

République Algérienne Démocratique et Populaire
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique.
Université d'Oran 1 Ahmed Ben Bella
Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Polycopié
Biophysique

Cours et Exercices corrigés
2^{ème} année Licence, Faculté des Sciences de la nature et de la vie

Présentée Par :

Dr Mokdad Naouel MCA

Préface

L'objectif général de l'enseignement du cours de biophysique est de permettre aux étudiants en science de la nature et de la vie l'acquisition des bases en physique pour les différentes applications en biologie qui est une science du milieu vivant.

En physique, l'observation d'un phénomène permet en suite de faire un raisonnement pour pouvoir accéder à écrire la loi du phénomène étudié. Cette démarche importante mérite d'être développée dans tous les domaines de la science en particulier dans le domaine de la biologie et les sciences médicales. La biophysique est une matière importante pour les étudiants de la 2^{ème} année et les étudiants de master. C'est une matière sélective car c'est l'une des seules disciplines qui nécessitent une réelle réflexion. Le but de ce polycopié est de présenter les différents phénomènes physiques pour la biologie. Ce polycopié est répartie sur plusieurs chapitres dans chaque chapitre nous présentons un résumé du cours ensuite des exemples et exercices que nous avons traité au cours de l'année 2018-2019 dans les trois parcours de biologie (sciences biologiques, sciences alimentaires et biotechnologies) dans le département de biologie. Ce polycopié de cours présente également une synthèse des cours que nous avons assuré entre 1998-2019 au début en tant que chargée de TD ensuite autant que responsable du module au sein de département des sciences de la nature et de la vie à l'Université d'Oran 1 Ahmed Ben Bella. Je tiens également à remercier l'équipe active de biophysique, N.Touhami, N.Guettari, A.Bechlaghem et H.Benmaaza pour leurs participations fructueuses à la réalisation des fiches des travaux dirigées en cours de l'année 2018-2019.

Table des matières

Table des matières

Rappels : Analyses dimensionnelles	1
Chapitre I : Les états de la matière.....	11
Introduction.....	11
1-2- Gaz : élément de la théorie cinétique des gaz et équation d'état des gaz parfaits.....	11
1-3- Liquides : structures de l'eau, dissolution.....	15
1-4- Solides : différentes structures.....	16
1-5-Etats intermédiaires : verres, cristaux liquides, états granulaires, polymère déformable.....	17
Chapitre II : Généralités sur les solutions aqueuses	
2-1 Etude des solutions : classifications des solutions.....	23
2-2 Les concentrations : fraction molaire, molarité, concentration pondérale, os molarité, concentration équivalente.....	23
2-3 Solubilité.....	27
2-4 Solution électrolytiques : conductivité électriques , propriétés physiques et chimiques des électrolytes.....	29
Chapitre III : Phénomène de surface.....	40
3-1- Tension superficielle : définition, mesure et application biologiques.....	40
3-2Phénomène de capillarité : définition, mesures et applications biologiques.....	42
3-3Force de tension superficielle (Interfaces liquide-Gaz) : définition, mesures et applications biologiques.....	45
3-4 Adsorption.....	46
Chapitre IV : Phénomènes de diffusion	44

4-1 Diffusion.....	50
4-2 Phénomène d'osmose et pression osmotique : définition, mesures et applications biologiques.....	55
4-3 Perméabilité : définition, mesures et applications biologiques.....	58
Chapitre V : Etude de la viscosité.....	66
5-1 Ecoulement laminaire et turbulent.....	66
5-2 Résistance visqueuse et mesures de la viscosité.....	67
5-3 Sédimentation.....	70
Références bibliographique.....	77.

Rappel : Analyses dimensionnelles

1-Introduction :

La mesure de toute grandeur physique s'exprime avec une unité. On distingue les unités fondamentales qui vont servir à créer un système cohérent d'unités et les unités dérivées qui peuvent s'exprimer par rapport aux premiers.

Exemple : le système internationale (SI) est basé sur le mètre, le kilogramme, la seconde, l'ampère, il a été appelé M.K.S.A (mètre, kilogramme, seconde, Ampère), le kelvin et quelques autres unités dans des domaines spécialisés. Le système C.G.S (centimètre, gramme et seconde) est encore utilisé dans certains pays.

2- Les unités de base du système internationale (S.I) :

Grandeur	Unité	Symbole	Désignation	Formule et dimension
Longueur	Mètre	M	L, l	$[l]=L$
Masse	Kilogramme	Kg	m. M	$[m]=M$
Temps	Seconde	S	T, τ , t	$[t]=T$
Courant électrique	Ampère	A	i, I	$[i]=I$
Température thermodynamique	Kelvin	K	T	
Quantité de matière	mole	Mol	n	
Intensité lumineuse	Candela	Cd	I	

Unités supplémentaires :

Le radian (rd) pour l'angle plat, le stéradian (sr) pour l'angle solide .

3- Les unités dérivées :

On présente ici sous forme de tableau quelques unités de mécanique et d'électricité.

Grandeur physique	Formule et dimension	Expression en unité de base	Nom de l'unité et son symbole
Surface (S)	$[S] = [l^2] = L^2$	m^2	
Volume (V)	$[V] = [l^3] = L^3$	m^3	
Vitesse (v)	$[v] = \frac{[l]}{[t]} = L.T^{-1}$	$m.s^{-1}$	

Force (F)	$[F] = [m \cdot a] = [m] \cdot [a]$ $= MLT^{-2}$	$Kg \cdot m \cdot s^{-2}$	Newton (N)
Accélération (a)	$[a] = \frac{[v]}{[t]} = LT^{-1} / T$ $= LT^{-2}$	$m \cdot s^{-2}$	
Travail, énergie	$[w] = [F] \cdot [l]$ $= M \cdot L^2 \cdot T^{-2}$	$Kg \cdot m^2 \cdot s^{-2}$	Joule (j)
Puissance	$[p] = \frac{[w]}{[t]} = M L^2 T^{-2} / T$ $= M L^2 T^{-3}$	$Kg \cdot m^2 \cdot s^{-3}$	Watt(w)
Charge électrique	$[q] = [i \cdot t]$ $= I T$	A.S	Coulomb (C)
Différence de potentiel	$[v] = \frac{[p]}{[i]} = ML^2 T^{-3} / I$	$Kg \cdot m^2 \cdot s^{-3} \cdot A^{-1}$	Volts (v)
Resistance	$[R] = \frac{[V]}{[i]} = ML^2 T^{-3} I^{-2}$	$Kg \cdot m^2 \cdot s^{-3} \cdot A^{-2}$	Ohm (Ω)

4- Constantes physiques en SI :

Constante	symbole	Valeur la plus précise
Constante des gaz parfaits	R	8.3143 J. K ⁻¹ .mol ⁻¹ unité en (SI) Lorsque la pression s'exprime en atmosphère atm et le volume en litre la valeur de R est R= 0.082 atm.l.mol ⁻¹ .k ⁻¹
Le nombre d'Avogadro	N _A	6.02214 x 10 ²³ mol ⁻¹
Constante de Boltzmann	k _B	1.380648 x 10 ⁻²³ J K ⁻¹
Charge électrique	e	1.6021 ⁻¹⁹ C

5- Homogénéités des formules :

Quand nous avons une relation d'égalité entre grandeurs (par exemple, en résolvant un exercice) on peut vérifier la vraisemblance, ou la cohérence de cette relation, en vérifiant que les deux dimensions de part et d'autre sont identiques.

Application :

Vérification de la relation : $E = m c^2$ entre masse et énergie

Energie = travail = force x déplacement

D'où $[E] = [F] \cdot [l] = MLT^{-2} \cdot L = ML^2 T^{-2}$

Préfixes usuels et unité hors système :

Facteur	10 ¹²	10 ⁹	10 ⁶	10 ³	10 ⁻³	10 ⁻⁶	10 ⁻⁹	10 ⁻¹²
---------	------------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	-------------------

Préfixe	Tera	Giga	Mega	Kilo	Milli	Micro	Nano	Pico
symbole	T	G	M	K	m	μ	n	P

Nom	Symbole	Valeur en SI
Angstrom	A°	$1 \text{ A}^\circ = 10^{-10} \text{ m}$
Electron volt	eV	$1 \text{ eV} = 1.6021910^{-19} \text{ joule}$
Calorie	Cal	$1 \text{ cal} = 4.1867 \text{ joule}$
Atmosphère morale	Atm	$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$
Tour	mmHg	$1 \text{ mmHg} = 133.3 \text{ Pa}$
Bar	Bar	$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$
Poise	P	$1 \text{ poise} = 0.1 \text{ Pa.s}$

Sachant que Le pascal fois la seconde est l'unité de viscosité dynamique du Système international. C'est une unité dérivée ; en termes d'unités de base il s'exprime comme suit : $1 \text{ Pa s} = 1 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

Le pascal fois seconde est appelé le poiseuille.

Exercices :

Exercice 1 :

Etablir à partir de formules simples, les dimensions et les unités fondamentales des grandeurs suivantes: vitesse v , accélération a , force F , surface S , Volume V , masse volumique ρ , énergie E , pression P , charge q .

Exercice 2 :

A partir des formules de définition, déterminer la dimension puis l'unité dans le S.I. des constantes physiques suivantes :

1/ La constante des gaz parfaits R définie par $PV = nRT$ où n est le nombre de mole de gaz, T la température, P la pression, V le volume.

2/ La constante de Boltzmann k définie par l'énergie interne d'une molécule de gaz parfait monoatomique à la température T : $U = (3/2) kT$

3/ La constante d'Avogadro sachant que $k = R/N_A$ OU N_A est le nombre d'Avogadro.

4/ La constante de Faraday F , définie par $F = N_A e$, où e est la charge élémentaire.

Exercice 3:

1/ La valeur de la force de frottement exercée par un fluide sur une sphère de rayon r se déplaçant à faible vitesse v par rapport au fluide est donnée par la relation de Stokes :

$F = 6\pi \eta r v$ où η est la viscosité du fluide. Etablir l'équation aux dimensions de η .

2/ L'unité de η dans le système CGS est le poise. Son unité dans le S.I. est le poiseuille.

Trouver le coefficient de conversion entre les deux unités?

Exercice 4 :

Soit A une grandeur physique de dimension : $[A]=M^{-2}L^2T^{-1}$

Cette grandeur physique est calculée à partir de l'équation : $A = \alpha v^2 F^2 + (\beta p^{-1} m g^{-3})$
où F est une force, v une vitesse, m une masse, p une pression et g l'accélération de la pesanteur.

Indiquer la dimension de α et de β pour que l'équation soit dimensionnellement correcte.

Exercice 5 :

La fréquence de vibration d'une goutte d'eau peut s'écrire sous la forme :

$$f = k R^\alpha \rho^\beta \sigma^\gamma$$

où k est une constante sans dimension. R est le rayon de la goutte, ρ sa masse volumique, σ est la tension superficielle définie par une force par unité de longueur.

Déterminer par une analyse dimensionnelle les valeurs des paramètres α, β et γ .

Corrigés :

Exercice1 :

$$v = \frac{l}{t} \Rightarrow [v] = \frac{[l]}{[t]} = \frac{L}{T} = LT^{-1} (ms^{-1}).$$

$$x = \frac{1}{2}at^2 \Rightarrow [a] = \frac{[x]}{[t^2]} = LT^{-2} (ms^{-2})$$

$$F = m.a \Rightarrow [F] = [m].[a] = M.LT^{-2} (kgms^{-2})$$

$$S = l^2 \Rightarrow [S] = [l].[l] = L^2(m^2)$$

$$V = l^3 \Rightarrow [V] = [l].[l].[l] = L^3(m^3)$$

$$f = \frac{m}{V} \Rightarrow [f] = \frac{[m]}{[v]} = ML^{-3}(kgm^{-3})$$

$$E = \frac{1}{2}mv^2 \Rightarrow [E] = [m].[v]^2 = M.L^2.T^{-2}(kgm^2s^{-2}) \text{ ou bien Joule}$$

$$P = \frac{F}{S} \Rightarrow [P] = \frac{[F]}{[S]} = \frac{M.L.T^{-2}}{L^2} = M.L^{-1}T^{-2} (kgm^{-1}s^{-2})$$

$$Q = i.t \Rightarrow [Q] = [i].[t] = I.T (A.s)$$

Exercice 2 :

$$PV = nRT$$

$$[R] = \frac{[P][V]}{[n][T]} = ML^{-1}T^{-2} \cdot \frac{L^3}{mol \theta} =$$

$$M L^2 T^{-2} mol^{-1} \theta^{-1} \text{ Unité } (kg m^2 s^{-2} mole^{-1} K^{-1}) \text{ ou bien } (J K^{-1}mol^{-1})$$

$$(R = 8,314 J K^{-1}mol^{-1})$$

$$\text{Ou bien } R = 0,082 \text{ l atm mol}^{-1}K^{-1}$$

$$2) U = \frac{3}{2}kT$$

$$[k] = \frac{[U]}{[T]} = \frac{ML^2T^{-2}}{\theta} = ML^2T^{-2}\theta^{-1}(\text{Joule } K^{-1})$$

$$3) R = Na k$$

$$[Na] = \frac{[R]}{[k]} = \frac{ML^2T^{-2}mol^{-1}\theta^{-1}}{ML^2T^{-2}\theta^{-1}}$$

$$[Na] = mol^{-1}$$

$$4) [F] = [Na] \cdot [e] = \text{mol}^{-1} \cdot I \cdot T \quad (\text{mol}^{-1} A \cdot s)$$

Exercice 3 :

$$F = 6\pi nrv$$

$$[n] = \frac{[F]}{[r][v]} = \frac{MLT^{-2}}{LLT^{-1}}$$

$$[n] = ML^{-1}T^{-1}$$

unité ($kg m^{-1}s^{-1}$ poiseuille)

CGS $cm g s$

$$1 \text{ poiseuille} = (10^3 g 10^{-2} cm^{-1} s^{-1}) = 10 g cm^{-1} s^{-1}$$

$$1 \text{ poiseuille} \rightarrow 10 \text{ poise} \quad \text{Sachant que le poise c'est } g cm^{-1} s^{-1}$$

Exercice 4 :

$$[A] = M^{-2}L^2T^{-1}$$

$$\begin{aligned} [\alpha v^2 F^2] &= [\alpha] \cdot [v]^2 [F]^2 \\ &= [\alpha] \cdot (LT^{-1})^2 (MLT^{-2})^2 \\ &= [\alpha] L^2 T^{-2} M^2 L^2 T^{-4} \end{aligned}$$

$$M^{-2}L^2T^{-1} = [\alpha] \cdot L^4 T^{-6} M^2$$

$$[\alpha] = M^{-2}L^2T^{-1}L^{-4}T^6M^{-2}$$

$$[\alpha] = L^{-2}T^5M^{-4}$$

$$[A] = [\beta][P]^{-1}[m][g]^{-3}$$

$$\begin{aligned} M^{-2}L^2T^{-1} &= [\beta] \cdot (ML^{-1} T^{-2})^{-1} M[g]^{-3} \\ &= [\beta] \cdot M^{-1}LT^2ML^{-3}T^6 \end{aligned}$$

$$M^{-2}L^2T^{-1} = [\beta] \cdot L^{-2}T^8$$

$$[\beta] = M^{-2}L^2T^{-1}L^2T^{-8}$$

$$[\beta] = M^{-2}L^4T^{-9}$$

Chapitre1 : Les états de la matière :

1- Introduction :

Dans la matière, les molécules sont soumises à deux aptitudes différentes la première consiste à une aptitude de rassemblement qui est due essentiellement aux forces d'attraction intermoléculaire (forces de Van der Waals) de type $F=K/r^7$ essentiellement électrostatiques dues à la présence de charges (ionisation) ou de dipôles ou bien aux forces de répulsion intermoléculaires *forces de Born ou de Paul* de type $F=K/r^{13}$ enchevêtrement des nuages électroniques la résultante de ces forces s'appelle la forces de liaison. L'autre aptitude c'est la dispersion qui est du au phénomène d'agitation "thermique", désordonnée (*mouvement brownien*). L'énergie cinétique moyenne est proportionnelle à la température absolue (la constante de proportionnalité est la constante de Boltzmann $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$). L'énergie totale d'une molécule est $E_T = E_L + E_{TRANS}$

Comportement macroscopique d'une population de molécules dépend essentiellement de l'importance respective des énergies de liaison (E_L) et de translation (E_{TRANS})

Suivant la tendance prédominante, on distingue trois états physiques fondamentaux de la matière : solide, liquide, gazeux.

Si l'énergie de liaison $E_L \gg \gg E_{TRANS}$, nous avons un état solide pas de dispersion et par conséquent nous avons un arrangement ordonné d'atomes.

Si l'énergie de liaison $E_L \ll \ll E_C$ nous avons un état gazeux par conséquent une dispersion de molécules pas de forme propre au fluide.

Si l'énergie de liaison $E_L \sim E_C$ nous avons un état liquide pas de dispersion pas de forme propre au fluide.

2- Gaz:

L'état gazeux c'est un état dispersé. C'est le désordre parfait. La distance entre les molécules est très grande, donc les liaisons intermoléculaires sont souvent négligeables. On a deux types de gaz : parfaits et réels

2-1 Gaz réels :

Les molécules sont plus concentrées (pression forte) occupant une partie non négligeable du volume offert (interactions possibles). C'est un état non condensé (non cohérent ou dispersé totalement désordonné sans forme propre c'est un fluide.

2-2 Gaz parfaits :

Les molécules sont faiblement concentrés (pression faible) ont des volumes faibles par rapport au volume offert (molécules, sans interactions entre elles).

