-5} \text{ mol/l}$ .

On donne  $D_{\text{hémoglobine}} = 6,9 \cdot 10^{-7} \text{ g/s}$  et  $M = 68 \text{ kg/mol}$

Déterminer la masse d'hémoglobine en microgramme qui s'est déplacée de 2cm pendant 5 minutes.

### Exercice 4

1. Calculer en atmosphère la pression osmotique d'une solution de NaCl de concentration 9g/l et de température  $25^\circ\text{C}$ , sachant que  $M(\text{NaCl}) = 58.5$

On dissout 700 mg de glucose de masse molaire 180 g/mol dans 25 ml d'eau d'une température de  $20^\circ\text{C}$ .

2. Calculer en pascal la pression osmotique de cette solution.

On donne  $R = 8,31 \text{ J/mol/K}$

### Exercice 5

On dissout 9g de L'urée ( $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ ) dans 200ml d'eau.

- a. Calculer la pression osmotique de cette solution dans la température de  $20^\circ\text{C}$ .

On prépare une solution 4,5 g de NaCl dans 0,5 l d'eau distillée

- b. Calculer la pression osmotique de cette solution dans la même température

### Exercice 6

Soit une membrane poreuse d'épaisseur ( $e$ ) séparant deux compartiments. A l'instant  $t=0$  on introduit dans le premier compartiment 2 litres d'eau et dans le deuxième compartiment 2 litres d'une solution aqueuse de concentration en soluté 1 mol/l. Si après 30 secondes la concentration dans le premier compartiment est  $10^{-6} \text{ mole/cm}^3$ .

- Déterminer l'épaisseur  $e$  de la membrane en supposant que le gradient de concentration reste linéaire dans l'épaisseur  $e$ . On donne  $D = 5,344.10^{-5} \text{ cm}^2/\text{s}$

### Exercice 7

Soit un récipient divisé en deux compartiments par une membrane semi perméable à  $27^\circ\text{C}$ , Le premier compartiment contient une solution de NaCl à 11,7g/l et le deuxième 0,1 mol/l de  $\text{CaCl}_2$  et ( $\alpha = 0,75$ ).

Dans quel sens s'exerce la pression osmotique sur la membrane et quelle est sa valeur ?

### Exercice 8



On fait dissoudre 700 mg de glucose ( $C_6H_{12}O_6$ ) dans 25 ml d'eau à une température de 20°C. Sachant que la masse molaire du glucose  $M= 180$  g/l.

- a. Calculer la concentration massique et la concentration molaire
- b. Calculer sa pression osmotique

La masse molaire du chlorure de sodium NaCl étant 58,5 g/mol, si la concentration d'une solution est 4,5 g/l, et si la température du milieu est 18°C.

- c. Calculer la concentration molaire et sa pression osmotique

### Exercice 9 : Osmose entre deux compartiments séparés par une membrane semi-perméable

Deux compartiments, A et B, sont séparés par une membrane semi-perméable qui laisse passer l'eau mais pas les ions ni les molécules de glucose. Le compartiment A contient une solution de glucose à une concentration de  $C_A=0,5$  mol/l et le compartiment B contient une solution de NaCl (sel) à une concentration de  $C_B=0,25$  mol/L La température est de 27°C.

1. Déterminez dans quel sens se fera le mouvement de l'eau à travers la membrane.
2. Calculez la pression osmotique dans chaque compartiment en utilisant la formule de la pression osmotique :

$$\pi = i C R T$$

où :

$i$  : est le facteur de Van 't Hoff (qui tient compte du nombre de particules dissociées dans la solution),

$C$  : est la concentration de la solution en mol/L,

$R=0,0821$  est la constante des gaz parfaits,

$T$  : est la température en Kelvin.

3. En tenant compte des résultats obtenus, expliquez ce qui se passera dans chaque compartiment après un certain temps.

### Solution

1. L'eau se déplace de la solution ayant la pression osmotique la plus faible vers la solution ayant la pression osmotique la plus élevée. Pour déterminer le sens du mouvement de l'eau, nous devons calculer la pression osmotique de chaque solution.

2. Conversion de la température en Kelvin :

La température est donnée en degrés Celsius, donc :

$$T=27+273=300K$$

Calcul de la pression osmotique dans le compartiment A (solution de glucose)

Concentration :  $C_A=0,5$  mol/L.

Facteur de Van 't Hoff pour le glucose :  $i = 1$  (le glucose ne se dissocie pas).

Pression osmotique :  $\Pi_A=i C_A R T$

$$\Pi_A = 1 \cdot 0,5 \cdot 0,0821 \cdot 300$$

$$\Pi_A = 12,315 \text{ atm}$$

Donc, la pression osmotique dans le compartiment A est 12,315 Atm

Calcul de la pression osmotique dans le compartiment B (solution de NaCl) :

Concentration :  $C_B = 0,25 \text{ mol/L}$

Facteur de Van 't Hoff pour le NaCl :  $i = 2$

Pression osmotique :  $\Pi_B = iC_BRT$

$$\Pi_B = 2 \cdot 0,25 \cdot 0,0821 \cdot 300, \Pi_B = 12,315 \text{ atm}$$

La pression osmotique dans le compartiment B est également 12,315 atm.

4. Dans ce cas particulier, les pressions osmotiques des deux compartiments A et B sont identiques. Étant donné que la pression osmotique est la même de chaque milieu de la membrane, il n'y a pas de gradient osmotique net qui incite l'eau à se déplacer d'un compartiment à l'autre. Par conséquent, il n'y aura pas de mouvement net d'eau à travers la membrane : les deux compartiments sont en équilibre osmotique.

### Réponses de l'exercice 1

1.b	2.b	3.a	4.a	5.a	6.a	7.c	8.b	9.b
-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----

**Chapitre V**

**Etude de la viscosité**

## V Etude de la viscosité

L'écoulement laminaire et turbulent décrit deux types de mouvements de fluides (liquides ou gaz) qui se différencient par la régularité de leurs trajectoires et leur niveau de chaos. La distinction entre ces deux types d'écoulement est cruciale dans des domaines comme l'ingénierie, la physique des fluides et les applications industrielles.

### V.1 Écoulement laminaire

- **Description** : Dans un écoulement laminaire, le fluide se déplace en couches parallèles, ou "lames", qui glissent les unes sur les autres sans se mélanger. Le mouvement est régulier et les trajectoires des particules sont prévisibles et lisses.
- **Caractéristiques** :
  - Les trajectoires des particules sont parallèles.
  - La vitesse du fluide est constante dans chaque couche, sans fluctuation transverse significative.
- **Conditions d'apparition** :
  - L'écoulement laminaire apparaît généralement à des vitesses faibles et dans des canaux étroits.
  - Il est favorisé dans des fluides de viscosité élevée.
- **Exemples** :
  - Écoulement du miel ou de l'huile dans un tube.
  - L'écoulement du sang dans de petits vaisseaux sanguins.
- **Nombre de Reynolds (Re)** :
  - Le nombre de Reynolds défini par l'équation V.1, est un paramètre sans dimension qui détermine le type d'écoulement. Pour un écoulement laminaire, le nombre de Reynolds est inférieur à environ 2 000.
  - Formule :

$$R_e = \frac{\rho v d}{\mu} \dots \dots \dots (V.1)$$

P : densité

v : est la vitesse moyenne

d : est une dimension caractéristique (comme le diamètre du tube)

$\mu$  : est la viscosité dynamique.