2-2-1 Pression d'un gaz parfait :

La pression d'un gaz parfait est due aux chocs des molécules du gaz sur les parois du récipient qui le contient. Elle est proportionnelle à la température T aux nombres de molécules par unité de volume c'est la loi de Boyle Mariotte

$$P V = n R T$$

Avec R : la constante des gaz parfaits = 8.314 J mol⁻¹K⁻¹, V : volume en m³, T : température en K, n : nombre de moles, P : pression en pascals.

Considérons deux gaz G₁ et G₂ respectivement ayant deux concentrations n₁ et n₂.

Pour le Gaz G₁ nous avons $P_1 = \frac{n_1}{V} R T$; pour le Gaz G₂ nous avons aussi $P_2 = \frac{n_2}{V} R T$

Les pressions P₁ et P₂ exercées par les molécules du gaz G₁ et G₂ respectivement sont appelées pressions partielles.

Un mélange de gaz parfait est aussi un gaz parfait.

Considérons P la pression totale du mélange

$$P = \frac{n_1 + n_2}{V} R T = \frac{n_1}{V} R T + \frac{n_2}{V} R T = P_1 + P_2$$

On déduit que la pression exercée par un mélange de plusieurs gaz parfaits est la somme des pressions partielles de chacun de ses constituants de tout le mélange.

$$P = \sum_{i=1}^N P_i$$

P : est la pression totale de N gaz parfaits, et p_i la pression partielle du gaz G_i

On cherche la relation entre la pression partielle et la pression totale.

2-2-2 Mélanges de gaz parfaits :

Considérons deux gaz G₁ et G₂ respectivement ayant deux concentrations n₁ et n₂ différentes. P : la pression totale du gaz et n : le nombre de mole totale du gaz.

$$\text{Nous avons } P_1 = \frac{n_1}{V} R T \quad ; \quad P = \frac{n}{V} R T$$

A partir de ces deux équations nous pouvons écrire que $P_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} P$

Si nous avons un mélange de plusieurs gaz parfaits on aura

$$P_i = \frac{n_i}{n_{total}} P_T$$

Où n_i = nombre de mole de gaz G_i

$$n_{total} = \text{nombre de mole de mélange } n = \sum_{i=1}^N n_i$$

P : pression du mélange

P_i = pression partielle du gaz.

On définit la fraction molaire du gaz comme étant $X_i = \frac{n_i}{n_{total}}$

2-2-3 Energie cinétique moyenne et vitesse quadratique d'une molécule de gaz parfait :

D'après la **théorie cinétique** des gaz parfait on peut dire que la pression exercée par un gaz est due aux chocs des molécules sur la paroi du récipient. On a également la température absolue est proportionnelle à l'énergie cinétique moyenne des molécules d'où :

$$\bar{E} = \frac{3}{2} k_B T. \text{ avec } k_B : \text{constante de Boltzmann} = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K.}$$

N : nombre d'Avogadro = $6.022 \times 10^{23} \text{ mole}^{-1}$.

Si on considère N molécules d'un GP $\bar{E}_c = \frac{1}{2} m \bar{V}^2$.

On appelle vitesse quadratique moyenne la grandeur suivante :

$$V_{qm} = \sqrt{\bar{V}^2}, \text{ par conséquent nous avons } \bar{E}_c = \frac{1}{2} m V_{qm}^2.$$

On peut écrire $\frac{1}{2} m V_{qm}^2 = \frac{3}{2} k T$.

$$V_{qm} = \sqrt{\frac{3 k T}{m}}$$

Avec $M = N m \Rightarrow m = \frac{M}{N}$ et nous avons aussi $R = N k_B$

$$V_{qm} = \sqrt{\frac{3 k_B T N}{M}} = \sqrt{\frac{3 R T}{M}}$$

Avec M : la masse molaire en Kg/mole.

Application :

Soient des particules sphériques de diamètre 0.5 μm de densité 1 g/cm^3 . Calculer la vitesse quadratique moyenne de ces particules à la température ambiante 20°C. Peut on observer le mouvement de ces particules au microscope.

Les données sont : diamètres des molécules $d=0.5 \cdot 10^{-6} \text{ m}$, $\rho=1 \text{ g/cm}^3=1000 \text{ kg/m}^3$, $T=293 \text{ K}$.

$$V_{\text{qm}} = \sqrt{\frac{3 R T}{M}}$$

$$M = m N = \rho V N = \rho \frac{4\pi}{3} r^3 N$$

$$V_{\text{qm}} = \sqrt{\frac{3 R T}{\rho \frac{4\pi}{3} r^3 N}} = \sqrt{\frac{3 \cdot 8.314 \cdot 293}{1000 \frac{4\pi}{3} (0.25 \times 10^{-6})^3 \cdot 6.022 \times 10^{23}}}$$

$$V_{\text{qm}} = 0.0136 \text{ m/s}$$

Ainsi l'observation au microscope est possible.

2-2-4 Energie totale d'un gaz parfait :

L'énergie interne d'un gaz parfait $u = E_{\text{ctotale}} = N E_c = N \frac{3}{2} k_B T$

N : est le nombre de molécules du G_p

Si on a n nombre de mole du G_p on , N : nombre d'Avogadro

$$N = N n \quad , \quad R = N k_B$$

$$u = N \frac{3}{2} k_B T = N n \frac{3}{2} k_B T = \frac{3}{2} n R T = \frac{3}{2} P V$$

2-2-5 Changement d'état :

Si on chauffe un solide ($E_L \gg E_{Trans}$) on augmente progressivement E_{Trans} qui devient de même ordre de grandeur que E_L avec passage à l'état liquide puis si on chauffe encore on passe à l'état gazeux $E_{Trans} \gg E_L$.

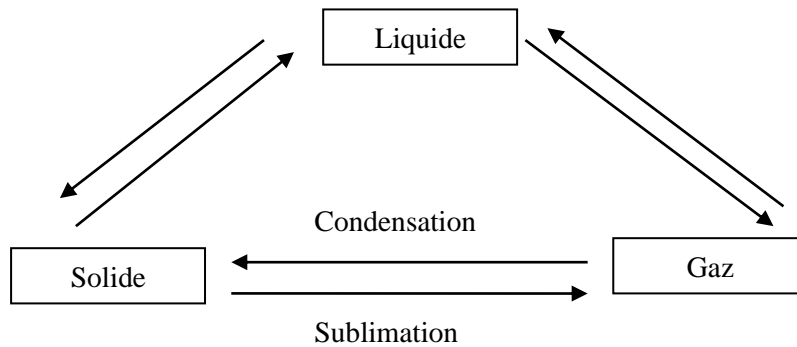


Figure1.1 Les différents états de la matière et leur changement d'état.

3- Liquides :

L'état liquide c'est un état intermédiaire entre l'état gazeux et l'état solide. Il a des propriétés communes avec chacun d'eux

- 1- C'est un fluide comme les gaz
- 2- C'est un état condensé comme les solides.

Puisque les distances intermoléculaires sont très petites il en résulte pour les liquides des conséquences importantes :

- a- Le liquide a un volume bien défini puisque les molécules s'attirent suffisamment pour rester voisines
- b- Par conséquent cette cohésion n'est pas très importante puisque le liquide prend la forme du récipient qu'il occupe.
- c- Le liquide est caractérisé par un important volume.
- d- Les molécules étant presque jointives, donc les liquides ont une faible compressibilité.

3-1 Structure et propriétés de l'eau :

La molécule d'eau H_2O se compose de deux liaisons OH de 0.96 \AA de longueur faisant entre elles un angle de $104,28^\circ$. Cette structure dissymétrique, avec un excès de charge négative sur l'oxygène et de charge positive sur l'hydrogène, confère à la molécule d'eau un moment dipolaire élevé de 1.84 debye ($1 \text{ debye} = 1 D = 3.336 \cdot 10^{-30} \text{ C m}$).

Les charges positives portées par les hydrogènes de l'eau entraînent des liaisons électrostatiques d'un type particulier avec les atomes électronégatifs des molécules voisines ; ce sont des liaisons hydrogènes, elles sont à l'origine des propriétés physicochimiques de l'eau à commencer par les associations des molécules d'eau entre elles.

- A l'état liquide, l'eau a une structure pseudocristalline , chaque molécule d'eau est liée à quatre molécule voisines.
- A l'état solide la glace présente une structure hexagonale encore mieux organisé.

La température se définit par l'échelle de degrés Celcius entre le 0°C et 100°C.

0°C : Point de congélation de l'eau.

100°C : Point d'ébullition de l'eau dans les conditions normales de pression atmosphérique.

3-2 Dissolution :

Lorsqu'un **solide** forme un mélange **homogène** avec l'eau on dit que :

- Le solide se dissout dans l'eau.
- Le solide est soluble dans l'eau.

Exemples : le sel et le sucre qui sont soluble dans l'eau.

Le mélange obtenue lors d'une dissolution est appelé **une solution aqueuse**. L'eau qui permet de dissoudre le solide joue le rôle de **solvant**. Le solide qui est dissous joue le rôle de **soluté**.

4- Solide :

L'état solide correspond à une structure cristalline dont les éléments (atomes, ions ou molécules) sont ordonnés périodiquement dans l'espace.

Exemple : un cristal cubique centré.

Selon la nature physique des éléments placés aux nœuds du cristal, on distingue 3 types de cristaux

- 1- Les cristaux ioniques exemple le chlorure de sodium NaCl et plus généralement les électrolytes car le cristal est formé des ions Na⁺ et Cl⁻.
- 2- Les cristaux atomiques exemple le diamant C
- 3- Les cristaux moléculaires, exemple le benzène.

Dans un état cristallin les atomes, ions ou molécules demeurent à une place bien déterminée. Le seul facteur de désordre est la vibration ou l'oscillation des atomes autour de leur position d'équilibre(c'est l'agitation thermique). Dans les cristaux moléculaires, on a une rotation sur place des molécules.

Si on chauffe le solide, l'agitation thermique augmente et quand l'énergie de vibration est suffisante, les forces de cohésions qui assurent la régularité de la structure cristalline sont négligeables. L'état solide passe alors à l'état liquide nous avons un phénomène de fusion qui se produit à une température de fusion bien déterminée. Il est à noter que les cristaux moléculaires ont une température de fusion inférieure à celle des cristaux atomiques car leurs forces de cohésion sont encore plus faibles.

5- Etats intermédiaires :

5-1- Verres :

Un solide non cristallin présentant le phénomène de transition vitreuse. Si on refroidit rapidement un liquide en dessous de T_{fusion} on obtient un liquide surfondu (état métastable) puis un verre (état hors équilibre) en dessous de T_g , température de transition vitreuse.

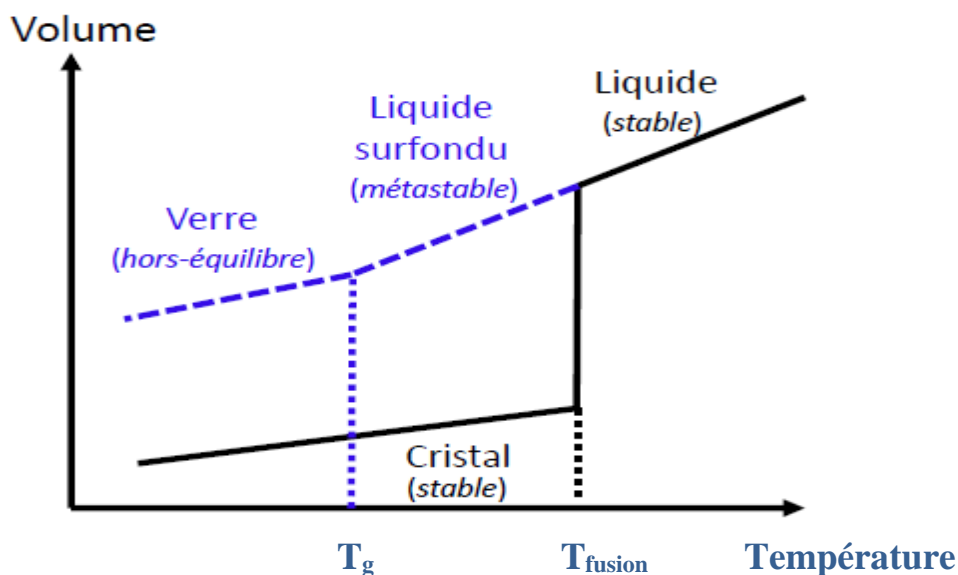


Figure 1.2 Les différentes températures de transition [1].

5-2 Cristaux liquides :

C'est un fluide complexe qui combine les propriétés de la phase liquide et de la phase solide cristallisé. On désigne son état par le terme de mésophase ou état mésomorphe (du grec « de forme intermédiaire »). La nature de la mésophase diffère suivant la nature et la structure du mésogène, molécule à l'origine de la mésophase, ainsi que des conditions de température, de pression et de concentration. Les cristaux liquides sont utilisés dans plusieurs applications comme les afficheurs à cristaux liquides (ACL) qui utilisent les propriétés des nématiques c'est-à-dire que les molécules sont réparties sans ordre de *position* (comme dans un liquide) mais en demeurant en moyenne parallèles les unes aux autres. La propriété du changement de couleur par rapport à l'angle d'observation a aussi été utilisée dans les billets de banque, sur certains logos, ou certaines peintures décoratives [2].

5-3 Etats granulaires :

Les matériaux granulaires peuvent présenter, selon l'énergie qu'on leur fournit, des comportements se rapprochant tantôt de ceux d'un solide, tantôt de ceux d'un fluide, ou d'un gaz. Ce type de matériau se rencontre dans beaucoup de domaines, aussi bien naturels (sable et dunes, roches dans une coulée de boue, avalanches, etc.) qu'industriels (préparation de médicaments, fabrication de bétons, peintures, granulés, granulats, etc.) ou même agroalimentaires (grains de maïs, de blé, etc.)[3]

5-4 Polymère :

Un polymère est une macromolécule formée de l'enchaînement covalent d'un très grand nombre d'unités de répétition qui dérivent d'un ou de plusieurs monomères (qui sont également appelés motifs) et préparée à partir de molécules appelées monomère.

les polymères les plus connus sont :

- les fibres naturelles :
 - polymère de sucres : sucres lents : amidon, glycogène, et d'autres fibres...-
 - les acides nucléiques : ADN et ARN sont des polymères de nucléosides reliés par des ponts phosphate ;
 - fibres protéiques : cuir (collagène), soie et laine (kératine), etc. ;
 - les protéines qui sont des polymères d'acides aminés ;
- les matières plastiques ;
 - les caoutchoucs naturels (latex) et artificiels ;
 - les colles ;
 - les peintures ;
 - les résines.

Ils sont très utilisés pour les matrices des matériaux composites.

Ils ont les propriétés générales [4] suivantes :

- Ce sont des matériaux « légers », ils ont une masse volumique faible (en général inférieure à $1\,500\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$, soit une densité par rapport à l'eau inférieure à 1,5) ;
- Ils sont en général souples, les polymères thermoplastiques ont un module de Young inférieur à environ 3 GPa;
- Ils ne sont stables qu'à des températures modérées.

Références :

[1] http://www-ext.imPMC.upmc.fr/~ferlat/Enseignement/LP350/verres-LP350_2017.pdf

[2] https://fr.wikipedia.org/wiki/Cristal_liquide

[3] https://fr.wikipedia.org/wiki/Matériau_granulaire

[4] <https://fr.wikipedia.org/wiki/polymère>

Exercices :

Exercice 1 :

- 1- Quel est le volume de 4 moles de gaz parfait si $P=3 \text{ atm}$ et $T=300\text{K}$?
- 2- Un gaz occupe un volume de 6 m^3 à la pression d'une atm. Que devient la pression si le volume devient égal à $4,5\text{m}^3$, la température reste constante ?
- 3- Si la température d'un gaz augmente de 0°C à 100°C à pression constante, de combien le volume va-t-il changer ?
On donne : la constante de Boltzmann $k_B= 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$;
la constante des gaz parfaits $R=0,082 \text{ l. atm. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}=8,31 \text{ J. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Exercice 2 :

Si l'on considère l'air sec comme un mélange homogène de gaz parfaits, de masse molaire

$M=29 \text{ g.mol}^{-1}$, constitué à 78% d'azote (N_2) et à 21% d'oxygène (O_2) ainsi que d'autres gaz présents en petites quantités. La pression de l'air au niveau de la mer étant de 1 atm, calculer à 0°C :

- 1- Les pressions partielles de l'oxygène et de l'azote au niveau de la mer
- 2- Les pressions partielles de ces deux gaz a une altitude de $h=6000 \text{ m}$ (les proportions des gaz sont considérées inchangées et la masse molaire du mélange ainsi que la température sont supposées constantes).
On donne $g=9,8 \text{ m.s}^{-2}$

Exercice 3 :

A $T=300\text{K}$, deux gaz supposés parfaits ont des vitesses quadratiques moyennes de 1367,7 m/s et 412,38 m/s respectivement.

- 1- Quel sont ces deux gaz
- 2- Calculer en eV l'énergie cinétique moyenne de la translation des molécules de ces gaz à la température T

Travail personnel

Exercice1 :

La pression p dans un fluide varie selon la loi suivante : $dp = -\rho g dz$, sachant que ρ est la masse volumique, g est l'accélération de la pesanteur et z l'altitude.

- 1- Dans le cas où le fluide est un liquide, de masse volumique ρ considérée constante.
 - a- Trouver l'expression de la variation de la pression en fonction de l'altitude (loi de l'hydrostatique).
 - b- Application : calculer la pression à la profondeur $h=5\text{m}$ d'une eau de mer si la pression à sa surface est de 1atm. On donne la masse volumique de l'eau de mer $\rho \approx 1,025 \text{ g/ml}$.

- 2- Dans le cas où le fluide est un gaz parfait, la masse volumique ρ n'est pas constante.
 - a- En utilisant la loi des gaz parfaits, trouver l'expression de ρ en fonction de la pression p , la température T , la constante des gaz parfaits R et la masse molaire M .
 - b- Trouver l'expression de la variation de la pression en fonction de l'altitude z .
 - c- Application : calculer la pression à une altitude $z = 8600\text{m}$. On donne la Masse molaire de l'air sec $M = 29\text{ g/mol}$.

Exercice2 :

Trois récipients contiennent respectivement de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote à une température $T_1=293^\circ\text{K}$ dans les conditions suivantes :

H_2 : $V_1=2.25$ litres, $P_1=250$ mm Hg , O_2 : $V_2=5.50$ litres, $P_2=250$ mm Hg, N_2 : $V_3=1,4$ litres , $P_3=760$ mm Hg

- 1- Calculer la masse m_1, m_2, m_3 de chaque gaz en les supposant parfaits.
($1\text{ atm} = 760\text{ mmHg} = 1.013 \cdot 10^5\text{ pascals}$)
- 2- On mélange dans un même récipient de volume $V_0=18,5$ litres les trois gaz à la même température. On suppose que le mélange ainsi formé est idéal. Calculer la pression totale, la fraction molaire de chaque gaz et les différentes pressions partielles. On donne $M_{\text{H}}=1\text{ g/mol}$, $M_{\text{O}}=16\text{ g/mol}$, $M_{\text{N}}=14\text{ g/mol}$

Exercice 3 :

Un tube de longueur $L=1\text{ m}$ et de section $S=80\text{ mm}^2$ contient du Néon ($M_{\text{Ne}}=20,2\text{ g/mol}$) sous une pression de 1 KPa , à la température $T=300\text{K}$.

- 1- Calculer la masse du Néon contenue dans le tube
- 2- Calculer l'énergie interne et la vitesse quadratique des molécules de ce gaz.
- 3- On ajoute $0,4\text{ mg}$ d'hélium ($M_{\text{He}}=4\text{g/mol}$) dans le tube ;
 - a- Quelles sont la pression partielle de ce gaz et la vitesse quadratique moyenne de ces molécules ?
 - b- Calculer la pression totale et l'énergie interne totale.

Corrigés :

Exercice 1 :

1- $n_{gp} = 4 \text{ moles} ; R = 0.082 \text{ l.am.mol}^{-1} . K^{-1}$
 $p = 3 \text{ atm}$
 $T = 300 \text{ K}$

$$GP \rightarrow PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot 300}{2} = 49,2 \text{ l}$$

2- $V = 6 \text{ m}^3 ; V' = 4,5 \text{ m}^3 , T = \text{cste}$
 $P = 1 \text{ atm} = 10^5 \text{ pas} \quad P' = ? ;$

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$p'V' = n'RT \rightarrow n' = \frac{p'V'}{RT} \quad n' = n \quad \text{donc} \quad PV = P'V' \Rightarrow P' = \frac{PV}{V'}$$

$$p' = \frac{10^5 \cdot 6}{4,5} = 1,33 \cdot 10^5 = 1,33 \cdot 10^5 \text{ la} = 1,33 \text{ atm}$$

3- $T = 0^\circ\text{C} + 273 ; P = \text{cste}$
 $T' = 100^\circ\text{C} + 273$

$$PV = nRT \quad \Leftrightarrow \frac{nRT}{V} = \frac{nRT'}{V'} \Leftrightarrow V' = V \cdot \frac{T'}{T}$$

$$PV' = nRT'$$

$$V' = V \cdot \frac{373}{273} = \left(1 + \frac{100}{273}\right) V = \left(1 + \frac{100}{273}\right) V = 1,36 V$$

$$\Delta V = V' - V = 1,36 V - V = 0,36 V$$

Exercice 2 :

$$M = 29 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$78\% \text{ de } N_2 \rightarrow f_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{nT} = 0,78$$

$$21\% \text{ de } O_2 \rightarrow f_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{nT} = 0,21$$

$$P_{air} = 1 \text{ atm}$$

1- $P_{N_2} = f_{N_2} \cdot P_{air} = 0,78 \cdot 1 = 0,78 \text{ atm}$
 $P_{O_2} = f_{O_2} \cdot P_{air} = 0,21 \cdot 1 = 0,21 \text{ atm}$

2- $h = 6000m$

$$P_{n_2} = f_{N_2} \cdot p_h$$

$$p_{o_2} = f_{o_2} \cdot p_h$$

calcul de p_h ? Quand $dz \uparrow \Rightarrow p \downarrow$

$$dp = -\rho g dz \quad (-) \text{ indique la diminution de } p \text{ Quand } dz \uparrow$$

$$\rho = \frac{m}{V} \text{ masse volumique de l'air } (m = nM)$$

$$dp = -\frac{m}{V} g dz = -n \frac{M}{V} g dz$$

$$\text{l'air considéré comme gaz parfait } \Rightarrow PV = nRT \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

$$dp = -\frac{pM}{RT} g dz \Rightarrow \int_{p_o}^{p_h} \frac{dp}{p} = -\frac{Mg}{RT} \int_0^h dz$$

$$\ln \frac{p_h}{p_o} = -\frac{Mg}{RT} h \Rightarrow p_h = p_o e^{-\frac{Mg}{RT} h}, \quad M = 29 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$$

$$p_h = 1 e^{-29 \cdot 10^{-3} \cdot 9,81 \frac{6000}{8,314 \cdot 273}} \Rightarrow p_h = 0.47 \text{ atm}$$

$$P_{n_2} = f_{N_2} \cdot p_h = 0.78 \cdot 0.47 = 0.366 \text{ atm}$$

$$P_{o_2} = f_{o_2} \cdot p_h = 0.21 \cdot 0.47 = 0.0987 \text{ atm}$$

Exercice 3 :

$$T=300K$$

$$V_{q1}=1367,7 \text{ m/s}$$

$$V_{q2}=412.38 \text{ m/s}$$

1- On sait que $M = \frac{3RT}{V_{q1}^2}$

$$M_1 = \frac{3RT}{V_{q1}^2} = \frac{3 \cdot 8,31 \cdot 300}{(1367,7)^2} = 3.998 \cdot 10^{-3} \text{ kg/mol} \approx 4\text{g/mol} \text{ c'est He}$$

$$M_2 = \frac{3RT}{V_{q2}^2} = \frac{3 \cdot 8,31 \cdot 300}{(412.38)^2} = 43.97 \cdot 10^{-3} \text{ kg/mol} \approx 44\text{g/mol} \text{ c'est CO}_2$$

$$\langle E \rangle = \frac{3}{2} k T = \frac{3}{2} \cdot 1.38 \cdot 10^{-23} \cdot 300 = 6.10 \cdot 10^{-21} \text{ Joules}$$

$$1\text{eV}=1.6 \cdot 10^{-19} \text{ Joules}, \quad \langle E \rangle = 38.8 \text{ meV}$$

Chapitre2 : Généralités sur les solutions aqueuses

1- Etude des solutions :

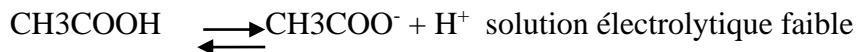
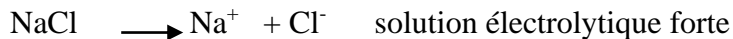
Une solution définit tout mélange homogène en phase condensé (liquide ou solide), on a donc une seule phase, comprenant :

le solvant et le soluté (ou le corps dissous). Si l'un des constituants est liquide, c'est lui le solvant.

Par exemple : Dans une solution aqueuse de cuivre (solide) d'ammoniac (gaz) , le solvant est l'eau .Si deux ou plusieurs constituants sont liquides, donc le liquide le plus abondant est le solvant.

On distingue les solutions neutres tous les solutés sont des molécules (molécules , particules du corps dissous neutres) et les solutions électrolytiques sont des solutions de sels, de base (OH⁻) et d'acide (H⁺, H₃O⁺).

Les solutions électrolytiques sont conductrices de courant électrique



1-1 Coefficient de dissociation :

C'est le rapport du nombre de mole de molécules des solutés qui se sont dissociées sur le nombre initial de mole de molécules. C'est un nombre sans dimension

$\alpha = 1$ pour une solution électrolytique forte

$\alpha < 1$ pour une solution électrolytique faible

2- Les concentrations :

La solution est caractérisée par les différents paramètres suivant :

a- La fraction molaire :

Est égale au rapport du nombre de moles de soluté au nombre total de moles dans le mélange soluté+solvant

$$f_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}, \quad f_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

n_1 : nombre de molécules d'un constituant

n_2 : nombre de molécules de l'autre constituant.

On voit que $f_1 + f_2 = 1$

Si on a plusieurs constituants, la fraction molaire du i -ème composant est :

$$f_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_i + \dots + n_p}$$

Exemple1 : solution de glucose obtenu en faisant dissoudre 2g de glucose dans 1 litre d'eau. On donne la masse molaire du glucose ($M_g = 180 \text{ g/mol}$) et la masse molaire de l'eau ($M_{\text{eau}} = 18 \text{ g/mol}$).

$$f_g = \frac{ng}{ng+ne} = \frac{ng}{ng+ne} ; \quad ng = \frac{m}{M} = \frac{2}{180} = 0.01 \text{ mole}$$

$$ne = \frac{me}{M} ; \quad V = 1 \text{ litre donc } me = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g par conséquent}$$

$$ne = \frac{1000}{18} = 55.56 \text{ mole}$$

(Sachant que pour une solution aqueuse 1 litre pèse environ 1kg)

$$f_g = \frac{ng}{ng+ne} = \frac{0.01}{55.56+0.01} = \frac{0.01}{55.57} = 1.79 \cdot 10^{-4}$$

$$f_e = \frac{ne}{ng+ne} = \frac{55.56}{55.57} = 0.9998$$

b- Concentration pondérale :

C'est le rapport de la masse de soluté m_s au volume de la solution V_{sol}

$$C^p = \frac{m \text{ soluté}}{V \text{ solvant}} \quad [\text{g/l}, \text{g/cm}^3]$$

Remarque : on prend souvent l'approximation suivante $V_{\text{solution}} = V_{\text{solvant}}$

Cette expression est très utilisée mais gênante car V_{solution} dépend fortement de la température. C'est pour cela, on définit la concentration pondérale en poids comme étant le rapport de la masse de soluté m_s à la masse de solution ou à la masse de solvant :

$$C^p = \frac{m_s}{m_s + m_o} ; \quad C^p = \frac{m_s}{m_o} \frac{(masse \text{ solute})}{(mase \text{ du solvant})} \quad (\text{g/kg})$$

Si le solvant est l'eau à la température ambiante, alors les 2 expressions sont équivalentes, puisque 1 litre pèse environ 1kilogramme.

Exemple2 : on mélange 500 cm^3 de soluté de glucose à 7 g/l à 2 litre d'eau. Quelle est la concentration pondérale de la solution ?

$$\text{Dans } 500 \text{ cm}^3 = 0.5 \text{ litre nous avons } C^p = 7 = \frac{m \text{ soluté}}{0.5}$$

$$m_{\text{soluté}} (\text{glucose}) = 7 \cdot 0.5 = 3.5 \text{ g}$$

$$V_{\text{solution finale}} = V_{\text{glucose}} + V_{\text{eau}} = 0.5 + 2 = 2.5 \text{ litre}$$

$$C^p_{\text{solution}} = \frac{ms \text{ glucose}}{V \text{ solution finale}} = \frac{3.5}{2.5} = 1.4 \text{ g/l}$$

c- La molarité ou concentration molaire :

C^M d'un soluté (molarité) c'est le rapport du nombre de moles d'un soluté au volume de la solution.

$$C^M_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ (mole /l on SI mole/m}^3\text{)}$$

V_{solution} dépend de la température par conséquent on définit une concentration molaire en poids

d- La molalité :

c'est le rapport du nombre de mole d'un soluté a la masse du solvant

$$C^m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \text{ (mole/kg)}$$

Exemple3: on dissout 4.5 g de NaCl (58.5 g/mol) dans 500 cm³ d'eau distillée. calculer C^M et C^m

$$C^M = \frac{n}{V_{\text{sol}}} = \frac{\frac{m}{M}}{V_{\text{sol}}} = \frac{\frac{4.5}{58.5}}{0.5} = 0,154 \text{ mole/l}$$

$$C^m = 0.154 \text{ mole/kg}$$

e- Concentration ionique ou ionarité [ions] ou C^I_{ions} ;

$$[\text{ions}] = \alpha U_{\text{ions}} C^M \text{ [ion gramme/l ou bien mole d'ion/l]}$$

α : coefficient de dissociation

U_{ions} : c'est le nombre d'ions fournis par chaque molécules en se dissociant

Exemple4 :



f- concentration équivalente : C^{eq}

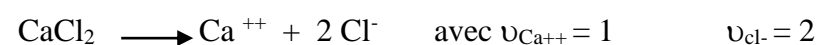
Pour un ion i de concentration ionique [i] et de valence z_i on a :

$$C_i^{eq} = |z_i| [i] = |z_i| \alpha \nu_i C^M \text{ unité (équivalent gramme /l ou mole d'équivalent/l)}$$

ν_{ions} : c'est le nombre d'ions fournis par la molécule en se dissociant

$|z_i|$: Électrovalence de la molécule de soluté

Exemple5: Sachant que la concentration molaire de $\text{CaCl}_2 = 2 \text{ mole/l}$ avec un coefficient de dissociation $\alpha = 1$. Calculer la concentration équivalente des ions positifs et négatifs. Que peut-on conclure ?



$$C_{ca^{++}}^{eq} = |z_{ca^{++}}| [Ca^{++}] = |z_{ca^{++}}| \alpha \nu_{Ca^{++}} C^M = 2 \times 1 \times 1 \times 2 = 4 \text{ Eqg / l}$$

$$C_{cl^{-}}^{eq} = |z_{cl^{-}}| [Cl^{-}] = |z_{cl^{-}}| \alpha \nu_{cl^{-}} C^M = 1 \times 1 \times 2 \times 2 = 4 \text{ Eqg / l}$$

Nous remarquons que la concentration équivalente en ions positifs est toujours égale à la concentration équivalente en ions négatifs par conséquent nous avons

$$C_{+}^{eq} = C_{-}^{eq}$$

La concentration équivalente totale de la solution C_{totale}^{eq} sera la somme des concentrations équivalentes des ions positifs et négatifs.

g-Concentration osmolaire ou osmolarité C^0 :

C'est le rapport du nombre de toutes les molécules non dissociées et tous les ions qui se trouvent dans une solution au volume de la solution.

$$C^0 = \frac{n_{osm}}{V} = \frac{n_{ion}}{V} + \frac{n_{nondiss}}{V} \text{ osmole/l}$$

Considérant une solution électrolytique faible de coefficient de dissociation α de concentration molaire C^M dans un volume de solvant V . On va chercher la relation entre la concentration osmolaire et la concentration molaire.

Chaque molécule de ce soluté se dissocie en ν ions positifs notés ν_{+} ions positifs et ν ions négatifs notés par ν_{-} ions négatifs. Sachant que $C^M = \frac{n_{initial}}{V}$

$$C^0 = \frac{n_{osmol}}{V}$$

$$C^0 = \frac{n_{ions} + n_{nondiss}}{V}$$

$$\begin{aligned} n_{ions} &= n_{cations}^{ions+} + n_{anions}^{ions-} = \nu_{+} \alpha n_{init} + \nu_{-} \alpha n_{init} \\ &= (\nu_{+} + \nu_{-}) n_{diss} = \nu n_{diss} = \alpha \nu n_{init} \end{aligned}$$

$$n_{nondiss} = n_{initial} - n_{diss} = n_{initial} - \alpha n_{initial} = (1 - \alpha) n_{initial}$$

$$C^0 = \frac{n_{ions} + n_{nondiss}}{V} = \frac{\nu \alpha n_{init} + (1 - \alpha) n_{initial}}{V}$$

$$= \frac{n_{init} (\alpha \nu + 1 - \alpha)}{V} = (1 + \alpha(\nu - 1)) C^M$$

$$C^0 = (1 + \alpha(\nu - 1)) C^M$$

Avec $i = 1 + \alpha(\nu - 1)$, i est appelé le coefficient d'ionisation de van't Hoff

$$C^0 = i C^M$$

h-Force ionique d'une solution :

C'est une valeur numérique qui caractérise l'état de la solution, elle est sans unité. Elle est notée en généralement μ et donnée par la formule

$$\mu = \frac{1}{2} [\sum_i z_i^2 [i]]$$

avec μ : force ionique, $[i]$: ionarité de l'ion i ion gramme/l ou mole d'ion/l et z_i : valence de l'ion i .

Exemple6 : on prend 1 mole de CaCl_2 avec 2 mole de NaCl dans un volume de 1 litre .
Calculer la force ionique de la solution.

$$z_{\text{Ca}^{++}} = +2 \quad \text{et} \quad z_{\text{Cl}^-} = -1$$

$$[\text{Ca}^{++}] = \nu_{\text{Ca}^{++}} \alpha C^M = 1 \times 1 \times 1 = 1 \text{ ion g/l}$$

$$[\text{Na}^+] = \nu_{\text{Na}^+} \alpha C^M = 1 \times 1 \times 2 = 2 \text{ ion g/l}$$

$$[\text{Cl}^-]_{\text{NaCl}} = \nu_{\text{Cl}^-} \alpha C^M = 1 \times 1 \times 2 = 2 \text{ ion g/l}$$

$$[\text{Cl}^-]_{\text{CaCl}_2} = \nu_{\text{Cl}^-} \alpha C^M = 2 \times 1 \times 1 = 2 \text{ ion g/l}$$

$$\mu = \frac{1}{2} [z_{\text{Na}^+}^2 [\text{Na}^+] + z_{\text{Cl}^-}^2 [\text{Cl}^-] + z_{\text{Ca}^{++}}^2 [\text{Ca}^{++}] + z_{\text{Cl}^-}^2 [\text{Cl}^-]]$$

$$= \frac{1}{2} [(1)^2 \cdot 2 + (1)^2 \cdot 2 + (2)^2 \cdot 1 + (-1)^2 (2)]$$

$$= \frac{1}{2} [2 + 2 + 4 + 2] = 5$$

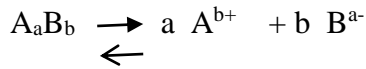
3- Solubilité :

La **solubilité** est la quantité maximale de substance qui peut se dissoudre dans un certain volume d'eau. La solubilité d'un corps pur dépend, pour une température donnée, de la structure du composé et de la nature du solvant.