## V.2 Écoulement Turbulent

- **Description** : Dans un écoulement turbulent, le fluide se déplace de manière désordonnée et imprévisible. Les trajectoires des particules se croisent et se mélangent, produisant des tourbillons et des fluctuations.
- **Caractéristiques** :
  - La vitesse du fluide varie de manière aléatoire en fonction du temps et de la position.
  - Apparition de tourbillons et de fluctuations de pression et de vitesse.
- **Conditions d'apparition** :
  - L'écoulement turbulent se produit à des vitesses élevées et dans des conduits plus larges.
  - Il est favorisé dans des fluides de faible viscosité.
- Exemples :
  - Écoulement de l'eau dans une rivière ou un tuyau large à grande vitesse.
  - Turbulence dans l'atmosphère, responsable des turbulences aériennes.
- **Nombre de Reynolds (Re)** :
  - Un écoulement devient turbulent lorsque le nombre de Reynolds dépasse environ 4 000.
  - Entre 2 000 et 4 000, l'écoulement est dit **transitoire** et peut passer de laminaire à turbulent selon les conditions.

## V.3 Applications et Importance

- **Industriel** : Comprendre ces types d'écoulement est crucial dans la conception de systèmes de canalisations, échangeurs de chaleur et réacteurs chimiques.
- **Aérodynamique** : La turbulence joue un rôle clé dans le profilage des ailes d'avions, la résistance au vent et les performances aérodynamiques.
- **Médical** : En hémodynamique, la distinction entre écoulement laminaire et turbulent dans les vaisseaux sanguins peut aider à identifier des conditions pathologiques (comme les bruits cardiaques associés aux flux turbulents).

## V.4 La résistance visqueuse et la mesure

La résistance visqueuse et la mesure de la viscosité sont des concepts essentiels en dynamique des fluides pour décrire comment les fluides réagissent aux forces qui tendent à les faire s'écouler. La viscosité est une mesure de la résistance d'un fluide à la déformation ou à l'écoulement, et elle dépend de la nature du fluide, de la température, et dans certains cas, de la vitesse d'écoulement.

### V.4.1 Résistance Visqueuse

- La résistance visqueuse est la force opposée par le fluide au mouvement relatif de ses couches internes. Lorsque des couches de fluide se déplacent à des vitesses différentes, des forces de friction interne se produisent, créant cette résistance.
- **Principe** : Dans un écoulement en couches parallèles (ou écoulement laminaire), chaque couche du fluide "freine" la couche adjacente qui se déplace à une vitesse différente.
- **Formule de la force visqueuse** : En physique, la résistance visqueuse peut être modélisée par la **loi de la viscosité de Newton** est donnée par l'équation V.2 :

$$F = \eta \frac{\Delta v}{\Delta y} A \dots \dots \dots (V. 2)$$

Où :

F : est la force de friction visqueuse,

$\eta$ : est la viscosité dynamique du fluide,

$\Delta v$  : est le gradient de vitesse perpendiculaire à l'écoulement,

A : est l'aire de la surface de contact.

Cas des fluides newtoniens et non-newtoniens :

- **Fluide Newtonien** : La viscosité reste constante, quel que soit le taux de cisaillement (exemple : eau, air).

- **Fluide Non-Newtonien** : La viscosité varie avec le taux de cisaillement (exemple : pâte à dentifrice, ketchup), ce qui influence la résistance visqueuse de manière complexe.

#### V.4.2 Mesure de la Viscosité

La viscosité peut être mesurée par divers instruments, selon la précision souhaitée, la nature du fluide et le type de viscosité à mesurer (dynamique ou cinématique).

##### V.4.2.1 Méthodes de Mesure de la Viscosité Dynamique

- **Viscosimètre de Hoppler** : Un petit cylindre ou une bille est laissé tomber dans un tube rempli de liquide, et la viscosité est déterminée par le temps de descente. Utilisé pour des fluides de faible à moyenne viscosité.
- **Viscosimètre capillaire** : Un tube capillaire est utilisé pour mesurer le temps que met un volume de fluide à passer à travers le tube sous l'effet de la gravité. La viscosité est proportionnelle au temps d'écoulement.
- **Viscosimètre à rotation** : Une tige ou un disque tourne dans le fluide, et la viscosité est calculée à partir du couple nécessaire pour maintenir la rotation. Utilisé pour des fluides de viscosité moyenne à élever.

##### V.4.2.2 Méthode de Mesure de la Viscosité Cinématique

- **Viscosimètre d'Ostwald** : Une méthode courante pour mesurer la viscosité cinématique. Le fluide est aspiré à travers un tube en verre capillaire et le temps d'écoulement entre deux marques est mesuré. La viscosité cinématique est obtenue en utilisant une constante d'étalonnage.

##### V.4.2.3 Paramètres Influant la Viscosité

- **Température** : En général, pour les liquides, la viscosité diminue avec une augmentation de température (ex : l'huile devient plus fluide lorsqu'elle est chauffée). Pour les gaz, c'est l'inverse : la viscosité augmente avec la température.
- **Pression** : La viscosité des liquides est peu influencée par la pression, tandis que pour les gaz, elle peut varier plus significativement.

- **Composition du fluide** : Les suspensions ou mélanges complexes ont une viscosité qui dépend de la concentration des particules en suspension.

## V.5 La sédimentation

C'est le processus par lequel des particules solides, en suspension dans un fluide (généralement un liquide), se déposent sous l'effet de la gravité. Elle se produit naturellement dans les milieux aquatiques et est également utilisée dans divers procédés industriels et environnementaux pour séparer les solides des liquides.

- **Mécanismes de la sédimentation**

La sédimentation commence par le transport de matériaux en suspension, comme des particules de sables, d'argiles, de limons et d'autres sédiments, généralement issus de l'érosion des roches. Ces particules sont transportées par des agents naturels tels que l'eau, le vent ou la glace. Lorsque l'énergie de transport diminue, ces particules se déposent et commencent à s'accumuler en couches successives.

- **La déposition** : Ce processus survient lorsque les particules en suspension se déposent sous l'effet de la gravité, formant ainsi une couche sédimentaire. La vitesse de déposition dépend de la taille des particules et de l'énergie de l'environnement de dépôt : les particules plus grosses, comme les graviers, se déposent plus rapidement que les particules fines comme l'argile.
- **La compaction** : Au fil du temps, les couches successives de sédiments s'accumulent, exerçant une pression croissante sur les couches inférieures. Ce poids supplémentaire force les particules à se rapprocher, réduisant ainsi les espaces interstitiels et expulsant l'eau et l'air emprisonnés dans les sédiments.
- **La cimentation** : Les minéraux dissous dans l'eau interstitielle précipitent et cimentent les particules ensemble. Ce processus transforme progressivement les sédiments en une roche solide, appelée roche sédimentaire.

### V.5.1 Types de sédimentation

Il existe plusieurs types de sédimentation, classés selon le milieu de dépôt et les mécanismes en jeu :



- **Marine** : Se produit dans les océans et les mers, où les dépôts s'accumulent souvent à de grandes profondeurs. Les calcaires et les argiles sont des exemples typiques de roches formées par sédimentation marine.
- **Sédimentation fluviale** : Implique les dépôts réalisés par les rivières et les fleuves, qui transportent des sédiments depuis les terres émergées jusqu'aux bassins fluviaux ou dans les estuaires.
- **Sédimentation éolienne** : Assure la déposition de particules fines, principalement du sable, transportées par le vent. Ce processus est dominant dans les zones désertiques, où les dunes de sable se forment par accumulation de grains de quartz.