Pour définir le produit de solubilité pour une solution saturée (qui est, par définition, une solution en équilibre dynamique avec du soluté non dissout) on définit une constante d'équilibre qui est reliée à la constante de solubilité.

3-1 La constante d'équilibre et la constante de solubilité :

Une solution faible est obtenue par dissociation d'un soluté de la forme suivante:



La constante d'équilibre de cette solution on est donnée par la loi d'Ostwald qui s'écrit :

$$K = \frac{[A^{b+}]^a [B^{a-}]^b}{(A_a B_b)_{\text{non diss}}}$$

On définit la constante de solubilité K_s par cette équation :

$$K_s = [A^{b+}]^a [B^{a-}]^b \implies K_s = K (A_a B_b)_{\text{non diss}}$$

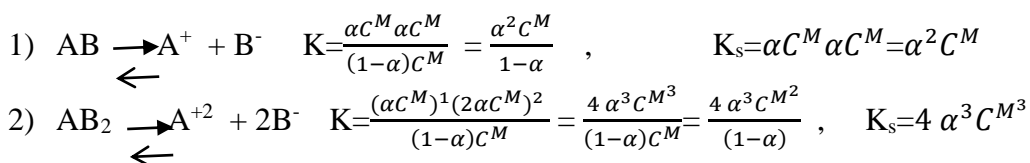
Soit C^M la concentration molaire de l'électrolyte $A_a B_b$:

$$[A]^{b+} = a \alpha C^M \quad ; \quad [B]^{a-} = b \alpha C^M$$

$$\begin{aligned} (A_a B_b)_{\text{non diss}} &= \frac{n_{(A_a B_b) \text{ non diss}}}{V} = \frac{n_{\text{init}} - n_{\text{diss}}}{V} \\ &= \frac{n_{\text{int}} - \alpha n_{\text{int}}}{V} = \frac{(1-\alpha)n_{\text{int}}}{V} = (1-\alpha)C^M \end{aligned}$$

$$K = \frac{(a\alpha C^M)^a \cdot (b\alpha C^M)^b}{(1-\alpha)C^M}$$

Exemple1 :



4- Propriétés électriques des électrolytes :

4-1 Conductivité électrique:

Les solutions ioniques aqueuses conduisent le courant électrique (conducteurs) du fait que la force d'attraction coulombienne diminue donc la distance entre les ions augmente, la liaison devient faible et nous avons dissolution complète ou partielle du cristal. Par contre les liquides tels que : l'eau pure, l'huile et les solutions de glucose ou d'urée laissent peu ou pas du tout passer le courant électrique car ces solutions sont des solutions neutres. La résistance électrique R d'une solution électrolytique de résistivité ρ placée dans une cuve

de longueur l et de section S a pour expression :

$$R = \frac{\rho l}{S}$$

R est en Ohms, ρ en Ohms m, l : la longueur de la cuve en m et S en m^2 .

La conductivité électrique χ s'exprime en $Ohms^{-1} m^{-1}$, elle est l'inverse de la résistivité ; d'où l'expression de la conductivité

$$\chi = \frac{1}{\rho}$$

Signification physique de la conductivité électrique χ :

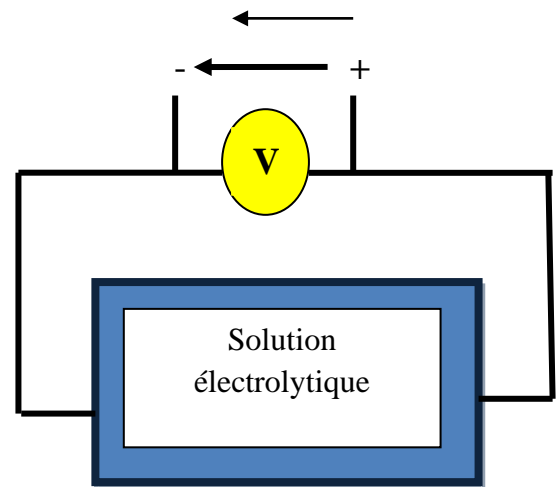
Une solution électrolytique est placée dans une cuve cylindrique aux bornes de laquelle on applique une tension V (ou ddp).

Un courant électrique passe à travers

la cuve qui est donné par $i = \frac{V}{R}$

avec R est la résistance électrique de la solution électrolytique.

$$i = \frac{V}{R} = \frac{VS}{\rho l} = \frac{V \chi S}{l}$$



$$\chi = \frac{i l}{S V} \implies \chi = \frac{i}{\frac{S}{V} l}$$

$\frac{i}{S}$ Densité de courant : l'intensité du courant par unité de surface

$\frac{V}{l}$ Champ électrique : tension appliquée par unité de longueur

Définition : la conductivité d'une solution électrolytique est égale à la densité de courant qui la traverse quand elle est soumise à un champ électrique unité ($E=1 \text{ V m}^{-1}$).

4.2 Mobilité ionique :

Par définition la mobilité ionique μ d'un ion est la vitesse de cet ion dans un champ électrique unité ($E=1 \text{ V m}^{-1}$)

$$\vec{V} = \mu \vec{E}$$

Un ion de charge q placé dans un champ E est soumis à une force $\vec{F} = q \vec{E}$.

Sous l'influence de force l'ion se déplace dans le solvant mais il est freiné par la viscosité du milieu qui se manifeste par la force f définie selon la loi de Stokes :

$$\vec{f} = 6 \pi \eta r \vec{v}$$

Lorsque les deux forces F et f sont égales, l'ion se déplace à vitesse constante d'où

$$\sum \vec{F} = \vec{0} \implies q \vec{E} = 6 \pi \eta r \vec{v}$$

$$\mu = \frac{q}{6 \pi \eta r} = \frac{q}{f}$$

Avec $\vec{f} = 6 \pi \eta r$

μ : mobilité ionique $\text{m}^2 \text{V}^{-1} \text{S}^{-1}$

r : rayon de l'ion

η : coefficient de viscosité du milieu, il est exprimé en poiseuille ($\text{kg m}^{-1} \text{s}^{-1}$) dans le S.I. et dans le système c.g.s. en poise ($\text{g cm}^{-1} \text{s}^{-1}$)

4-3 Conductivité pour une solution électrolytique:

On considère une cuve électrolytique de section S et de longueur l soumise à une différence de potentiel V . On veut trouver l'intensité du courant électrique due au déplacement des ions sous l'effet du champ électrique et de la concentration ionique. On le fait pour les cations.

$$I = \frac{dQ}{dt} \quad Q : \text{c'est la charge totale portée par les cations}$$

$$Q_+ = z_+ e N_+ \quad \text{avec } (N_+ = N n_+)$$

N_+ : nombre de cations

N : nombre d'Avogadro

$$[+] : \text{concentration des cations donnée par cette équation } [+] = \frac{n_+}{V}$$

$$\text{on a donc } Q_+ = z_+ e N [+] V$$

$$\text{Dans notre élément de volume } dv \text{ on peut écrire } dQ_+ = z_+ e N [+] dV$$

$$dQ_+ = z_+ e N [+] S dx$$

$$1 \text{ faraday} = 96500 \text{ coulombs mol}^{-1} = N e^- ; (e^- = \text{charge de l'électron})$$

$$F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$$

Par conséquent $dQ_+ = z_+ F [+] S dx$ et l'intensité du courant électrique s'écrit :

$$I_+ = \frac{dQ_+}{dt} = z_+ F [+] S \frac{dx}{dt} = z_+ F [+] S v_+$$

Nous avons

$$v_+ = \mu_+ E$$

$$I_+ = z_+ F [+] S \mu_+ E$$

L'intensité du courant portée par les anions

$$I_- = z_- F [+] S \mu_- E$$

L'intensité du courant totale qui traverse la cuve $I = I_+ + I_-$ donc

$$I = \left(\sum_i |z_i| [i] \mu_i \right) F S E$$

La densité du courant J c'est le rapport du courant électrique I à la section

$$J = \frac{I}{S} \quad \Longrightarrow \quad J = \left(\sum_i |z_i| [i] |\mu_i| \right) F E$$

Conductivité d'une solution électrolytique χ c'est le rapport de la densité électrique sur le champ électrique.

$$\chi = \frac{J}{E} \quad \Longrightarrow \quad \chi = \left(\sum_i |z_i| [i] |\mu_i| \right) F$$

Cas particulier :

Considérons une solution électrolytique faible constituée par ν_+ ions positifs et ν_- ions négatifs.

$$[+] = \nu_+ \alpha C^M \quad ; \quad [-] = \nu_- \alpha C^M \quad \text{avec} \quad \nu_+ |z_+| = \nu_- |z_-| = Z$$

Z est appelé valence de l'électrolyte, nous avons donc pour un électrolyte de valence Z et de concentration molaire C^M

$$\chi = \left(|z_+| [+] |\mu_+| + |z_-| [-] |\mu_-| \right) F$$

$$\chi = Z \alpha C^M \left(|\mu_+| + |\mu_-| \right) F$$

On définit la conductivité équivalente des cations $\Lambda_+ = \alpha |\mu_+| F$

et des anions $\Lambda_- = \alpha |\mu_-| F$

Et la conductivité équivalente de la solution $\Lambda = \Lambda_+ + \Lambda_-$

$$\chi = Z C^M \Lambda \quad \text{Donc} \quad \Lambda = \frac{\chi}{Z C^M}$$

Λ : S'exprime en $\text{ohm}^{-1} \text{ m}^2 \text{ Eqg}^{-1}$

Exercices :

Exercice 1 :

Une solution aqueuse est obtenue en faisant dissoudre 0,18g de glucose dans 0,5 litre d'eau.
1-Calculer la molarité, la molalité et le pourcentage en masse (rapport de la masse du soluté sur celle de la solution X 100) de cette solution ainsi que les fractions molaires de ses différents composés sachant que la masse molaire du glucose est de 180g/mol et que celle de l'eau est de 18g/mol.

2-Calculer la nouvelle molarité si on rajoute à la solution précédente 1litre d'eau (dilution) ?

3-Travail personnel : Recalculer les grandeurs restantes de la question 1 pour cette même dilution.

Exercice 2:

Soit 1 litre d'une solution forte de $CaCl_2$ à 0,3M.

1-Calculer sa force ionique.

2-Travail personnel : On mélange cette solution à 2 litres d'une solution de $CaCl_2$ à 0,2M, quelle est la valeur de la force ionique de la solution obtenue ?

Exercice 3 :

On dissout 12g de CH_3COOH dans 1 litre d'eau, calculer les valeurs des concentrations des différents ions présents dans la solution, sa constante d'équilibre ainsi que sa concentration équivalente en supposant la solution faible de coefficient de dissociation $\alpha = 0,3$

Exercice 4:

On dissout 39,63g de $(NH_4)_2SO_4$ ($M=132,1g/mol$) dans 1litre d'eau. Si on suppose la dissociation du soluté partielle de coefficient de dissociation = 0,8 .

1-Calculer l'osmolarité de la solution obtenue et sa température de congélation (on donne $K_c=1,86 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{Osm}^{-1} \cdot \ell$).

2-Travail personnel :

-Calculer la constante d'équilibre de cette solution.

-Quelle serait la température de congélation d'une solution d'urée de même molarité que la solution précédente ?

Exercice 5:

Soit une cuve électrolytique de longueur $l= 25 \text{ cm}$, de section $S= 15\text{cm}^2$ et de résistance $R=45\Omega$.

Calculer la constante de cette cuve, sa conductivité ainsi que l'intensité du courant électrique qui la traverse sachant qu'elle est soumise à une différence de potentiel $U=60\text{mV}$.

Exercice 6 :

Soit une solution forte de $NaCl$ à 0,05M, soumise à un champ électrique $E=9 \cdot 10^6 \text{ V/m}$.

Sachant que la mobilité des ions Na^+ est égale à $5,1 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ V}^{-1} \text{ s}^{-1}$ et que celle des ions Cl^- est égale à $-7,9 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ V}^{-1} \text{ s}^{-1}$, calculer les vitesses limites de ces deux ions, leurs coefficients de friction ainsi que la conductivité équivalente et la conductivité de la solution. On donne $F=96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Corrigés :

Exercice 1 :

$$Mg=0.18 \text{ g}$$

$$Mg=180\text{g/mol}$$

$$V=0,5 \text{ l}$$

$$1- \text{ la molarité } C^M = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{0,18}{180 \cdot 0,5} = 0,002 \text{ mole/l}$$

$$\text{ la molalité } C^m = \frac{nsolute}{msolution} = \frac{m}{Vmsolution} = \frac{0,18}{180 \cdot 0,05}$$

$$C^m = 0,002 \text{ moel/kg}$$

$$C^m = 0,2\%$$

$$ng = \frac{mg}{M} = \frac{0,18}{180} = 0,001 \text{ mole}$$

$$neau = \frac{neau}{M} = \frac{0,5 \cdot 1000}{18} = 27,77 \text{ mole}$$

Les fractions molaires de l'eau et du glucose

$$fg = \frac{ng}{ng + neau} = \frac{0,01}{0,01 + 27,77} = \frac{0,01}{27,787} = 0,000359$$

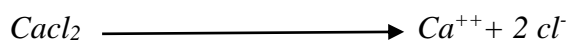
$$feau = \frac{neau}{ng + neau} = \frac{27,77}{0,01 + 27,77} = \frac{27,77}{27,787} = 0,999$$

2- Si on rajoute à la solution précédente 1 L d'eau le nouveau volume

$$V'=0,5+1=1,5\text{l}$$

$$C^m = \frac{n}{V'} = \frac{0,18}{180 \cdot 1,5} = 0.0006 \text{ mole/l}$$

Exercice 2 :



$$V=1 \text{ litre}$$

$$C^M=0,3 \text{ mole/l}$$

$$F = \frac{1}{2} \left[\sum_i |z_i|^2 [i] \right]$$

$$= \frac{1}{2} \left[|zCa^{++}|^2 [Ca^{++}] + |zcl^{-}|^2 [cl^{-}] \right]$$

$$[Ca^{++}] = \alpha \cdot \vartheta C^M = 1 \cdot 1 \cdot 0,3 = 0,3 \text{ mole d'ion/l}$$

$$[cl^{-}] = 2 \cdot 1 \cdot 0,3 = 0,6 \text{ mole d'ion/l}$$

$$F = \frac{1}{2} [(2)^2 \cdot 0,3 + (-1)^2 \cdot 0,6]$$

$$F = \frac{1}{2} [1,2 + 0,6] = 0,9$$

Travail Personnel

$$F = \frac{1}{2} \left[\sum_i |z_i|^2 [i] \right]$$

$$\frac{1}{2} = [|z_{Ca^{++}}|^2 [Ca^{++}] + |z_{Cl^-}|^2 [Cl^-] + |z_{Ca^{++}}|^2 [Ca^{++}] + |z_{Cl^-}|^2 [Cl^-]]$$

1^{ère} solution

$$V' = 2 + 1 = 3l$$

$$[Cl^-]_1 = \alpha \cdot \vartheta \cdot C_1^M = 1.2.0.3 \frac{1}{3} = 0,2 \text{ mole d'ion/l}$$

$$[Ca^{++}]_2 = \alpha \cdot \vartheta \cdot C_2^M = 1.1.0,2 \frac{2}{3} = 0,1333 \text{ mole d'ion/l}$$

$$[Cl^-]_2 = 0,266 \text{ mole d'ion/l}$$

$$F = \frac{1}{2} [4 \cdot 0,1 + 1 \cdot 0,2 + 4 \cdot 0,133 + 1 \cdot 0,266]$$

$$F = 1,3992$$

Exercice 3:



$$[CH_3COO^-] = \alpha \cdot \vartheta \cdot C^M = 0,3 \cdot 1 \cdot 0,2 = 0,06 \text{ mole d'ion/l}$$

$$C^M = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{12}{60 \cdot 1} = 0,2 \text{ mol/l} \quad [H^+]$$

$$M = 12 \cdot 2 + 4 + 16 \cdot 2 = 60 \text{ g/mol}$$

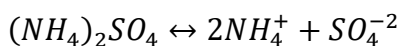
$$k = [CH_3COO^-] \frac{[H^+]^1}{(1-\alpha)C^M} = (0,06)^1 \frac{(0,06)^1}{(1-0,3) \cdot 0,2} = 0,0257$$

$$C_{CH_3COO^-}^{eq} = |z_{CH_3COO^-}| [CH_3COO^-] = 1 \cdot 0,06 \text{ eq g/l}$$

$$C_{H^+}^{eq} = 0,06 \text{ Eq g/l}$$

$$C_{solution}^{eq} = 0,06 \cdot 2 = 0,12 \text{ Eq g/l}$$

Exercice 4 :



$$C^0 = iC^M$$

$$C^M = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{39,63}{132,1 \cdot 1} = 0,3 \text{ mol/l}$$

$$i = (1 + \alpha (\vartheta - 1)) = 1 + 0,8(3 - 1) = 2,6$$

$$C^0 = 2,6 \cdot 0,3 = 0,78 \text{ omole/l}$$

$$\Delta\theta = K_c \cdot C^0 = 1,86 \cdot 0,78 = 1,4508C^0$$

2- Travail personnel

$$K = \frac{[NH_4^+]^2 [SO_4^{-2}]^1}{(1-\alpha)C^M} = (0,48)^2 \frac{(0,24)^1}{(1-0,8)0,3}$$

$$K = 0,9216$$

$$[NH_4^+] = \alpha \cdot \vartheta \cdot C^M = 0,8 \cdot 2 \cdot 0,3 = 0,48 \text{ mole d'ion/l}$$

$$[SO_4^{-2}] = 0,81 \cdot 1 \cdot 0,3 = 0,24 \text{ mole d'ion/l}$$

$$\Delta\theta = K_c C^o = 1,86 \cdot 0,3 = 0,558 C^\circ$$

$$C^o = i C^M = 0,3 \text{ mol/l}$$

$$i = 1 + \alpha (\vartheta - 1) = 1$$

$\alpha = 0$ pour l'urée

Exercice 5 :

$$R = \rho \frac{L}{S}$$

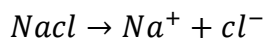
La constante de la cuve $L/S = 25/15 = 1,66 \text{ m}^{-1}$

$$\rho = R \frac{S}{L} \quad \text{avec } \rho = \frac{1}{\chi}$$

$$R = \frac{L}{\chi S} \rightarrow \chi = \frac{L}{R S} = \frac{25 \cdot 10^{-2}}{45 \cdot 15 \cdot 10^{-4}} = 3,7 \text{ } \Omega^{-1} \text{m}^{-1}$$

$$V = R i \rightarrow i = \frac{V}{R} = 60 \frac{10^{-3}}{3,70} = 0,00162 \text{ A}$$