### V.5.2 Importance et Applications de la Sédimentation

La sédimentation est cruciale pour la compréhension des environnements passés, en fournissant des archives des changements climatiques, des conditions de dépôt et de l'activité biologique. En géologie, elle permet de déterminer les anciennes conditions environnementales, de prédire la présence de ressources naturelles (comme les hydrocarbures), et de fournir des informations importantes pour la gestion des ressources en eau et la protection de l'environnement.

#### Exercice :

Un laboratoire souhaite mesurer la viscosité dynamique d'une huile en observant la vitesse de chute d'une bille dans ce liquide. Cette méthode repose sur l'équilibre des forces en jeu lorsque la bille atteint une vitesse limite  $v$  dans le liquide. La force de gravité, la force de poussée d'Archimède et la force de frottement visqueux agissent sur la bille.

1. Données expérimentales :
  - Rayon de la bille :  $r = 0,5 \text{ cm} = 0,05\text{m}$

Densité de la bille :  $\rho_{\text{bille}} = 8000 \text{ kg/m}^3$
2. Densité de l'huile :  $\rho_{\text{huile}} = 900 \text{ kg/m}^3$
3. **Objectif** :  
Déterminer la viscosité dynamique  $\eta$  de l'huile.

Solution

#### 1. Forces en jeu

Quand la bille tombe à vitesse constante dans l'huile, elle est soumise à trois forces principales :

- **La force de gravité** :  $F_g = mg$
- **La poussée d'Archimède** :  $F_A = \rho_{\text{huile}} \cdot V \cdot g$
- **La force de frottement visqueux** :  $F_f = 6\pi\eta r v$  (loi de Stokes)

À vitesse limite, la somme des forces est nulle, donc :

$$F_g = F_A + F_f$$

2. Calculons chaque force

a) Force de gravité

La masse  $m$  de la bille est donnée par :

$$m = \rho_{\text{bille}} \cdot V$$

avec  $V = \frac{4}{3}\pi r^3$  : le volume de la bille. Donc,

$$F_g = \rho_{\text{bille}} \cdot \frac{4}{3}\pi r^3 \cdot g$$

b) Poussée d'Archimède

$$F_A = \rho_{\text{huile}} \cdot \frac{4}{3}\pi r^3 \cdot g$$

c) Équilibre des forces

Puisque  $F_g = F_A + F_f$ , on obtient :

$$F_f = F_g - F_A$$

Calcul de la viscosité

En utilisant  $f = 6\pi\eta r v$ , on peut écrire :

$$6\pi\eta r v = (\rho_{\text{bille}} - \rho_{\text{huile}}) \cdot \frac{4}{3}\pi r^3 \cdot g$$

En simplifiant par  $\pi$  et isolant  $\eta$ , on obtient :

$$\eta = \frac{2r^2 g (\rho_{\text{bille}} - \rho_{\text{huile}})}{9v}$$

$$\eta = \frac{2}{9} \frac{r^2 g (\rho_{\text{bille}} - \rho_{\text{huile}})}{v}$$

4. Remplaçons les valeurs dans l'équation

Convertissons les unités en SI :

- $r = 0,5 \text{ cm} = 0,005 \text{ m}$
- $v = 5 \text{ cm/s} = 0,05 \text{ m/s}$
- $g = 9,81 \text{ m/s}^2$
- On remplaçant toutes les valeurs, on peut trouver la viscosité dynamique  $\eta$  de l'huile.

# **Chapitre VI**

## **Les ondes sonores et ultrasonores**

## VI Les ondes sonores

Les ondes sonores sont des vibrations qui se propagent dans un milieu (comme l'air, l'eau ou un solide) et qui sont perçues par nos oreilles sous forme de sons. Voici les éléments clés pour comprendre les ondes sonores :

### VI.1 Nature des Ondes Sonores

- Les ondes sonores sont des **ondes mécaniques** de type **longitudinal**, c'est-à-dire que les particules du milieu oscillent dans la même direction que celle de la propagation de l'onde.
- Elles nécessitent un **milieu de propagation** (comme l'air ou l'eau), ce qui signifie qu'elles ne peuvent pas se propager dans le vide, contrairement aux ondes électromagnétiques comme la lumière

### VI.2 Paramètre des Ondes Sonores

- **Fréquence** : Nombre d'oscillations par seconde, mesurée en Hertz (Hz). La fréquence détermine la **hauteur** du son (grave ou aigu).
- **Amplitude** : Mesure de l'intensité ou de l'énergie de l'onde sonore, qui influence le **volume** perçu.
- **Longueur d'onde** : Distance entre deux points successifs de même phase dans l'onde, liée à la fréquence et à la vitesse de propagation.
- **Vitesse de propagation** : Varie selon le milieu ; elle est généralement de 340 m/s dans l'air à 20°C mais est plus rapide dans les liquides et les solides.

### VI.3 Types de Sons selon la Fréquence

- **Infrasons** : Sons en dessous de 20 Hz, inaudibles pour l'oreille humaine mais utilisés par certains animaux et en sismologie.
- **Sons audibles** : Entre 20 Hz et 20 000 Hz, la plage de fréquence perceptible pour l'humain.
- **Ultrasons** : Sons au-dessus de 20 000 Hz, également inaudibles pour l'homme, mais utiles pour les échographies, la détection et la mesure de distances.

### VI.4 Phénomènes Liés aux Ondes Sonores

- **Réflexion** : Lorsqu'une onde sonore rencontre une surface, elle peut être renvoyée (phénomène de l'écho).
- **Réfraction** : Le son change de direction en passant d'un milieu à un autre (par exemple, de l'air à l'eau).
- **Diffraction** : Les ondes sonores peuvent contourner les obstacles, ce qui explique pourquoi on entend des sons autour des coins.
- **Interférence** : Lorsque deux ondes sonores se superposent, elles peuvent s'amplifier ou s'annuler, créant des zones de sons plus forts ou faibles.

## VI.5 Applications des Ondes Sonores

- **Échographie** : Utilise des ultrasons pour visualiser des structures internes du corps.
- **Sonar** : Utilise des ondes sonores pour détecter des objets sous l'eau.
- **Acoustique** : En architecture, pour contrôler la qualité sonore des espaces (salles de concert, théâtres).
- **Musique et Communication** : Utilisation des caractéristiques des ondes pour créer et transmettre des sons, comme dans les haut-parleurs et les microphones.

## VI.6 L'effet Doppler

est un phénomène physique qui décrit la variation de fréquence (ou de longueur d'onde) d'une onde lorsque la source de l'onde et l'observateur sont en mouvement l'un par rapport à l'autre. Ce phénomène est observé couramment avec les ondes sonores, mais il s'applique aussi aux ondes électromagnétiques (comme la lumière). Voici les éléments essentiels pour comprendre l'effet Doppler :

### VI.6.1 Principe de l'Effet Doppler

- Si une source émettant une onde (sonore ou lumineuse) se rapproche de l'observateur, la fréquence perçue par celui-ci augmente, et la longueur d'onde diminue (effet de **rapprochement**).
- Si la source s'éloigne de l'observateur, la fréquence perçue diminue, et la longueur d'onde augmente (effet de **recul**).
- Cet effet est dû à la variation de la distance entre la source et l'observateur, qui modifie la manière dont les crêtes et les creux de l'onde atteignent l'observateur.