Exercice 6 :



$$E = 9 \cdot 10^{-6}$$

$$C^M = 0,05 \text{ mole/l}$$

$$v = \mu E$$

$$v_+ = |\mu_+| E = 5,110^{-8} \cdot 9 \cdot 10^{-6} = 4,59 \cdot 10^{-13} \text{ m/s}$$

$$v_- = |\mu_-| E = 7,9 \cdot 10^{-8} \cdot 9 \cdot 10^{-6} = 7,11 \cdot 10^{-13} \text{ m/s}$$

$$\mu = \frac{q}{f} \rightarrow f = \frac{q}{\mu}$$

$$f_+ = \frac{q}{|\mu_+|} = 1,6 \frac{10^{-19}}{5,1 \cdot 10^{-8}} = 3,13 \cdot 10^{-12} \text{ kg/s}$$

$$f_- = \frac{q}{|\mu_-|} = 1,6 \frac{10^{-19}}{7,9 \cdot 10^{-8}} = 2,02 \cdot 10^{-12} \text{ kg/s}$$

$$\tau_+ = \alpha |\mu_+| F = 1 \cdot 5,1 \cdot 10^{-8} \cdot 96500 = 0,00492 \text{ } \Omega^{-1} (eqg)^{-1} \text{m}^2$$

$$\tau_- = \alpha |\mu_-| F = 1 \cdot 7,9 \cdot 10^{-8} \cdot 96500 = 0,00762 \text{ } \Omega^{-1} (eqg)^{-1} \text{m}^2$$

Exercices supplémentaires

Exercice 1 :

Soit 0.5 litre d'eau ($M_{\text{eau}}=18 \text{ g. mol}^{-1}$) contenant 24g d'urée ($M_u=60 \text{ g.mol}^{-1}$) et 36 g de glucose ($M_g=180 \text{ g mol}^{-1}$). Calculer les fractions molaires, les concentrations molaires et les concentrations pondérales de cette solution.

Exercice 2 :

Soit une solution obtenue en faisant dissoudre 4.25 g de chlorure de baryum de formule BaCl_2 totalement dissociée dans un volume de $V= 200 \text{ ml}$ d'eau.

Données : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Ba}) = 137,3 \text{ g.mol}^{-1}$

Calculer la molarité, la molalité, la concentration pondérale et les concentrations ioniques des cations et des anions.

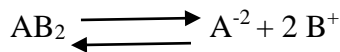
Exercice 3 :

1- Soit une solution aqueuse de CaSO_4 de concentration molaire de $C^M=0.2 \text{ mol/l}$ totalement dissociée en Ca^{++} et SO_4^{-2} . Calculer son osmolarité et sa force ionique.

2- Si on prend 1 litre de cette solution et qu'on lui rajoute 2 litre d'eau pure, qu'elle est la force ionique de la solution obtenue.

Exercice 4 :

Un électrolyte AB_2 se dissocie partiellement dans l'eau suivant



L'abaissement cryoscopique de cette solution décimolaire est 0.36°C

1- Quelle est de coefficient de dissociation de cette solution ?

2- Quelle est la constante d'équilibre de cette solution ?

On donne : Constante cryoscopique de l'eau $K_c=1.86^\circ\text{C.osmol}^{-1}$.

Corrigés :

Exercice 1 :

Calculer les fractions molaires, les concentrations molaires et les concentrations pondérales de cette solution

Fractions molaires :

Fractions molaire de l'urée

$$n_{urée} = \frac{m_{urée}}{M_{urée}} = \frac{24}{60} = 0,4 \text{ mole}$$

$$n_g = \frac{mg}{Mg} = \frac{36}{180} = 0,20 \text{ mole}$$

$$n_{eau} = \frac{m_{eau}}{M_{eau}} = \frac{0,5 \cdot 1000}{18} = 27,77 \text{ mole}$$

$$\text{pour l'eau : } 1l \rightarrow 1 \text{ kg} \Rightarrow n_T = n_{urée} + n_g + n_{eau} = 0,4 + 0,20 + 27,77$$

$$n_T = 28,37 \text{ mole}$$

$$0,5l \rightarrow 0,5kg \rightarrow 0,5 \cdot 1000g$$

$$f_{urée} = \frac{0,4}{28,37} = 0,0140 ; C_{urée}^M = \frac{n_{urée}}{V} = \frac{0,4}{0,5} = 0,8 \text{ mole/l}$$

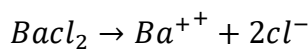
$$f_g = \frac{0,20}{28,37} = 0,00704 ; C_g^M = \frac{ng}{V} = \frac{0,20}{0,5} = 0,4 \text{ mole/l}$$

$$f_{eau} = \frac{27,77}{28,37} = 0,978 ; C_{eau}^M = \frac{n_{eau}}{V} = \frac{27,77}{0,5} = 55,54 \text{ mole/l}$$

$$C^P = C^M \cdot M$$

$$C_{urée}^P = 0,8 \cdot 60 = 48 \text{ g/l} ; C_g^P = 72 \text{ g/l} ; C_{eau}^P = 999,72 \cong 1000 \text{ g/l}$$

Exercice 2 :



$$M_{BaCl_2} = 137,3 + 35,5 \cdot 2 = 208,3 \text{ g/mol}$$

la molarité C^M

$$C^M = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{4,25}{208,3 \cdot 0,2} = 0,102 \text{ mole/l}$$

La molalité C^m

$$C^m = \frac{n_{soluté}}{m_{solvant}} \text{ (mole/kg)}$$

Veau = 0,2 l \rightarrow 0,2 kg car 1 litre pèse environ 1kg pour une solution aqueuse

$$C^m = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} = \frac{4,25}{208,3 \cdot 0,2} = 0,102 \text{ mole/kg}$$

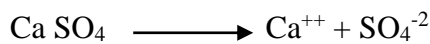
la concentration ioniques

$$[i] = \alpha \nu C^M$$

$$[Cl^-] = \alpha \nu_{Cl^-} C^M = 1 \cdot 2 \cdot 0,102 = 0,204 \text{ mole d'ion/l}$$

$$[Ba^{++}] = \alpha \nu_{Ba^{++}} C^M = 1 \cdot 1 \cdot 0,102 = 0,102 \text{ mole d'ion/l}$$

Exercice 3 :



$$1- C^0 = i C^M$$

$$i = 1 + \alpha (\nu - 1) = 2, \quad C^0 = 2 \cdot 0,2 = 0,4 \text{ osmole/l}$$

$$F = \frac{1}{2} [Z_{Ca^{++}}^2 [Ca^{++}] + Z_{SO_4^{-2}}^2 [SO_4^{-2}]]$$

$$[Ca^{++}] = \alpha \nu_{Ca^{++}} C^M = 1 \cdot 1 \cdot 0,2 = 0,2 \text{ mole d'ion/l}$$

$$[SO_4^{-2}] = \alpha \nu_{SO_4^{-2}} C^M = 0,2 \text{ mole d'ion/l}$$

$$F = 0,5 (4 \cdot 0,2 + 4 \cdot 0,2) = 0,8$$

$$2- V' = 3 \text{ l}$$

$$C^{M'} = \frac{C_M^1 V_1}{V'} = \frac{0,2 \cdot 1}{3} = 0,066 \text{ mole/l}$$

$$[Ca^{++}] = \alpha \nu C^{M'} = 1 \cdot 1 \cdot 0,066 = 0,066 \text{ mole d'ion/l}$$

$$[SO_4^{-2}] = 0,066 \text{ mole d'ion/l}$$

$$F = 0,5 (4 \cdot 0,066 + 4 \cdot 0,066) = 0,264$$

1- Tension superficielle :

L'expérience montre quelques observations simples qui mettent en évidence ces phénomènes :

- 1- Formation de gouttes sur une feuille de plante
- 2- Ascension des liquides dans les tubes capillaires
- 3- Un corps solide peut flotter à la surface de l'eau.
- 4- Il existe un ménisque à la surface d'un liquide, au contact de la paroi du récipient.
- 5- La présence des bulles de savon

Ces expériences mettent en évidence l'existence d'une force f qui est présente à la surface d'un liquide. Ceci est une conséquence des propriétés propres à la surface du liquide qui sont différentes de celles du reste du liquide.

1-1 Définition :

A l'intérieur du liquide, chaque molécule est soumise à des forces d'attraction de type de Van der Waals d'origine électrostatique qui apparaissent à cause de la polarité de certaines molécules, la résultante des forces est nulle.

Par contre les molécules en surface sont essentiellement attirées vers l'intérieur du liquide, les molécules d'air étant trop peu nombreuses pour réaliser l'équilibre ; la résultante des forces d'attraction des molécules superficielles est donc dirigée vers l'intérieur du liquide, elle tend à comprimer le liquide et donc à réduire sa surface libre.

Par conséquent il existe une force, f , entre l'interface d'un liquide et un autre milieu. La tension superficielle σ est mesurée par le rapport de la force f et par la longueur l sur laquelle elle s'exerce.

$$\sigma = \frac{f}{l}$$

σ en N.m^{-1} ; f en N ; l en m .

La tension superficielle dépend du liquide et de la nature de l'autre partie de l'interface (gaz, air, verre, métal...)

Ex : eau / air, $\sigma = 73 \cdot 10^{-3} \text{ N.m}^{-1}$. huile/air $\sigma = 32 \cdot 10^{-3} \text{ N.m}^{-1}$.

1-2 Travail d'adhésion d'un liquide sur un solide :

C'est le travail qu'il faut fournir pour séparer un liquide du solide sur une surface de 1 m^2 . On appelle σ_L la tension superficielle du liquide ; σ_s la tension superficielle du solide et celle de la tension interfaciale liquide-solide σ_{sL} . En séparant le liquide du solide, sur 1 m^2 , on crée aussi 1 m^2 d'interface liquide-air, 1 m^2 d'interface solide-air ; l'énergie d'adhésion solide-liquide vaut donc :

$$W_{SL} = (\sigma_s + \sigma_L - \sigma_{SL})S$$

Dans cette équation, seul σ_L est connu. La différence $(\sigma_s - \sigma_{SL})$ peut être mesurée relativement facilement, alors que les deux termes ne peuvent l'être séparément

1-3 Angle de contact θ :

Considérant en effet l'équilibre d'une goutte liquide posée sur une surface horizontale du solide. La figure 3.1 montre bien l'existence des trois (03) phases.

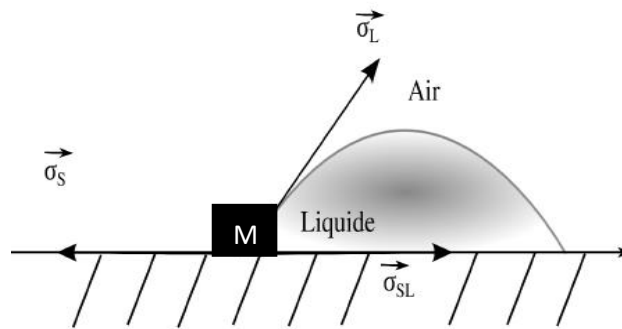


Figure 3.1

L'équilibre du point M s'écrit (composantes horizontales des forces superficielles) :

$$\sigma_s = \sigma_{SL} + \sigma_L \cos(\theta)$$

C'est-à-dire

$$\sigma_s - \sigma_{SL} = \sigma_L \cos(\theta) \implies \cos(\theta) = \frac{\sigma_s - \sigma_{SL}}{\sigma_L}$$

L'angle θ s'appelle angle de contact. Celui-ci est accessible à la mesure. Le travail d'adhésion peut s'écrire :

$$W_{SL} = \sigma_L (1 + \cos \theta) S .$$

On voit que plus l'angle θ est petit, plus le travail d'adhésion est grand. On considère les cas suivants :

- $\theta = 0^\circ$, $W_{SL} = 2 \sigma_L S = W_L$: le travail d'adhésion est égal au travail de cohésion du liquide. C'est le cas extrême de l'équilibre qui correspond à un étalement complet du liquide.

La condition $W_{SL} = W_L$ est le cas limite du mouillement parfait. A priori, le mouillement est parfait si $W_{SL} \geq W_L$.

- $\theta = 180^\circ$, $W_{SL} = 0$: le travail d'adhésion est nul. Le mouillement est nul.

- $0 < \theta < 90^\circ$ (aigu) à un mouillement bon mais non parfait.

- $90^\circ < \theta < 180^\circ$ à un mouillement mauvais mais non nul.

1-4 Exemples d'applications de mouillements :

En phytopharmacie : Certains agents mouillants sont utilisés en pharmacie pour favoriser la pénétration des médicaments à travers la peau ou la muqueuse). A l'inverse on peut chercher des anti-mouillants pour réduire la pénétration cutanée des produits toxiques. Dans le cas des produits antiparasitaires, il faut que l'on ait une parfaite adhérence du liquide sur la surface pour boucher les pores de l'insecte ce qui l'empêche de respirer. Donc l'angle de contact $\theta=0$ nous avons un produit mouillant.

Dans le cas de désherbant au contraire il faut avoir un mauvais mouillement puisque ces produits ne doivent être nocifs pour les insectes donc on doit choisir des produits anti-mouillant. On peut avoir un mauvais mouillement du à une couche qui s'est formée sur la surface du solide donc cette surface doit être d'abord traitée (elle doit être bien polie).

Pour connaître l'adhérence d'un liquide , ou le mouillement, il est donc important de déterminer avec précision la tension superficielle.

Il ya plusieurs méthodes pour mesurer la tension superficielle parmi elles la méthode de l'ascension capillaire (loi de Jurin), la méthode de la lame immergée et la méthode des gouttes (Stalagmométrie), nous allons détailler dans ce qui suit la méthode de l'ascension capillaire

2- Phénomène de capillarité :

2-1 définition :

C'est le phénomène qui explique, entre autre, la montée (verticalité) des liquides, contre l'effet de la gravité, le long d'une surface du fait de leur tension superficielle.

2-2 Méthode de l'ascension capillaire(Loi de Jurin) :

Soit un tube fabriquer à partir d'un solide et dont la mouillabilité est définie par un angle θ , on le plonge dans un liquide. Pour un bon mouillement on constate que le niveau du liquide monte $h>0$ Figure3.2(a). Pour un mauvais mouillement le liquide descend Figure3.2(b).

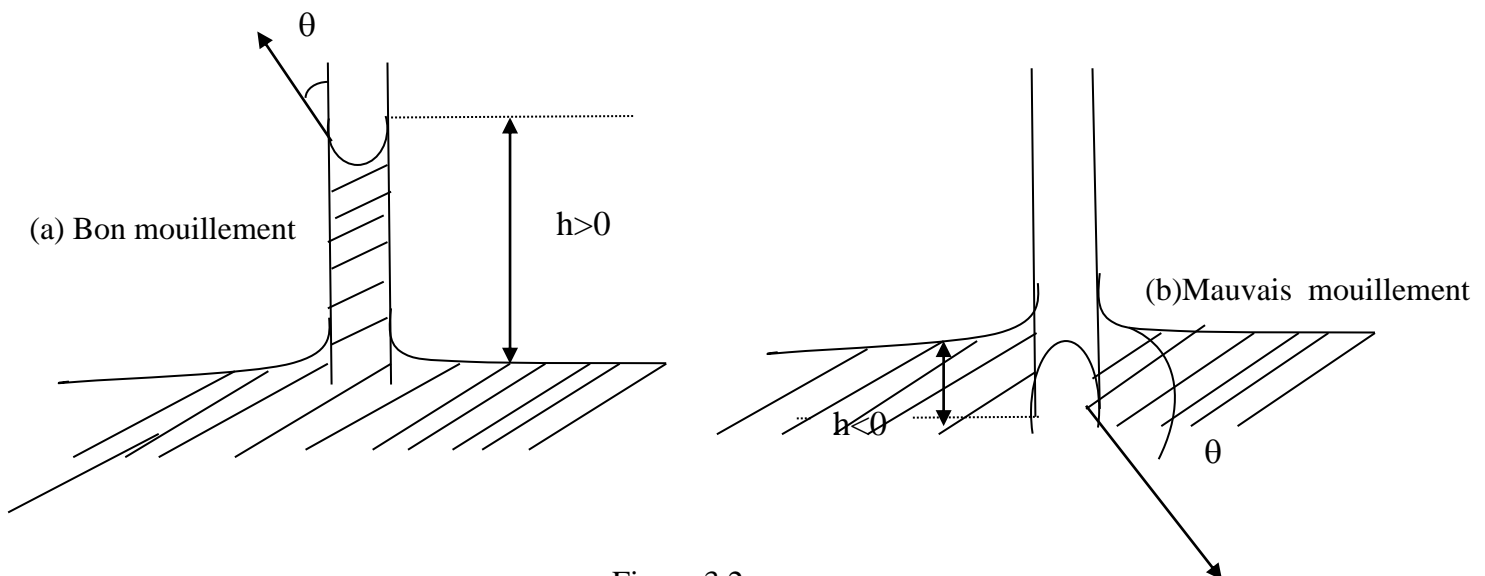


Figure 3.2

La dénivellation h est d'autant plus grande que le rayon ou ménisque est faible

Soit ΔF l'attraction exercée par le tube sur le liquide intérieur

$$\Delta F = 2 \pi r \sigma \cos\theta$$

L'équilibre s'établira lorsque l'attraction et le poids de la colonne se compense

Le poids du liquide dans la colonne

$$P = h \pi r^2 \rho g$$

g : intensité de la pesanteur

h : la hauteur en négligeant les ménisques

ρ : masse volumique du liquide

$h \pi r^2$: volume de la colonne liquide

En égalant les deux équations $\Delta F = P$ on aura :

$$\sigma \cos(\theta) = \frac{h r \rho g}{2} \quad \text{C'est la loi de Jurin}$$

2-3 Mesure de la tension superficielle (Méthode du capillaire)

En appliquant la loi de Jurin, on déduit une valeur de σ de la mesure de la dénivellation h et de la connaissance des autres paramètres.