### VI.6.2 Effet Doppler et Sons

- Lorsqu'un objet émettant un son (comme une voiture avec une sirène) se dirige vers nous, la fréquence du son semble plus élevée (son plus aigu). Une fois que la source s'éloigne, la fréquence semble diminuer (son plus grave).
- Ce phénomène est particulièrement perceptible avec les véhicules en mouvement, comme une ambulance ou un train.

### VI.6.3 Effet Doppler et Lumière

- Dans le domaine des ondes lumineuses, l'effet Doppler produit un **décalage vers le bleu** (augmentation de fréquence) quand un objet lumineux se rapproche, et un **décalage vers le rouge** (diminution de fréquence) lorsqu'il s'éloigne.
- Cet effet est utilisé en astronomie pour mesurer la vitesse de déplacement des étoiles et galaxies. Le **décalage vers le rouge** observé dans les galaxies éloignées a permis de démontrer que l'univers est en expansion.

### VI.6.4 Formule de l'Effet Doppler (pour les ondes sonores)

- La fréquence perçue par un observateur se calcule avec l'équation VI.1 :

$$F' = f \times \frac{v + v_0}{v + v_s} \dots \dots \dots \dots \dots \dots \dots (VI.1)$$

où :

- f : est la fréquence perçue est la fréquence de la source,
- V : est la vitesse de l'observateur par rapport au milieu,
- Vo : est la vitesse de l'observateur par rapport au milieu,
- Vs : est la vitesse de la source par rapport au milieu.

### VI.6.5 Applications de l'Effet Doppler

- **Radars de vitesse** : Utilisent des ondes radio pour déterminer la vitesse d'un objet en mouvement (par exemple, les voitures).
- **Échographie Doppler** : Permet de visualiser et de mesurer le flux sanguin en fonction de la vitesse et de la direction du sang.

- **Astronomie** : Mesure la vitesse des étoiles et galaxies en fonction de leur décalage spectral (vers le bleu ou le rouge).
- **Océanographie** : Les sonars Doppler mesurent les courants marins et la vitesse des courants. Les ultrasons sont des ondes sonores dont la fréquence est supérieure à celle audible par l'oreille humaine, soit au-dessus de 20 000 Hertz (20 kHz). Bien qu'ils soient imperceptibles pour les humains, les ultrasons sont largement utilisés dans de nombreux domaines, grâce à leurs propriétés particulières de propagation et de réflexion.

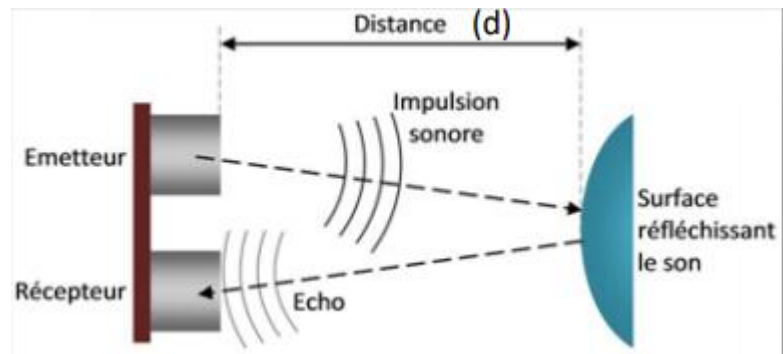
## VI.7 Les ultrasons [6]

Ils sont des ondes sonores dont la fréquence est supérieure à celle audible par l'oreille humaine, soit au-dessus de 20 000 Hertz (20 kHz). Bien qu'ils soient imperceptibles pour les humains, les ultrasons sont largement utilisés dans de nombreux domaines, grâce à leurs propriétés particulières de propagation et de réflexion [6].

### VI.7.1 Caractéristiques des Ultrasons

- **Fréquence élevée** : Les ultrasons se situent dans une gamme de fréquences qui dépasse celle des sons audibles pour l'homme. Les animaux, comme les chiens, les dauphins et les chauves-souris, peuvent entendre ces fréquences.
- **Propagation et réflexion** : Les ultrasons se réfléchissent facilement sur les surfaces et matériaux, ce qui les rend utiles pour des applications de détection et de mesure de distances.
- **Pénétration** : Dans des milieux comme les tissus humains, ils peuvent pénétrer à une certaine profondeur, ce qui permet de visualiser des structures internes.

Le principe des ultrasons (l'écho) : Un émetteur à ultrasons émet à intervalles réguliers de courtes impulsions sonores à haute fréquence. Ces impulsions se propagent dans l'air à la vitesse du son. Lorsqu'elles rencontrent un objet, elles se réfléchissent et reviennent sous forme d'écho au récepteur. Celui-ci calcule la distance le séparant de la cible sur la base du temps écoulé entre l'émission du signal et la réception de l'écho voir l'image.



$$\Delta t = \frac{2d}{c} \Rightarrow d = \frac{\Delta t \cdot c}{2}$$

Trajet parcouru par l'onde sonore est deux fois la distance entre l'émetteur et l'objet (distance aller-retour).

## VI.7.2 Applications des Ultrasons

- **Médical**
  - **Échographie** : L'échographie utilise les ultrasons pour créer des images des organes internes, des fœtus pendant la grossesse, des muscles, et des tissus. Les ultrasons sont envoyés dans le corps et leurs échos sont utilisés pour construire une image en temps réel.
  - **Doppler ultrasonore** : Utilisé pour mesurer le flux sanguin dans les artères et les veines, permettant de détecter des anomalies de circulation.
- **Industrie**
  - **Contrôle non destructif** : Les ultrasons détectent les fissures et les défauts internes dans les matériaux sans les endommager, notamment dans l'industrie aéronautique, automobile et de construction.
  - **Nettoyage ultrasonique** : Des appareils produisant des ultrasons à haute fréquence sont utilisés pour nettoyer des pièces mécaniques et électroniques, en générant de minuscules bulles d'air qui enlèvent la saleté et les impuretés.
  - **Soudage par ultrasons** : Utilisé pour souder des matériaux thermoplastiques et métalliques sans chaleur externe, notamment en électronique et en fabrication de dispositifs médicaux [7-8].
- **Navigation et détection**



- **Sonar** : Les ultrasons sont utilisés pour la navigation sous-marine et la détection d'objets. Les sonars émettent des ondes ultrasonores et détectent les objets en analysant le retour de l'onde réfléchie.
- **Détecteurs de mouvement** : Certains systèmes de sécurité utilisent des ultrasons pour détecter des mouvements dans une zone.

### VI.7.3 Avantages des Ultrasons

- **Non invasifs et sans radiation** : Contrairement aux rayons X, les ultrasons n'utilisent pas de radiation ionisante, ce qui les rend sûrs pour des applications médicales fréquentes.
- **Précision et adaptabilité** : Ils permettent une grande précision dans des mesures ou images internes, tout en étant adaptables à de nombreux types de matériaux et milieux.
- **Faible coût** : De nombreuses technologies ultrasoniques sont peu coûteuses comparées à d'autres méthodes d'imagerie ou de détection [9-10].

### VI.7.4 Limitations des Ultrasons

- **Absorption par certains matériaux** : Les ultrasons ne pénètrent pas bien dans l'air ou les matériaux très denses, ce qui limite leur utilisation dans certains contextes.
- **Réflexions et artefacts** : Dans les échographies, les ultrasons peuvent produire des reflets ou des images floues lorsque les ondes sont dispersées ou déformées par Les ultrasons

## Exercices :

### Exercice 1 : Ondes sonores

Un haut-parleur émet une onde sonore dans l'air avec une fréquence de  $f = 440$  Hz et la vitesse du son dans l'air est  $v = 340$  m/s.