3- Force de tension superficielle (Interfaces liquide-Gaz) :

Soit une molécule (A) à l'intérieur du liquide. Elle est entourée de tous les côtés par d'autres molécules. Si on néglige l'influence de l'agitation thermique, la résultante des forces d'attraction subies par la molécule (A) est en moyenne nulle puisque toutes les directions sont

équivalentes $\sum \vec{F} \equiv \vec{0}$

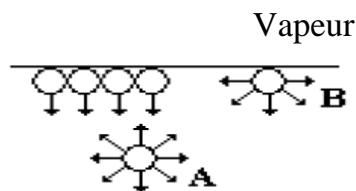


Figure 3.3

Pour une autre molécule (B) Figure 3.3 qui se trouve à la surface du liquide, si on néglige l'attraction des molécules gazeuses, cette molécule est attirée en moyenne vers l'intérieur perpendiculairement à la surface par les molécules liquides voisines. Il en est de même de toutes les molécules superficielles qui forment ainsi une sorte de pellicule tendue qui comprime l'intérieur du liquide. Pour amener la molécule (A) à la surface, c'est-à-dire augmenter la surface, il faut fournir une énergie nécessaire pour faire passer une molécule de la phase liquide à la phase vapeur, qu'on appelle l'énergie superficielle et elle est directement liée aux forces intermoléculaires

Toute augmentation de surface (ΔS) nécessite une énergie extérieure (ΔE), tel que $\Delta W = \Delta E = \sigma \Delta S$

Le coefficient de proportionnalité σ , toujours positif, est appelé *tension superficielle*. Son unité est : N/m ou bien J/m²

Une autre définition est toujours utilisée, elle consiste à représenter σ comme une force (F) tangente à la surface.

Quelques mesures de tension superficielle

Liquides (20°C)	σ (dynes/cm)
H ₂ O	72,8
Glycérine	60
Glycol	46
Benzène	28.5

Les métaux fondus ont des tensions superficielles de l'ordre de 500 dynes/cm. Le phénomène de tension superficielle liquide-gaz va créer une surpression à l'intérieur d'une goutte ou d'une colonne.

3-1 La surpression à l'intérieur d'une goutte :

Considérons une goutte sphérique figure 3.4, la membrane qui l'entoure exerce à l'intérieur une surpression δp

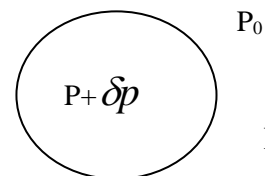


Figure 3.4

P_0 : pression atmosphérique extérieur à la goutte
 $= 1.013 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2$ (pascals)

P : pression intérieure.

Pour calculer δp , il faut augmenter le volume de la goutte qui passe du rayon r au rayon $r + \Delta r$, donc il faut fournir une énergie extérieure, ΔE

Le travail fourni au système est $\Delta W = \frac{\delta F}{S} S \Delta x = \delta p \Delta V$

$$\Delta W = \delta p \Delta V = \delta p \Delta \left(\frac{4}{3} \pi r^3 \right) = \delta p 4\pi r^2 \Delta r \quad -1-$$

Ce travail augmente la surface de la goutte donc :

$$\Delta W = \sigma \Delta S = \sigma \Delta (4\pi r^2) = \sigma 8\pi r \Delta r \quad -2-$$

En égalisant entre -1- et -2- nous obtenons :

$$P - P_0 = \delta p = \frac{2\sigma}{r} \quad \text{Loi de Laplace pour une goutte.}$$

La loi de Laplace est une relation qui lie la différence de pression entre les 2 faces d'une membrane élastique ou d'un film liquide à la tension superficielle σ .

3-2 Surpression à l'intérieur d'une bulle de savon :

Soit une bulle de savon constituée par deux membranes intérieure de rayon r et extérieure de rayon $r + \delta r$ Figure 3.5

σ la tension superficielle de la solution de savon

r : rayon de la membrane intérieure

$r + \delta r$ rayon de la membrane extérieure

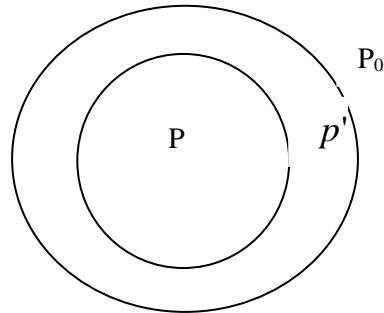


Figure 3.5

$$p - p' = \frac{2\sigma}{r} \quad \text{-1- surpression crée par la membrane intérieure}$$

$$p' - p_0 = \frac{2\sigma}{r + \delta r} \quad \text{-2- surpression crée par la membrane extérieure}$$

En ajoutant ces deux équations nous obtenons :

$$\delta p = p - p_0 = \frac{2\sigma}{r + \delta r} + \frac{2\sigma}{r} = \frac{4\sigma}{r} \quad \delta r \ll \ll \ll \ll \ll$$

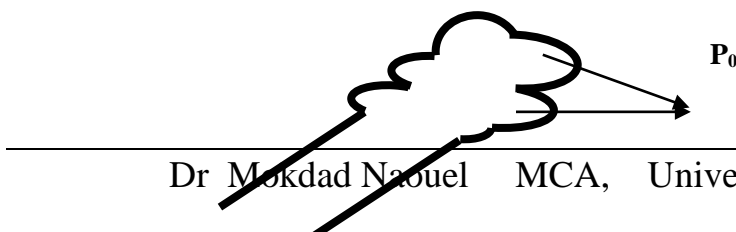
δp Surpression à l'intérieur de la bulle par rapport à l'extérieur. Donc la surpression dans une bulle de savon est 2 fois plus grande dans le cas d'une goutte.

3-3 Application en Biologie : la respiration chez les êtres vivants

La surface des poumons est augmentée par la présence des alvéoles. La dilatation des poumons requiert un travail considérable car la tension superficielle qui colle les membranes alvéolaires est élevée. Pour faciliter la ventilation, des surfactants réduisent la tension superficielle à la surface interne des alvéoles.

La présence de ces surfactants réduit le travail nécessaire à la dilatation des poumons : Lorsque l'alvéole se dilate, la concentration des surfactants par unité de surface diminue, la tension superficielle augmente. La résistance à la dilatation augmente et protège les alvéoles contre l'éclatement [1].

P_0 : Pression du liquide
 P_i : Pression à l'intérieure de l'alvéole



P_i
Alvéoles

Bronchiole

Figure 3.6 Fonction respiratoire chez les êtres vivants

[1] Kane/Sternheim Physique InterEditions

4- Adsorption :

l'adsorption est un phénomène de surface par lequel des atomes, des ions ou des molécules (adsorbats) se fixent sur une surface solide (adsorbant) depuis une phase gazeuse, liquide ou une solution solide

Exercices :

Exercice 1

Un cadre métallique carré de 5 cm de coté est déposé dans un bain de mazout. Pour séparer le cadre du liquide, il faut exercer une force de $7,32 \cdot 10^{-3} N$. Calculer la tension superficielle du mazout (on rappelle que pour séparer le cadre du liquide on crée deux surfaces).

Exercice 2

Un liquide a un coefficient de tension superficielle $\sigma = 25 \cdot 10^{-3} N \cdot m^{-1}$. Avec ce liquide, on souffle une bulle de savon de rayon $r = 3 \text{ cm}$.

1. Calculer la surpression à l'intérieur de cette bulle.
2. Calculer le travail total dépensé pour souffler la bulle.

Exercice 3

1. Un liquide mouillant parfaitement le verre et de masse volumique $\rho = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot m^{-3}$, s'élève à une hauteur moyenne $h = 1,5 \text{ cm}$ dans un tube capillaire en verre, vertical et de diamètre intérieur $d = 1 \text{ mm}$. Calculer le coefficient de tension superficielle du liquide.
2. Quelle est la hauteur atteinte dans le même tube capillaire, s'il est plongé verticalement dans le mercure. On donne : $\sigma_{Hg} = 500 \cdot 10^{-3} N/m$, $\rho_{Hg} = 13600 \text{ kg} \cdot m^{-3}$, $\theta = 135^\circ$.

Exercice 4

Soit un tube de diamètre intérieur d plongeant verticalement dans un liquide de tension superficielle σ et de masse volumique ρ . On suppose la mouillabilité parfaite et on désigne par h la dénivellation du liquide dans le tube.

Avec l'eau, on trouve $h_0 = 92,3 \text{ mm}$. On donne : $\rho_0 = 0,9973 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot m^{-3}$, $\sigma_0 = 71,93 \cdot 10^{-3} N \cdot m^{-1}$. Pour le benzène, on trouve $h = 42,4 \text{ mm}$. En déduire le coefficient de tension superficielle du benzène sachant que sa masse volumique ρ a pour valeur $0,8840 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot m^{-3}$.

Exercices supplémentaires

Exercice 1

1. Calculer la surpression dans une goutte d'eau de 1 mm de rayon ($\sigma = 73,6 \text{ mN/m}$).
2. Calculer la surpression dans une bulle de savon de 1 cm de rayon ($\sigma = 30 \text{ mN/m}$).

Exercice 2

Une bille métallique de rayon r et de masse volumique $\rho_m = 7900 \text{ kg.m}^{-3}$ flotte sur l'eau ($\sigma = 70 \text{ mN/m}$ et $\rho = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$). Quelle est la valeur de r si le liquide est en contact avec la sphère le long d'un cercle méridien ?

Rep : $r = 1.228 \text{ mm}$

Exercice 3

Dans le domaine végétal, la montée de la sève est favorisée par le mouillage des parois intérieures des conduits de circulation. La hauteur d'ascension h s'obtient par l'application de la loi de Jurin.

1. Démontrer la loi de Jurin sur l'ascension capillaire.
2. Calculer la hauteur h pour un rayon de l'ordre de $10 \mu\text{m}$, l'angle de contact θ étant nul. On donne : $\sigma = 70 \text{ mN/m}$ et $\rho = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$.

Rep : $h \approx 1.4 \text{ m}$

Exercice 4

Un tube capillaire a été étalonné à 20°C avec de l'eau qui s'est élevée de $8,31 \text{ cm}$ pour que l'équilibre soit atteint ($\theta = 0^\circ$). Avec le même capillaire, un échantillon de mercure s'est abaissé de $3,67 \text{ cm}$. = 13595 Kg/m^3

- a) Sachant que $\sigma_{\text{eau}} = 73.10^{-3} \text{ N/m}$, évaluer σ_{mercure} pour le mercure ($\theta = 180^\circ$),
- b) Quel est le diamètre du capillaire utilisé ?

Exercice n°5

1. En fin d'expiration, la surface totale des alvéoles pulmonaire est 75 m^2 . Leur volume est de 3 l . calculer le rayon moyen d'une alvéole et le nombre total d'alvéoles si on les considère comme ayant une forme sphérique.
2. Lors de l'inspiration, le volume pulmonaire augment de 1.5 l . Calculer l'augmentation de surfaces des alvéoles.
3. La surface alvéolaire est recouverte d'un film lipidique dont la tension superficielle est de 20 mN/m . Calculer l'énergie nécessaire à l'augmentation de la surface des alvéoles lors de l'inspiration.
4. La tension superficielle de la surface alvéolaire étant devenue égale à 50 mN/m du fait de circonstances pathologiques, calculer l'énergie nécessaire à l'inspiration dans ce cas.

Rep : 1. $r = 0.12 \text{ mm}$, $n = 4.14 \cdot 10^8$ alvéoles; 2. $\Delta S = 23 \text{ m}^2$; 3. $W = 0.46 \text{ J}$; 4. 1.15 J .

Corrigés

Exercice 1 :

Force d'arrachement : $F_a = 7.32 \cdot 10^{-3} \text{ N}$

$F_s = \sigma \cdot 2L = \sigma \cdot 2 \times 4a$ (2: deux surfaces créées)

Lorsque F_a est légèrement supérieure à la force de tension superficielle F_s il y aura

séparation. $F_a = F_s \rightarrow \sigma = \frac{F_a}{8a} = \frac{7.32 \cdot 10^{-3}}{8 \cdot 5 \cdot 10^{-2}} = 8.5 \cdot 10^{-3} \text{ N/m}$

Exercice 2

1) $\Delta p = \frac{4\sigma}{r} = \frac{4 \cdot 25 \cdot 10^{-3}}{4 \cdot 10^{-2}} = 3.33 \text{ N/m}$

2) $\Delta W = \sigma \Delta S = \sigma \cdot 2(4\pi r^2) = 8\pi r^2 = 8\pi \cdot 25 \cdot 10^{-3} (3 \cdot 10^{-2})^2$

$\Delta W = 5.652 \cdot 10^{-4} \text{ J}$

Exercice 3

La loi de Jurin $\sigma \cos(\theta) = \frac{hr\rho g}{2}$

Dans le cas d'un bon mouillement $\theta = 0$

1- $\sigma = \frac{hr\rho g}{2} = 38.62 \cdot 10^{-3} \text{ N/m}$

2- $h = \frac{4\sigma \cos\theta}{d\rho g} = \frac{4 \cdot 38.62 \cdot 10^{-3} \cdot \cos(155)}{10^{-3} \cdot 13600 \cdot 9.81} = -0.0106 \text{ m} = -10.60 \text{ mm}$

Exercice 4

Pour eau $h_0 = \frac{2\sigma_0}{\rho_0 g r}$

Pour benzène $h = \frac{2\sigma}{\rho g r} \rightarrow \sigma = \sigma_0 \frac{h}{\rho_0} \frac{\rho_0}{\rho} = 29.375 \cdot 10^{-3} \text{ N/m}$

Chapitre IV : phénomène de diffusion :

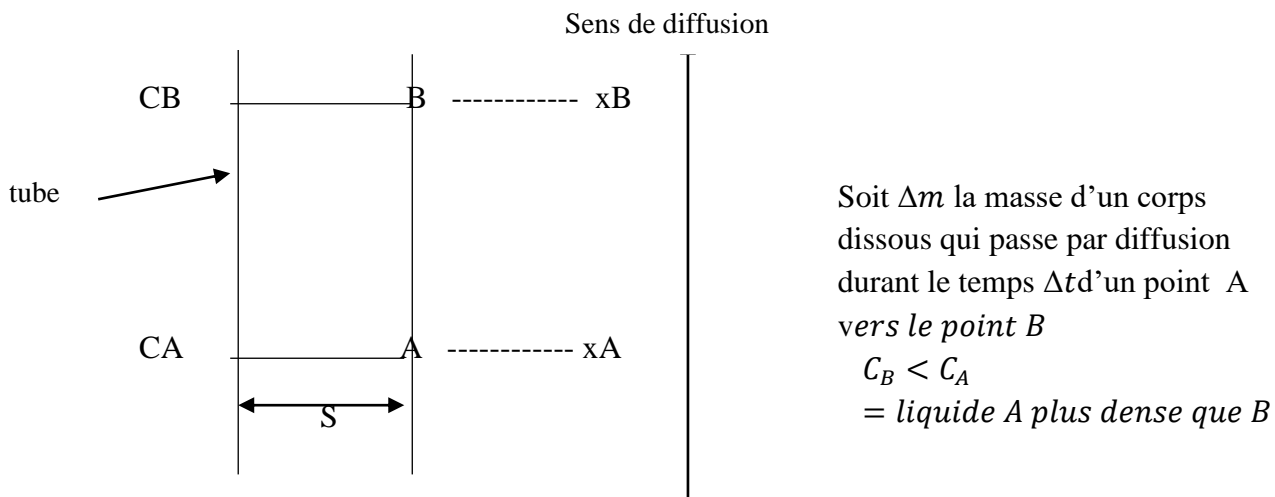
1- Diffusion :

Si on mélange 2 liquides différents (si possible de couleurs différentes) et miscibles , après un temps très court , on remarque que le mélange devient homogène (liquides se mélangent) pour 3 causes :

- Les agitations mécaniques, vibrations, etc
- Les différences de température des 2 liquides qui entraînent un mouvement de convection (les molécules du fluide chaud sont remplacées par de nouvelles molécules à plus basse température).
- L'agitation thermique des molécules.

Donc on appelle diffusion le mélange qui est dû exclusivement à l'agitation thermique phénomène de migration libre de molécules parmi d'autres c'est-à-dire que ces molécules se propagent de façon homogène dans tout l'espace qui leur est offert

1-1 Formule de Fick : Loi qui régit le phénomène de diffusion



S : Section du tube

Figure 4.1

La loi de Fick s'écrit :

$$\Delta m = -D \frac{C_B - C_A}{x_B - x_A} \Delta t S$$

Si A et B soit très proches, on a une différentielle

$$\frac{\Delta m}{\Delta t} = -D \frac{\Delta C}{\Delta x} S \Rightarrow \Delta m = -D S \frac{\Delta C}{\Delta x} \Delta t = -D \frac{\Delta C}{\Delta x} S \Delta t$$

$\frac{\Delta C}{\Delta x}$: Gradient de concentration négatif ($\Delta C < 0$, $\Delta x > 0$)

S : Section du tube ou surface de diffusion (m^2 ou cm^2)

D : Coefficient de diffusion qui ne dépend pas de la nature du solvant ni de la nature du soluté . Unité du coefficient de diffusion ($\frac{m^2}{s}$ ou bien $\frac{cm^2}{s}$)

$\frac{\Delta m}{\Delta t}$: Débit de diffusion ou masse de soluté qui s'est déplacée pendant le temps Δt du point x_A de concentration pondérale C_A au point x_B de concentration pondérale C_B .

On peut aussi avoir le nombre de moles qui diffusent (au lieu la masse de molécules) par unité de temps

$$\frac{\Delta n}{\Delta t} (\Phi: \text{flux molaire de diffusion}) \frac{\Delta n}{\Delta t} = -D S \frac{\Delta c^M}{\Delta x}$$

Le coefficient de diffusion D dépend des conditions expérimentales de la diffusion la température, la nature du soluté et la nature du solvant

$$D = \frac{k_B T}{f}$$

Où le k_B est la constante de Boltzmann ($1,38 \cdot 10^{-23} J K^{-1}$), T : Température en K°

f : coefficient de friction qui est défini de la façon suivante ; si la particule se déplace à la vitesse v dans le milieu liquide, elle doit vaincre une force de frottement F proportionnelle à v
 $F = f v$

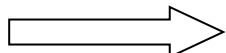
Dans le cas particulier où la particule est sphérique de rayon r on peut montrer (loi de Stokes) que $F = 6 \pi \eta r v$ c'est-à-dire que $f = 6 \pi \eta r$

D est proportionnel à la température T . Si la température et le coefficient de diffusion augmentent alors $\frac{\Delta n}{\Delta t}$ augmente.

Considérons deux solutés de rayons r_1 et r_2 qui diffusent dans deux milieux de viscosité η_1 et η_2 et deux températures T_1 et T_2 respectivement.

Nous avons :

$$D_1 = \frac{k T_1}{6 \pi \eta_1 r_1} , \quad D_2 = \frac{k T_2}{6 \pi \eta_2 r_2} \quad \text{donc} \quad \frac{D_2}{D_1} = \frac{T_2}{T_1} \frac{\eta_2}{\eta_1} \frac{r_1}{r_2}$$


$$D_2 = \frac{T_2}{T_1} \frac{\eta_2}{\eta_1} \frac{r_1}{r_2} D_1$$

On prend le cas de deux soluté 1 et 2 qui sont différents mais diffusent dans les mêmes conditions expérimentales ($\eta_1 = \eta_2$, $T_1 = T_2$) donc

$$D_2 = \frac{r_1}{r_2} D_1$$

Considérons dans ce cas particulier que la densité volumique des molécules de soluté 1 est égale à celle du 2^{ème} soluté ($\rho_1 \approx \rho_2$).

On a $\rho = \frac{m}{V}$ avec $V = \frac{4}{3} \pi r^3$ (V : volume d'une molécule sphérique)

$$\text{Avec } M = N m \implies \rho = \frac{m}{V} = \frac{m}{\frac{4}{3} \pi r^3} \implies r = \sqrt[3]{\frac{M}{\frac{4}{3} \pi N \rho}}$$

Nous obtenons alors pour les deux solutés $\frac{r_1}{r_2} = \sqrt[3]{\frac{M_1}{M_2}}$ car ($\rho_1 \approx \rho_2$).

Nous avons alors pour deux solutés de masses molaires M_1 et M_2 diffusant dans les mêmes conditions expérimentales, le coefficient de diffusion D_2 est donné par cette formule :

$$D_2 = \sqrt[3]{\frac{M_1}{M_2}} D_1$$

1-2 Expression mathématique complète de la loi de Fick (la 2^{ème} loi de Fick) :

Il faut remplacer l'accroissement finis Δm et Δt par les différentielles, autrement dit les rapports par les dérivées :

$$dm = -D \frac{\partial C}{\partial x} S dt \implies dm = J S dt \quad \text{avec } J = -D \frac{\partial C}{\partial x}$$

On emploie des ∂ ronds pour le gradient de concentration, car il s'agit d'une dérivée partielle, C étant fonction de 2 variables x et t .

Soit l'élément de volume $dV = S dx$

Le nombre de moles qui rentrent pendant dt

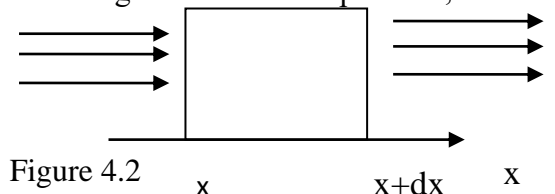


Figure 4.2

$$dn_1 = J_x S dt$$

Le nombre de moles qui sortent pendant dt

$$dn_2 = J_{x+dx} S dt$$

Le nombre de moles contenues dans l'élément de volume dV est dn

$$dn = dn_1 - dn_2 = dC S dx = J_x S dt - J_{x+dx} S dt$$

$$dn = -(J_{x+dx} S dt - J_x S dt) = -dJ S dt \quad \text{avec } c = \frac{n}{V}$$

donc on obtient $dC dx = -dJ dt \implies \frac{dC}{dt} = -\frac{dJ}{dx}$

$\implies \frac{\partial C}{\partial t} = -\frac{\partial J}{\partial x} \quad \text{avec } J = -D \frac{\partial C}{\partial x}$

$\implies \frac{\partial C}{\partial t} = D \frac{\partial^2 C}{\partial x^2} \quad \text{La 2^{ème} loi de Fick}$

Dans le cas particulier ou $\frac{\partial C}{\partial t} = 0$ (régime stationnaire)

La 2^{ème} loi de Fick implique que $\frac{\partial^2 C}{\partial x^2} = 0 \implies C(x) = Ax + B$

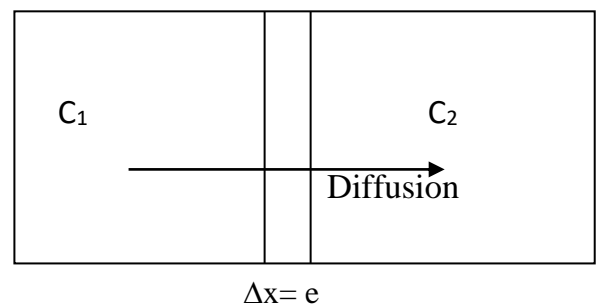
Où A et B sont des constantes. Dans le cas particulier où le régime est stationnaire la variation C avec x c'est une droite.

1-3 Diffusion à travers une membrane :

On considère que $C_1 > C_2$ avec

$$C(0) = C_1$$

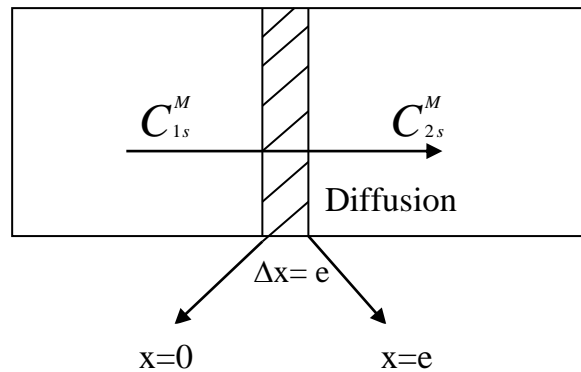
$$C(e) = C_2$$



On considère une membrane de surface S et d'épaisseur e parcourue par des pores dont la surface totale est notée par Sp. Cette membrane sépare deux milieux dont les concentrations molaires sont respectivement C_{1s}^M et C_{2s}^M .

La membrane laisse diffuser les molécules de solutés. En supposant que $C_{1s}^M > C_{2s}^M$ la diffusion se fait de 1 vers 2.

On propose de trouver le forme de la concentration à l'intérieur de la membrane. Si l'on suppose que le régime de diffusion est stationnaire et que les concentrations C_{1s}^M et C_{2s}^M sont maintenues constantes de part et d'autre de la membrane pendant la diffusion.



On cherche la forme de C^M à l'intérieur de la membrane, on considère que le régime est stationnaire :

$$\frac{\partial C^M}{\partial t} = 0 \quad -1-$$

La 2^{ème} loi de Fick : $\frac{\partial C^M}{\partial t} = D \frac{\partial^2 C}{\partial x^2} \quad -2-$ $\implies \frac{\partial^2 C}{\partial x^2} = 0$

$\implies C(x) = A x + B \quad -3-$

En utilisant les conditions aux limites :

$$x=0, \quad C^M(x) = C^M(0) = C_1^M$$

$$x=e, \quad C^M(x) = C^M(e) = C_2^M$$

En utilisant ces conditions aux limites nous obtenons les constantes A et B.

$$A = \frac{C_2^M - C_1^M}{e}, \quad B = C_1^M$$

En remplaçant A et B dans l'équation 3 on obtient :

$$C^M(x) = \frac{C_2^M - C_1^M}{e} x + C_1^M$$

A est exprimé en mol/m⁴ et sa valeur est négative, B est exprimé en mol/m³

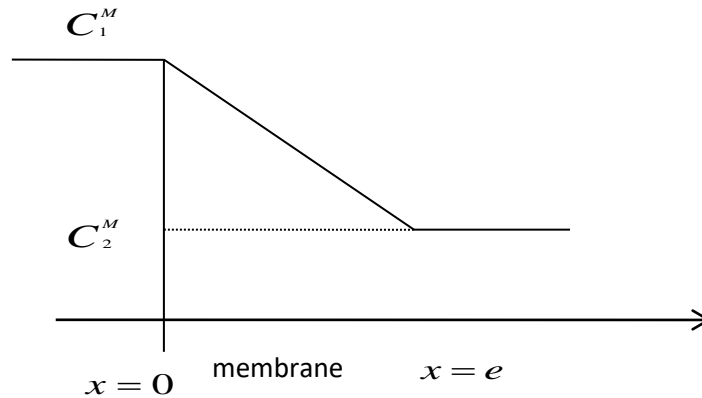


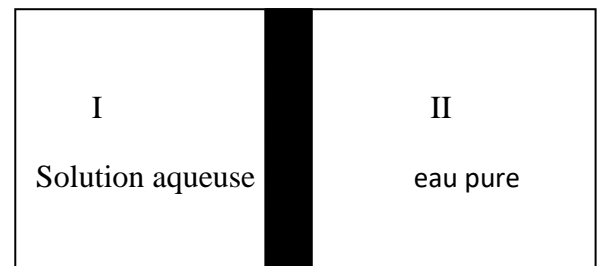
Figure 4.3 : Variation de la concentration à l'intérieure de la membrane
à l'intérieure de la membrane $C(x)$ est une droite à pente négative.

2-Phénomène d'osmose et pression osmotique :

2-1 Définition :

Soit deux compartiments séparés par une membrane sélective et hémiperméable (semi perméable) Figure 4.4, perméable qu'à l'eau.

- Le compartiment I contient une solution Aqueuse d'un corps qui ne peut pas traverser La membrane.
- Le compartiment II contient de l'eau pure.



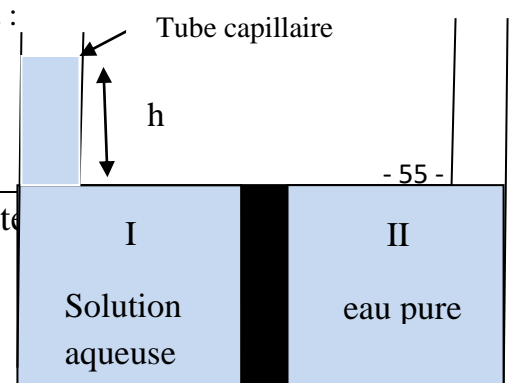
Donc le système n'est pas en équilibre car toute l'eau diffuse de II vers I (compartiment II se vide totalement)

Ce passage de solvant pur à travers une membrane hémiperméable est appelé osmose de la solution la moins concentrée vers la solution la plus concentrée.

2-2 Pression osmotique

Pour mesurer la pression provoquant le flux d'eau, on réalise l'expérience dans l'osmomètre de Dutrochet figure 4.5 ou le montage suivant :

L'ascension du liquide dans le compartiment



Contenant la solution provoque une surpression

Hydrostatique qui s'oppose à la pression qui

fait diffuser l'eau.

Figure 4.5

A l'équilibre la pression hydrostatique qui équilibrant la diffusion de l'eau vers la solution est appelée pression osmotique. C'est-à-dire que le flux de solvant produit un déséquilibre. Donc pour avoir l'équilibre on exerce sur la solution une pression hydrostatique suffisante.

Définition : la pression osmotique d'une solution est la pression qu'il faut exercer sur la solution pour empêcher son solvant pur de traverser la membrane qui sépare les 2 phases.

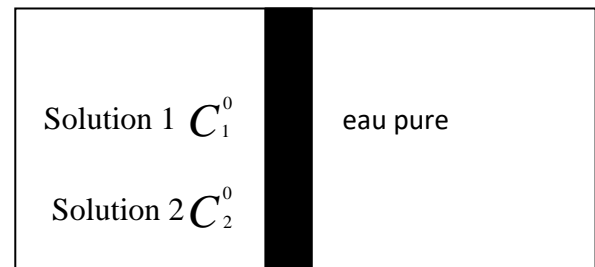
Elle est donnée par la loi de van 't Hoff

$$\pi = \rho g h = C^0 R T$$

h : dénivellation (m), g : pesanteur = 9.81 m/s², ρ : masse volumique, R : constante des gaz parfaits = 8.314 J K⁻¹ mol⁻¹, T : température absolue en Kelvin, C⁰ : concentration osmolaire = i C^M (osmole/l) et π pression osmotique pascals (N/m²).

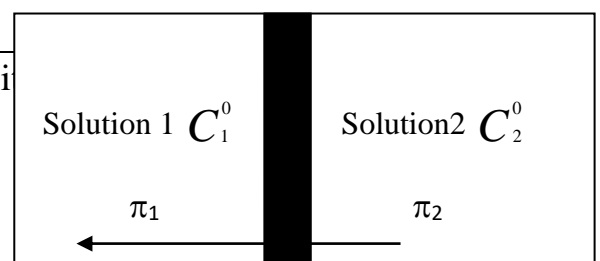
- Dans le cas de deux solutions aqueuses opposées à de l'eau pure à travers une membrane hémiperméable \Rightarrow la pression osmotique est égale à la somme des pressions osmotiques $\pi = \pi_1 + \pi_2$

$$\pi = R T (C_1^0 + C_2^0)$$



Si deux solutions de concentrations C₁ et C₂ sont séparées par une membrane hémiperméable, le solvant diffuse de la solution la moins concentrée appelée solution hypotonique vers la plus concentrée solution hypertonique. Dans ce cas la pression osmotique est égale à la différence de pression osmotique

$$\pi = R T (C_1^0 - C_2^0)$$



Deux solutions sont iso-omotique si par rapport à une membrane hémiperméable parfaite est opposée à un solvant pur, elles ont même pression osmotique, Donc même concentration osmolaires.

$$\pi_1 = \pi_2 \Leftrightarrow RT C_1^0 = RT C_2^0 \Leftrightarrow C_1^0 = C_2^0$$

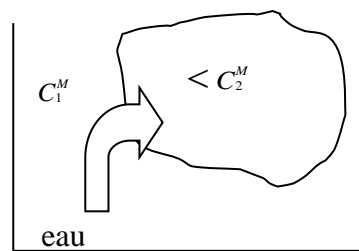
Sens de diffusion de solvant Avec $C_1^0 > C_2^0$

Iso-osmolaire et membrane hémiperméable \Leftrightarrow iso-omotique même pression osmotique.

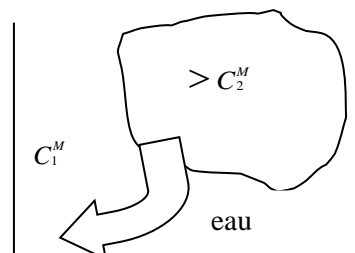
2-3 Applications biologiques :

Cas des membranes des cellules (globules rouges) hématies qui séparent le milieu extracellulaire et le milieu intracellulaire.

- Si le milieu externe est hypotonique (moins concentré), l'eau pénètre dans les cellules et les fait gonfler phénomène de turgescence. $C_1^M < C_2^M$



- Si le milieu externe est hypertonique (plus concentré), la cellule perd toute son eau et se rétracte (plasmolyse) $C_1^M > C_2^M$



3- Perméabilité :

On définit la porosité de la membrane qui est le rapport de la surface totale des pores S_p à sa surface.

$$\varepsilon_0 = \frac{S_p}{S} < 1$$

La première loi de Fick s'exprime en fonction de S et S_p

$$\frac{dn}{dt} = -D \varepsilon_0 S \frac{C_2^M - C_1^M}{e} \quad \longrightarrow \quad \frac{dn}{dt} = -D \frac{\varepsilon_0 S}{e} \Delta C^M$$

$\Delta C^M = C_2^M - C_1^M$, la quantité $\frac{\varepsilon_0 S}{e}$ est appelé la perméabilité de la membrane elle est notée P_e qui est homogène à une vitesse. Donc la 1^{ère} loi de Fick s'écrit de la manière suivante en fonction de la perméabilité $\frac{dn}{dt} = -P_e S \Delta C^M$

Exercices :

Exercice 1 :

1- Montrer, pour des particules sphériques, que le coefficient de diffusion est inversement proportionnel à la racine cubique de la masse molaire ?