1. Quelle est la longueur d'onde de cette onde sonore ?
2. Si l'intensité sonore reçue à une distance de 2 m est  $I = 10^{-6}$  W/m<sup>2</sup>, quelle est la puissance acoustique totale émise par le haut-parleur en supposant une propagation sphérique uniforme ?

### Solution :

#### 1. Longueur d'onde

La relation entre la vitesse, la fréquence et la longueur d'onde est :

$$\lambda = v / f$$

$\lambda$  : Longueur d'onde

$v$  : vitesse

$f$  : fréquence

$$\lambda = 340 / 440 \approx 0.77 \text{ m}$$

#### Puissance acoustique totale

La puissance acoustique totale  $P$  est liée à l'intensité par la relation :

$$I = P / 4\pi r^2$$

$r$  est la distance (2 m).

$$P = I \times 4\pi r^2$$

$$P = 10^{-6} \times 4\pi(2)^2 = 10^{-6} \times 16\pi \approx 5,03 \times 10^{-5} \text{ W}$$

La puissance acoustique totale est  $P \approx 5,03 \cdot 10^{-5}$  W

### Exercice 2 : Ultrasons

Un dispositif à ultrasons émet une onde avec une fréquence de 2 MHz dans un milieu où la vitesse du son est 1500 m/s.

1. Quelle est la longueur d'onde de cette onde ultrasonore ?
2. Si cette onde traverse un objet de 3 cm d'épaisseur, combien de temps met-elle pour le traverser ?

**Solution :**

**1. Longueur d'onde**

$$\lambda = v / f = 1500 / 2 \times 10^6 = 7.5 \times 10^{-4} = 0.75 \text{ mm}$$

La longueur d'onde est  $\lambda = 0,75 \text{ mm}$

**2. Temps de traversée**

Le temps  $t$  pour traverser une distance  $d$  est donné par :

$$t = \frac{d}{v}$$
$$t = 0.03 / 1500 = 2 \times 10^{-5} = 20 \text{ } \mu\text{s}$$

Le temps de traversée est  $t = 20 \text{ } \mu\text{s}$ .

# **Travaux pratiques**

## TP N°1

### Détermination de la molarité d'une solution électrolytique par titrage

#### I- But

**Mesure de la conductivité de quelques solutions électrolytiques (eau distillée, eau potable, eau de pluie, eau de mer).**

- Titration conductimétrie : Détermination de la molarité d'une solution d' $\text{AgNO}_3$  par  $\text{NaCl}$  en utilisant le conductimètre.

#### I - Rappels sur la conductivité des solutions

La conductivité est une grandeur qui permet d'évaluer la concentration en ions d'une solution. Toute espèce chargée est susceptible de transporter du courant électrique au sein d'une solution. Le courant est transporté par déplacement des charges positives (cations) dans les sens du champ électrique, vers le pôle négatif. Les anions (charges négatives) circulent en sens inverse. Plus un ion est mobile, plus il participera au transport du courant. Les ions les plus mobiles sont (en  $\text{S}\cdot\text{cm}^2\cdot\text{mol}^{-1}$ ) :  $\text{H}^+$  (350),  $\text{OH}^-$  (150).

##### I.1 - Conductivité $\sigma$ d'une solution ionique

La valeur de la conductance  $G$  d'une solution ionique dépend de la nature de la solution, et de la géométrie de la cellule de mesure. Elle peut être déterminée par la relation :  $G = \sigma \cdot S / l$  avec,  $G$  en siemens (S),  $S$  en  $\text{m}^2$ ,  $l$  en m et  $\sigma$  en Siemens par mètre ( $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$ ).

Par ailleurs la conductance est l'inverse de la résistance :  $G = 1/R$

avec,  $G$  en Siemens (S) et  $R$  en ohms ( $\Omega$ ).

Pour rappel, la résistance d'une portion d'électrolyte de forme parallélépipédique, comprise entre les deux électrodes (Fig. 1), a la même expression que celle d'un conducteur métallique de section  $S$  et de longueur  $L$  :  $R = r \cdot (L/S)$

avec :  $\rho$ , la résistivité,  $L$ , la distance entre les électrodes et  $S$ , la section des électrodes

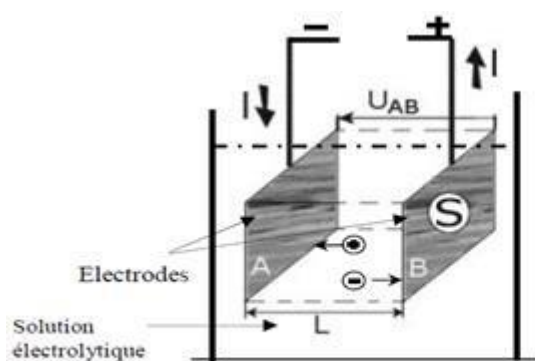


Fig.1: Schéma de principe

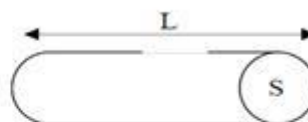


Fig.2 : Barreau métallique

On peut donc à l'aide d'une simple cellule, d'un générateur de tension  $U_{AB}$  et d'un ampèremètre branché en série, déduire la conductance à l'aide de la loi d'Ohm :

$$U = R \cdot I = I/G \quad \text{où} \quad G = 1/R$$

Avec,  $U$  en volts (V),  $R$  en ohms ( $\Omega$ ),  $I$  en ampères (A) et  $G$  en siemens (S)

ou en  $\Omega^{-1}$ . On peut aussi écrire :  $G = I/U$

La conductance dépend des deux électrodes utilisées pour la mesure (l'ensemble des deux électrodes est appelé cellule de conductimétrie). La conductance est d'autant plus grande que la surface immergée  $S$  des électrodes est grande et que la distance  $L$  entre ces dernières est petite. On a la relation suivante :  $G = s (S/L)$

Où :  $s = 1/r$ , représente la conductivité de la solution.

Son unité est  $S.m^{-1}$  (siemens par mètre), avec la surface  $S$  en  $m^2$  et la distance  $L$  en  $m$ . Le rapport  $S/L$ , appelé « constante de cellule », peut être déterminé en mesurant la conductance d'une solution étalon. La conductivité représente l'aptitude d'une solution à conduire le courant électrique. Elle ne dépend pas du système de mesure utilisé, elle ne dépend que des caractéristiques de la solution (concentration, nature des ions et température).

On appelle  $\sigma$  (sigma), la conductivité de la solution. Cette grandeur est caractéristique de la solution. Elle dépend de la :

- concentration des ions
- de la température de la solution.

Un conductimètre, préalablement étalonné, permet d'afficher directement la valeur de la conductivité  $\sigma$  de la solution.

## I.2 - Conductivité molaire ionique $\lambda_i$

### - Espèces mono chargées

La valeur de la conductivité  $\sigma$  peut être calculée à partir des conductivités molaires ioniques  $\lambda_i$  des ions qui composent cette solution (voir tableau ci-dessous donné à titre indicatif), ainsi que leur concentration  $[X_i]$  :

$$\sigma = \sum \lambda_i \cdot [X_i]$$

avec,  $\sigma$  en  $S.m^{-1}$ ,  $\lambda_i$  en  $S.m^2.mol^{-1}$  et  $[X_i]$  en  $mol.m^{-3}$ .

Conductivités molaires ioniques à 25 °C d'ions monochargés en solution aqueuse très diluée	
ion	$\lambda$ en $10^{-3} S.m^2.mol^{-1}$
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	34,98
OH <sup>-</sup>	19,86
Br <sup>-</sup>	7,81
Rb <sup>+</sup>	7,78
Cs <sup>+</sup>	7,73
I <sup>-</sup>	7,68
Cl <sup>-</sup>	7,63
K <sup>+</sup>	7,35
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	7,34
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	7,14
Ag <sup>+</sup>	6,19
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	6,10
F <sup>-</sup>	5,54
Na <sup>+</sup>	5,01
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	4,09
Li <sup>+</sup>	3,87
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup>	3,23

Tableau 1 : Conductivités molaires ioniques à 25 °C d'ions mono chargés solution aqueuse très diluée.

On remarque que les ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup> ont, en solution aqueuse, une conductivité molaire ionique plus importante que celle des autres ions. Ces deux ions étant dérivés de l'eau et

leur mobilité dans l'eau est en effet très importante.

Cependant, dans le cas de l'eau pure, leur concentration est très faible ( $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ ) et leur contribution est donc négligeable : une solution d'eau pure ne conduit que très peu l'électricité.

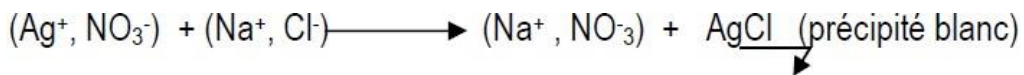
*xemple* : La conductivité d'une solution de chlorure de sodium de concentration  $c = [\text{Cl}^-] = [\text{Na}^+] = 2,00 \text{ mol.m}^{-3}$  est égale à :  
 $\sigma = \lambda(\text{Cl}^-) \cdot [\text{Cl}^-] + \lambda(\text{Na}^+) \cdot [\text{Na}^+]$   
 Et,  $\sigma = 7,63 \cdot 10^{-3} \times 2,00 + 5,01 \cdot 10^{-3} \times 2,00 = 2,53 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$ .

	Conductivité ( $\mu\text{S/cm}$ )
Eau Pure	0,055
Eau Distillée	0,5
Eau de Montagne	1,0
Eau Courante	500 à 800
Max. pour l'eau potable	1055
Eau de Mer	56
Eau Saumure	100

Tableau 2 : Valeur de conductivité pour l'eau

## II - Application des mesures de la conductance ou de la conductivité

On se propose de faire un titrage conductimétrie de  $\text{AgNO}_3$  par  $\text{NaCl}$ . On peut, en effet, suivre les variations de la conductivité de l'électrolyte  $\text{AgNO}_3$  au fur et à mesure qu'on ajoute un réactif  $\text{NaCl}$ . La réaction chimique se fait selon l'équation :



Ion	$\text{Na}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{Ag}^+$	$\text{NO}_3^-$
Conductivité ionique molaire en $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$	5.01	7.63	6.19	7.14

Tableau 3 : Valeur de conductivité molaire de quelques ions

Le bilan global fait ressortir que les ions  $\text{Ag}^+$  sont remplacés par les ions  $\text{Na}^+$ . En comparant la conductivité molaire des ions (Tableau 3), on comprend que la conductivité de la solution diminue au fur et à mesure qu'on rajoute des volumes de la solution  $\text{NaCl}$ .

### Point de neutralisation :

La courbe présente un point anguleux au moment de la neutralisation totale des ions  $\text{Ag}^+$  par les ions  $\text{Cl}^-$ . En ce point, le nombre de moles  $\text{Cl}^-$  (=  $N_1 \cdot V_1$ ) contenus dans le volume  $V_1$  de  $\text{NaCl}$

ajouté, est égale au nombre de moles  $\text{Ag}^+$  ( $= N_2 \cdot V_2$ ) contenus dans le volume initial  $V_2$  de  $\text{AgNO}_3$ . C'est ce qui est exprimé par la relation suivante :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

Où :

$N_1$  = Molarité de  $\text{NaCl}$  (connue)

$V_1$  = Volume de  $\text{NaCl}$  ajouté pour atteindre la neutralisation totale (inconnu)  $N_2$  = Molarité de  $\text{AgNO}_3$  (inconnue).

$V_2$  = Volume de la solution de  $\text{AgNO}_3$  (connu)



Dès que la précipitation est terminée (neutralisation totale), la conductivité se met à augmenter au fur et à mesure que l'on ajoute du NaCl. car les ions  $\text{Cl}^-$  vont rester libres (du fait de l'absence des ions  $\text{Ag}^+$ ) dans la solution. Ce qui augmente, par conséquent, le nombre d'ions dans la solution et la conductivité.

La connaissance du volume  $V_1$ , de la molarité de NaCl, et la détermination du volume  $V_2$  de NaCl (tiré du point de neutralisation) permet alors de calculer la molarité de  $\text{AgNO}_3$

### III– Manipulation : Titrage d'une solution électrolytique en utilisant une mesure conductimétrie.

#### - Mesure de la conductivité

· La conductivité d'une solution est reliée linéairement aux concentrations des ions en solution.

C'est à dire que la conductance dépend directement des ions. La conductimétrie permet en principe d'atteindre les concentrations des éléments qui constituent la solution. Dans notre TP, on suivra la variation de la conductivité au cours d'un titrage.

· Le réactif titrant peut-être introduit à l'aide d'une burette.

Avant de réaliser des mesures de conductivité d'une solution électrolytique, on fait d'abord un étalonnage de l'appareil sur une solution standard dont on connaît la valeur de la conductivité.

#### - Détermination de la molarité d'une solution électrolytique par titrage conductimétrie (Fig.3)

· Plonger la sonde de conductivité dans l'échantillon à mesurer en veillant à ce que les orifices soient immergés. Tapoter légèrement la sonde sur le fond du bécher pour évacuer les éventuelles bulles d'air.

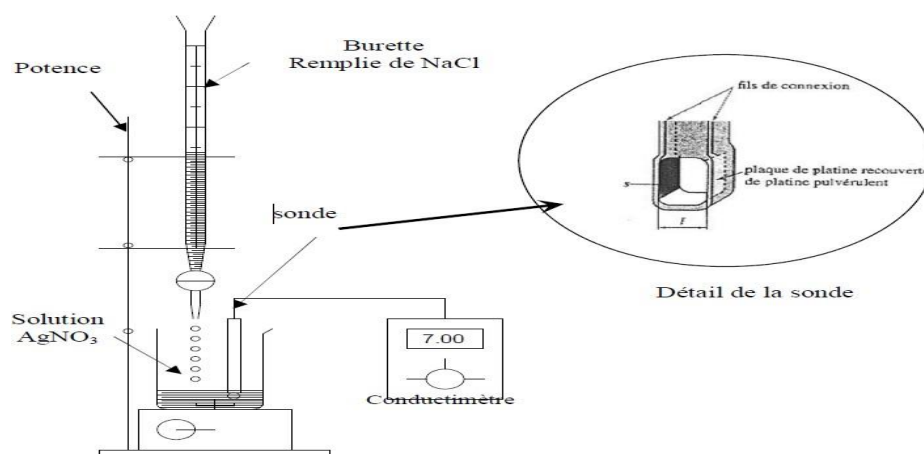


Fig. 3 : Montage expérimental

· Verser 30 ml de solution  $\text{AgNO}_3$  dans un bécher.

- Mesurer la conductance.
- Ajouter 5cm<sup>3</sup> de NaCl.
- Mesurer la nouvelle conductance du mélange obtenu.
- Répéter la mesure en ajoutant successivement les quantités de NaCl, indiquées sur le tableau ci-dessous. et ce en n'oubliant pas de rincer la sonde entre les mesures.

· **Détermination de la molarité d'une solution électrolytique par titrage conductimétrie**

**1 – Résultats**

**1.1 – Etalonnage**

Solution de référence	Température	Conductivité $\sigma$ (S/cm)
Solution fournie		
Eaumerpluiedistillée		

**Tableau 1**

**1.2 – Mesure de la conductivité de quelques solutions**

Solutions	Conductivité $\sigma$ (S/cm)
Eau distillée	
Eau robinet	
Eau de mer	

Tableau 2 : Mesures expérimentales

**2 - Résultats des mesures du titrage**

Volume (cm <sup>3</sup> ) NaCl ajouté	Conductivité $\sigma$ (S/cm)	Volume (cm <sup>3</sup> ) NaCl ajouté	Conductivité $\sigma$ S/cm)
0		20	
5		25	
10		30	
15			

**Tableau 3 : Mesures expérimentales**

- Tracer la courbe  $\sigma = f(\text{Volume de NaCl ajouté})$  sur feuille millimétrée.
- Discussion : Expliquer, la variation de la conductivité en se basant sur les réactions chimiques qui se passent lors du dosage.
- En déduire la molarité de la solution **AgNO<sub>3</sub>**, sachant que celle de **NaCl** est de **0.04 mole/l**.

**3 – Conclusion**

## TP N° 2

### Mesure du coefficient de tension superficielle des solutions

#### 1- Objectif du TP

Détermination du coefficient de tension superficielle des solutions.

#### 2- Matériel utilisé :

solution aqueuse : alcool et eau savonneuse.

- Compte-gouttes (ou éprouvette),
- eau distillée,
- burette,
- bécher
- papier absorbant

#### 3- Principe théorique (La méthode de Tate dite loi approchée de Tate)

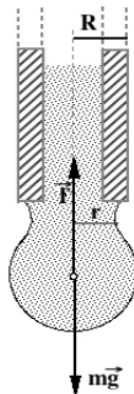
Pour établir cette loi il suffit d'exprimer l'équilibre d'une goutte juste avant qu'elle ne se détache du reste de liquide contenu dans le capillaire voir la figure ci-dessous.

A l'équilibre, on a :

$$\sum \vec{f} = \vec{0} \Rightarrow \vec{f}_s + \vec{P} = \vec{0} \dots (1)$$

En explicitant suivant un axe vertical descendant, on obtient  $mg - \sigma 2\pi r = 0 \Rightarrow$

$$\sigma = \frac{mg}{2\pi r} \dots \dots \dots (2).$$



Dans cette expression,  $r$  désigne le rayon du cercle de la section de la goutte à l'endroit où elle se détache. Si l'on admet en première approximation que  $r$  est indépendante du liquide, on trouve la proportionnalité entre la masse et le coefficient de la tension superficielle. Selon cette loi, la masse des gouttes issues du tube capillaire d'un compte-gouttes, est proportionnelle au coefficient de la tension superficielle  $\sigma$  :

$$m = K\sigma \dots (3), \text{ où } K \text{ est une constante.}$$

Cette loi nous permet de connaître par comparaison le coefficient de tension superficielle de certaines solutions.

On a donc, pour deux liquides de coefficient de tensions superficielles  $\sigma_1, \sigma_2$  :

$$\sigma_2 = \frac{\sigma_1 \rho_2 n_1}{\rho_1 n_2} \dots \dots \dots (4)$$

Où :  $m_1, m_2, \rho_1, \rho_2$  et  $n_1, n_2$  représentent respectivement les masses, les masses volumiques des gouttes et les nombres de gouttes.

#### 4- Principe expérimental

### 1) Mode opératoire

On remplit un compte-gouttes d'une masse connue d'un liquide que l'on vide goutte à goutte.

On compte le nombre de gouttes issues:

- Du volume V du liquide (eau), soit  $n_1$ , dont on connaît la constante de tension superficielle  $\sigma_1 = 72,5 \text{ mNm}^{-1}$ .

- Du volume V de liquide, soit  $n_2$ , et on cherche la constante de tension superficielle  $\sigma_2$ .

### 2) Travail demandé

a) Compléter le tableau ci dessous :

b) Déduire la relation (4) ?

c) Calculer la constante de tension superficielle, on appliquant la relation (4)

$$\sigma_2 = \frac{\sigma_1 \rho_2 n_1}{\rho_1 n_2} \dots \dots \dots (4)$$

Liquide étudié	m : masse	$\rho$ : Masse volumique	V : volume étudié (5ml)	V : volume d'une goutte	n : nombre de gouttes valeur moyenne ( $n_1+n_2+n_3$ )/3			$\sigma$ :Tension superficielle
					$n_1$	$n_2$	$n_3$	
Eau pur								
Eau savonneuse								
Alcool								

### 3- interpréter les résultats ?

### 4- Conclusion :

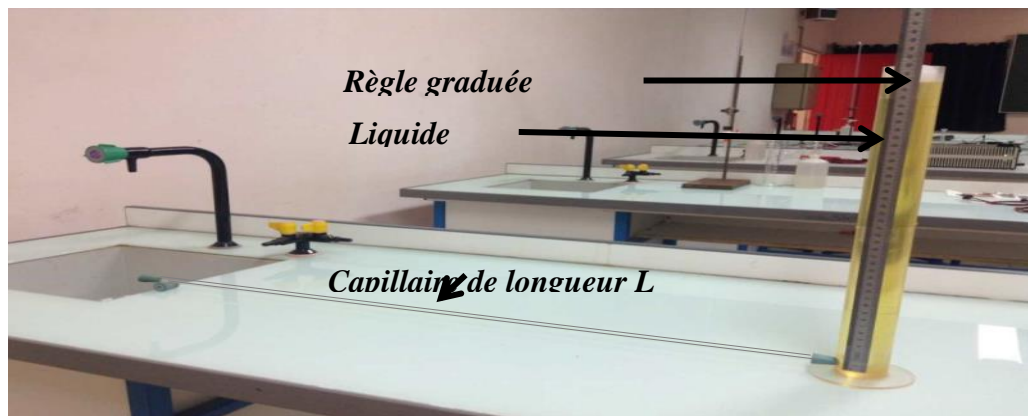
**TP N°3**  
**Mesure du coefficient de viscosité dynamique ( $\eta$ )**  
**par viscosimètre à capillarité**

**1- Objectif du TP**

Mesure de la viscosité dynamique ( $\eta$ ) de quelques solutions.

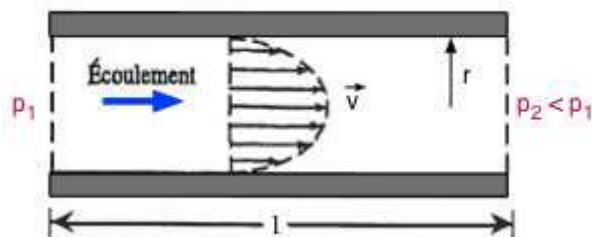
**2- Matériels utilisés**

Éprouvette, capillaire de longueur ( $l$ ), règle graduée, liquide, eau distillée, huile d'olive et autre solutions,



**3- Principe théorique**

Dans un écoulement de Poiseuille, la vitesse du fluide diminue aux parois du capillaire à cause des frottements visqueux: il y a perte de charges.



En régime laminaire, cette différence de pression totale engendrée par les frottements s'écrit :

$$P_1 - P_2 = \frac{8\eta}{\pi r^4} Q_v l \quad (1)$$

Ou :  $Q_v$  est le débit volumique du fluide.

En sortie de capillaire, le fluide est à la pression atmosphérique  $P_0$ , soit  $P_2 = P_0$

A l'entrée du capillaire, la pression du fluide est égale à celle du fluide à une profondeur  $h$ ,

$$\text{Soit } P_1 = P_0 + \rho gh$$

Finalement l'équation (1) s'écrit :

$$\rho g h = \frac{8\eta}{\pi r^4} Q_v l \quad (2)$$

L'expression du débit volumique du fluide est :

$$Q_v = -\frac{dV}{dt} = -\frac{d(s \times h)}{dt} = -s \times \frac{dh}{dt}$$

Où :  $S = \pi \cdot R^2$  est la section de l'éprouvette.

Alors, (2) prend la forme,

$$\rho g h = -\frac{8\eta}{\pi r^4} S \times \frac{dh}{dt} \times l$$

$$\frac{dh}{dt} + \frac{\pi r^4 \rho g}{8\eta S l} \times h = 0$$

C'est une équation différentielle du premier ordre à coefficients constants dont la solution s'écrit:

$$h(t) = h_0 e^{-\frac{\pi r^4 \rho g}{8\eta S l} t}$$

On voit qu'on peut déterminer la valeur du coefficient de viscosité dynamique suivant l'évolution de la hauteur d'eau  $h$  dans l'éprouvette cours du temps.

On pose.

$$\tau = \frac{8\eta S l}{\pi r^4 \rho g}$$

#### 4- Partie expérimentale

##### 1/ données de l'expérience :

R : Rayon de l'éprouvette (m)	
l : longueur de capillaire (m)	
r : Rayon de capillaire (m)	
$\rho_{\text{eau}}$ : Masse volumique de l'eau (g/l)	1000
$\rho_{\text{olive}}$ : Masse volumique de l'huile d'olive (g/l)	914
$\rho_{\text{gle}}$ : Masse volumique de glycérol (g/l)	1260

##### 1/ Protocole

- a- remplir un vase de Mariotte artisanal, préalablement gradué.
- b- relier le vase au capillaire bouche à l'extrémité.

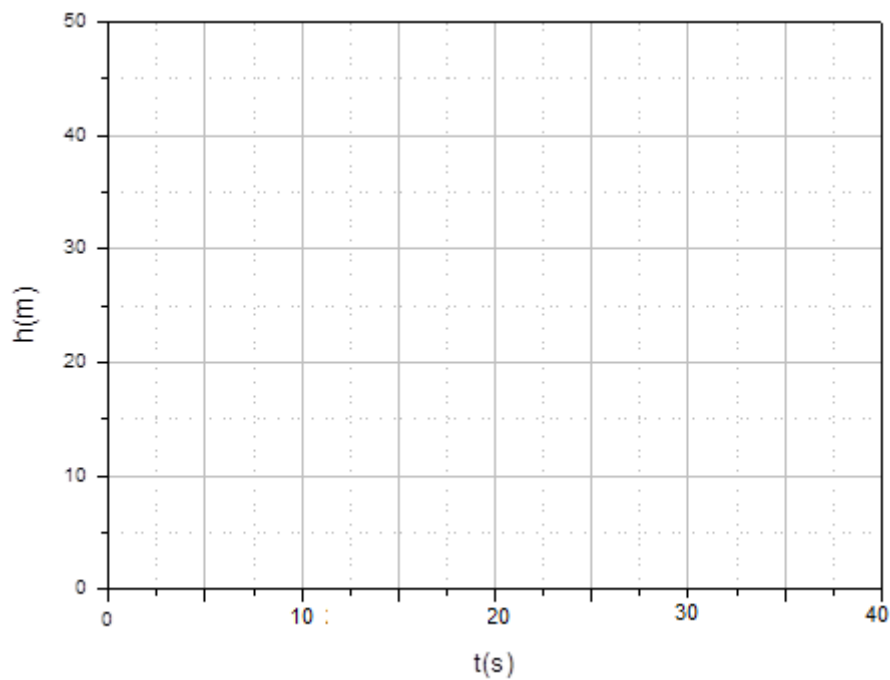
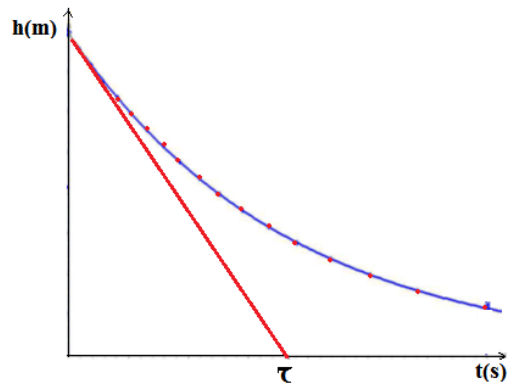
- c- déboucher le capillaire a l'instant initial.
- d- Chronométrer le temps d'écoulement du fluide : associer à chaque temps  $t$ , la hauteur  $h$  atteinte par le liquide dans la bouteille.

**2/ Calcul de la viscosité de quelques solutions :**

- a- Compléter le tableau suivant :

<b>h(m)</b>	0,5	0,45	0,40	0,35	0,30	0,25	0,20	0,15	0,10	0,05
<b>t(s)</b>										

- b- tracer à l'aide d'un tableur, l'évolution de la hauteur d'eau dans la bouteille en fonction du temps.



- c- la tangente de la courbe et déterminer  $\tau$  graphiquement.

On trouve :  $\tau = \dots \dots \dots s$

d- déduire la viscosité dynamique ( $\eta$ ) de chaque solution.

$$\eta = \frac{\tau \rho g \pi r^4}{8bl}$$

Donc:  $\eta = \dots \dots \dots Pa.s$

Liquide	Eau pur	Huile d'olive	Glycérol
viscosité dynamique $\eta$ (Pa.s)			

e- Comparé les résultats obtenue avec les valeurs théoriques de la viscosité dynamique qui donner dans le tableau suivant.

Liquide	Eau pur	Huile d'olive	Glycérol
viscosité dynamique $\eta$ (Pa.s)	$1.10^{-3}$	$0,84.10^{-3}$	$1,49.10^{-3}$

f- Interpréter la variation de la viscosité dynamique des solutions.

### 5- Conclusion



## Références

- [1] A. Durand, Biophysique, 2011.
- [2] A. Bernard, Biophysique tome 1 : physico-chimie, électrophysiologie, 1996.
- [3] N. Ghechi, cours de biophysique des solutions 1<sup>er</sup> année 2023.
- [4] [Https : www.univ-USTO.dz](https://www.univ-USTO.dz)
- [5] B. Bonnel , mécanique des fluides , 2006.
- [6] Acoustique et mécanique ondulatoire, I.U.P. GDP Option GET
- [7] Kinsler, L. E., Frey, A. R., Coppens, A. B., & Sanders, J. V. (2000). *Fundamentals of Acoustics* (4th ed.). John Wiley & Sons.
- [8] Azhari, H. (2010). *Basics of Biomedical Ultrasound for Engineers*. Wiley-IEEE Press.
- [9] Pierce, A. D. (1989). *Acoustics: An Introduction to Its Physical Principles and Applications*. Acoustical Society of America.
- [10] Nijhof, B. & Duck, F. A. (1990). *Ultrasound in Medicine*. CRC Press.