Biophysique ; Cours et Exercices corrigés, 2^{ème} année Licence Biologie

2- Le Coefficient de diffusion du lactose est de $4,8 \cdot 10^{-6} \text{ cm}^2 \cdot \text{s}^{-1}$ et sa masse molaire est de 342 g. Calculer le coefficient de diffusion de l'urée si sa masse molaire est de 60 g.

3- Pour épurer de l'urée dans un système à deux compartiments séparés par une membrane, il faut que le diamètre des molécules soit inférieur au diamètre des pores de la membrane. Calculer sa valeur minimale. (Sachant que $\eta = 10^{-2}$ poise et $T = 37^\circ$)

4- Soit une solution d'hémoglobine de concentration $3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$ qui diffuse à travers une membrane de surface diffusante $S = 600 \text{ mm}^2$ jusqu'à une concentration de $7 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$. On donne $D_{\text{hémoglobine}} = 6,9 \cdot 10^{-7} \text{ cm}^2/\text{s}$ et $M_{\text{hémoglobine}} = 68 \text{ Kg/mol}$. Déterminer la masse d'hémoglobine en microgrammes qui s'est déplacée de 2 cm pendant 5 minutes.

On donne la constante de Boltzmann $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$

Exercice 2 :

Soit une membrane poreuse qui sépare deux compartiments contenant du saccharose avec comme concentration 0,5 et 0,2 mol/l. Ces concentrations sont maintenues constantes au cours de la diffusion des molécules de saccharose à travers la membrane. On suppose le régime permanent (stationnaire) établi.

- Quel est le sens de la densité de courant de diffusion J ?
- Trouver le coefficient de diffusion du saccharose.
- Etablir la loi de variation de la concentration à l'intérieur de la membrane.
- Quelle est la valeur de la densité du courant de saccharose à 25°C ?
- Quel serait le flux molaire de saccharose à 0°C ?

On donne: Le flux molaire du saccharose $\phi_s = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$ à 25°C .

Surface totale des pores de la membrane $S_p = 0,05 \text{ m}^2$.

Epaisseur de la membrane $h = 10 \mu\text{m}$

Travail personnel

Exercice 1 :

Biophysique ; Cours et Exercices corrigés, 2^{ème} année Licence Biologie

A 25°C ; les mobilités des anions et des cations d'une solution de NH_4NO_3 qui se dissocie totalement en ions NH_4^+ et NO_3^- sont respectivement $\mu_+ = 7,6 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2\text{s}^{-1}\text{V}^{-1}$ et $\mu_- = -7,4 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2\text{s}^{-1}\text{V}^{-1}$

- 1- Calculer les coefficients de friction et de diffusion des cations et des anions?
- 2- On suppose que ces deux ions sont sphériques, calculer le rayon des cations et des anions?

Exercice2:

Un récipient est séparé par une membrane diffusante (de surface $S=200\text{cm}^2$ et d'épaisseur 0,12mm) en deux compartiments de volume $V_1= 1,6\text{l}$ et $V_2= 1,4 \text{ l}$ contenant 0,5mole d'urée et 0,8 mole de glucose respectivement.

- 1- Déterminer le flux molaire initial d'urée et de glucose en mol/s. Sachant que le coefficient de diffusion de l'urée à la membrane est $D_u= 10^{-9} \text{ m}^2/\text{s}$,
On donne $M_{\text{urée}}=60 \text{ g/mol}$ et $M_{\text{glucose}}= 180 \text{ g/mol}$
- 2- Quelle est à l'équilibre la concentration massique de l'urée?

Corrigés :

Exercice 1 :

$$1- D = \frac{cst}{\sqrt[3]{M}}$$

$$D = \frac{k T}{f}, \text{ avec } f = 6 \pi \eta r \longrightarrow D = \frac{k T}{6 \pi \eta r} \quad -1-$$

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad M = N m; \quad V = \frac{4\pi}{3} r^3$$

$$m = \rho V = \rho \frac{4\pi}{3} r^3 \longrightarrow \frac{M}{N} = \rho V = \rho \frac{4\pi}{3} r^3$$

$$\longrightarrow r = \sqrt[3]{\frac{3 M}{N \rho 4\pi}} \quad -2-$$

En remplaçant -2- dans -1- nous obtenons

$$D = \frac{k T}{6 \pi \eta} \sqrt{\frac{N \rho 4\pi}{3}} \frac{1}{\sqrt[3]{M}}$$

$$\text{Donc } cst = \frac{k T}{6 \pi \eta} \sqrt{\frac{N \rho 4\pi}{3}} \longrightarrow D = \frac{cst}{\sqrt[3]{M}}$$

$$2- \frac{D_1}{D_2} = \sqrt[3]{\frac{M_2}{M_1}} \longrightarrow D_2 = D_1 \sqrt[3]{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$D_2 = 4,8 \cdot 10^{-6} \sqrt[3]{\frac{342}{60}} = 8,57 \cdot 10^{-6} \text{ cm}^2 / \text{s}$$

3-La valeur minimale des pores de la membrane c'est la valeur du diamètre des molécules

$$D_{urée} = \frac{k T}{6 \pi \eta r_{urée}} \longrightarrow r_{urée} = \frac{k T}{6 \pi \eta D_{urée}} = \frac{1,38 \cdot 10^{-23} \cdot 310}{6 \pi \cdot 10^{-3} \cdot 8,57 \cdot 10^{-10}}$$

$$r_{urée} = 2,64 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

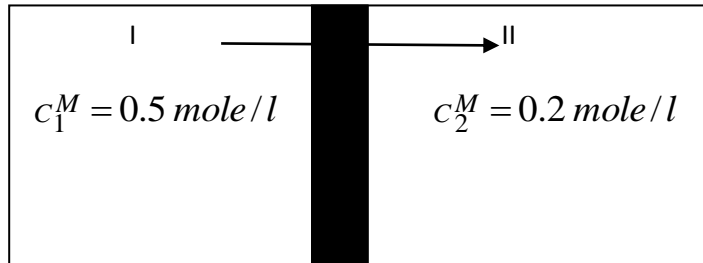
Diamètre des pores = $2 r_{urée} = 5,29 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

$$3- \frac{\Delta m}{\Delta t} = -D S \frac{\Delta C}{\Delta x} = -D S \frac{C_2^P - C_1^P}{\Delta x}$$

$$\Delta m = \frac{-6.9 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{-4} \cdot 600 \cdot 10^{-6} \cdot (7 \cdot 10^{-5} - 3 \cdot 10^{-4}) \cdot 10^3 \cdot 68}{2 \cdot 10^{-2} \cdot 5 \cdot 60} = 9,71 \cdot 10^{-9} \text{ kg}$$

$$\Delta m = 9,71 \mu\text{g}$$

Exercice 2 :



1- Le sens de diffusion de I vers II du plus concentré vers le moins concentré

$$2- D_{sac} = \frac{k T}{6 \pi \eta r_{sac}}$$

$$\frac{\Delta n}{\Delta t} = -D_{sac} S_p \frac{\Delta C}{\Delta x} = -D_{sac} S_p \frac{(C_2 - C_1)}{h}$$

$$D_{sac} = -\left(\frac{\Delta n}{\Delta t}\right) \frac{h}{S_p (C_2 - C_1)} = \frac{1.2 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-5}}{0.05(0.2 - 0.5) \cdot 10^3}$$

$$D_{sac} = 0.08 \cdot 10^{-7} = 8 \cdot 10^{-9} \text{ m}^2 / \text{s}$$

La loi de variation de la concentration, on travail dans un régime permanent $\frac{\partial C}{\partial t} = 0$

$$\frac{\partial C}{\partial t} = D \frac{\partial^2 C}{\partial x^2} \quad , \text{ on obtient par conséquent } C(x) = A x + B$$

En utilisant les conditions aux limites $C(0)=C_1$ et $C(e)=C_2$ on trouve que $C(x)$ s'écrit de la manière suivante :

$$C(x) = \frac{C_2 - C_1}{h} x + C_1$$

$$C(x) = \frac{(0.2 - 0.5) \cdot 10^3}{10^{-5}} x + 0.5 \cdot 10^3 \quad \text{mol/m}^3$$

$$C(x) = -3 \cdot 10^7 x + 0.5 \cdot 10^3$$

Densité de courant :

$$J = -D_{sac} \frac{\partial C}{\partial x} = -0.08 \cdot 10^{-7} (-3 \cdot 10^7) = 0.24 \text{ mol / s m}$$

$$\Phi_n = -D S_p \frac{\Delta C}{\Delta x} = -\frac{k T}{6 \pi \eta r} S_p \frac{\Delta C}{\Delta x}$$

$$\frac{\Phi_1}{\Phi_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \longrightarrow \quad \Phi_2 = \Phi_1 \frac{T_1}{T_2} = 1,2 \cdot 10^{-2} \frac{(273)}{(273 + 25)} = 0.01099 \text{ mol / s}$$

Exercices :

Exercice 1 :

La remontée de la sève dans les arbres est le résultat de la pression osmotique exercée par la différence de concentration du sucre entre la sève au niveau des racines et l'eau de la terre. Sachant que 10 g de la masse de la sève est sous forme de sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$) dans un litre de la sève à la température de 27°C

- 1- Calculer la concentration du sucre dans la sève exprimée en mole/ litre.
- 2- Calculer la pression osmotique
- 3- La hauteur maximale atteinte par la sève au niveau de ces arbres.

.On donne : C=12 , H= 1, O=16 (g/mol) et $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mole}^{-1}$.

Exercice 2 :

Une membrane semi-perméable sépare deux solutions à 20 °C. La première contient 4 g de glucose de masse molaire 180 g/mol complètement dissocié dans 10 litre d'eau et l'autre contenant 9,5 g de $MgCl_2$ de masse molaire 95 g/mol dans un même volume d'eau dissocié à 50 %.

- Quel est le phénomène physique observé? Expliquer ?
- Quelle est la pression osmotique résultante exercée sur la membrane ?

Travail personnel

Exercice 1 :

Quelle est la hauteur d'ascension d'une solution aqueuse contenant 10^{-4} mol/l de protéinate de sodium $Na_{18}P$, de coefficient de dissociation $\alpha=0.25$, dans le tube d'un osmomètre de Dutrochet plongé dans un récipient contenant de l'eau pure à 30°C à l'équilibre. (On considèrera que la masse volumique de la solution est égale celle de l'eau et que la membrane de l'osmomètre est strictement hémiperméable).

Exercice 2 :

La membrane cellulaire des hématies est considérée pendant un temps assez court, comme imperméable à NaCl et au glucose, tandis qu'elle est perméable à l'urée. Sachant que l'osmolarité intracellulaire moyenne de l'hémacie est de $0.31 \text{ osmol l}^{-1}$, que peut-on prévoir si on plonge des hématies dans chacune des 7 solutions aqueuses suivantes :

NaCl	Glucose	urée
(1) 9.1 g/l	(2) 55.8 g/l	(7) 18.6 g/l
(3) 7.3 g/l	(4) 45 g/l	
(5) 11.7 g/l	(6) 72 g/l	

$M_{NaCl} = 58.5 \text{ g mol}^{-1}$, $M_{glucose}=180 \text{ g mol}^{-1}$, $M_{urée}= 60 \text{ g mol}^{-1}$

Corrigé :

Exercice 1 :

$$C^M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M V} = \frac{10}{(342)1} = 0.029 \text{ mole/l}$$

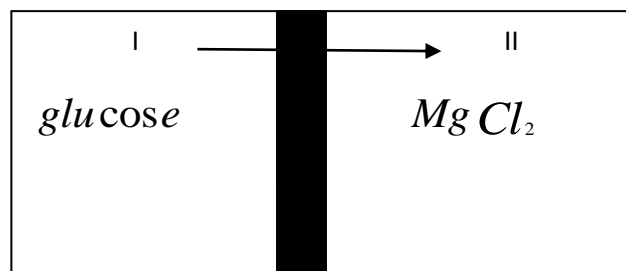
$$\pi = R T C^0$$

$$\pi = 8.314 \cdot 300 \cdot 0.029 \cdot 10^3 = 7.292 \cdot 10^4 \text{ pas}$$

$$\pi = \rho g h \Rightarrow h = \frac{\pi}{\rho g} = \frac{7.292 \cdot 10^4}{10^3 \cdot 9.81} = 7.43 \text{ m}$$

Exercice 2 :

Le phénomène observé est l'osmose car la membrane est sélective, elle ne permet que le passage des molécules d'eau.



$$\pi = R T (C_1^0 - C_2^0)$$

$$C_1^M = \frac{m_1}{M V} = \frac{4}{180 \cdot 10} = 0.0022 \text{ mole/l}$$

$$C_2^M = \frac{m_2}{M V} = \frac{9.5}{95 \cdot 10} = 0.01 \text{ mole/l}$$

Le glucose ne va pas se dissocier donc $\alpha=0$ et par conséquent :

$$C_1^0 = C_1^M = 0.0022 \text{ osmole/l}$$

$$C_2^0 = i C_2^M = (1 + \alpha(v - 1)) C_2^M \quad \Rightarrow$$

$$C_2^0 = i C_2^M = (1 + 0.5(3 - 1)) \cdot 0.01 = 0.02 \text{ osmole/l}$$

$$\pi = 8.314 \cdot 293 (0.02 - 0.0022) \cdot 10^3 = 4.3360 \cdot 10^4 \text{ pas}$$

Chapitre V : Etude de la viscosité :

1- Ecoulements laminaires et turbulents :

Un liquide est le siège de frottements internes. Si l'on met en mouvement une région d'un liquide on constate 2 choses :

- a- Ce mouvement se communique de proche en proche aux regions voisines
 - b- Qu'il s'affaiblit progressivement si l'on cesse de l'entretenir. Ces frottements liquidiens sont dus aux forces d'attractions de Van der Walls (attraction moléculaire) qui s'opposent aux mouvements relatifs des molécules voisines.
- Ces frottements internes des fluides sont appelés viscosité.

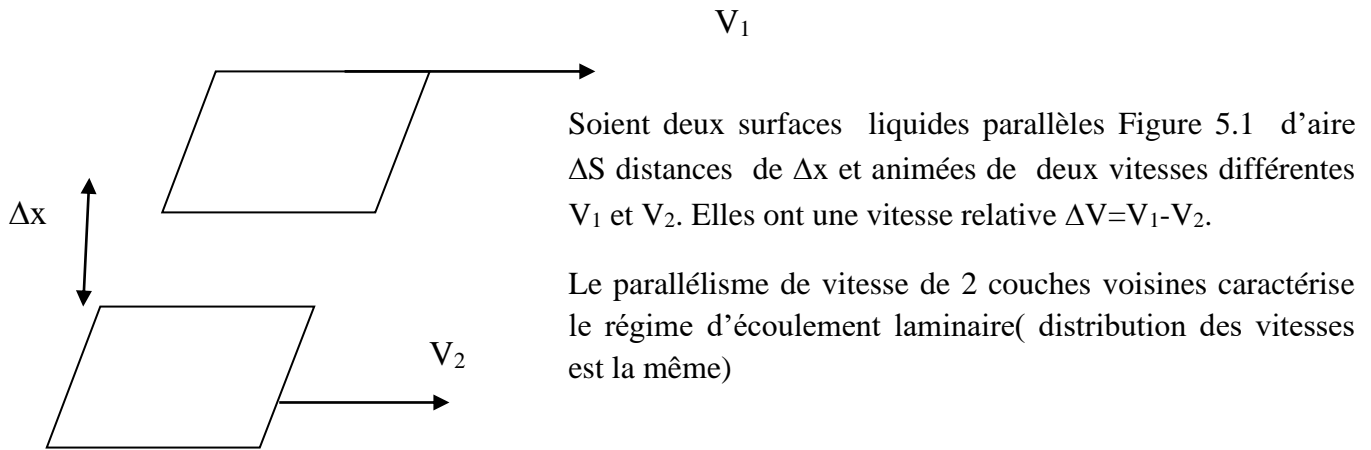


Figure 5.1

La force de viscosité est :

$$\Delta f = \eta \Delta S \frac{\Delta V}{\Delta x} \quad , \quad \frac{\Delta V}{\Delta x} \text{ est le gradient de vitesse}$$

η : le coefficient de viscosité du liquide.

La présence de la viscosité entraîne donc, lors de l'écoulement régulier d'un fluide dans un tube horizontal, une différence de pression entre les extrémités de ce tube :

C'est-à-dire qu'on observe une perte de charge. On constate que la pression diminue proportionnellement à la distance parcourue par le fluide. Lors de son écoulement un fluide peut présenter deux régimes d'écoulement : un écoulement laminaire ou un écoulement turbulent. La transition du régime laminaire au régime turbulent dépend d'un facteur le nombre de Reynolds Re .

$$R_e = \rho \frac{v D}{\eta}$$

R_e c'est un nombre sans dimension, ρ : masse volumique du fluide en kg/m^3 , v : vitesse d'écoulement en $m s^{-1}$, D : diamètre du tube en m

η : la viscosité du fluide en $kg m^{-1}s^{-1}$

La transition du régime laminaire au régime turbulent s'observe Figure 5.2 pour $R_e \approx R_{ec} = 2000$

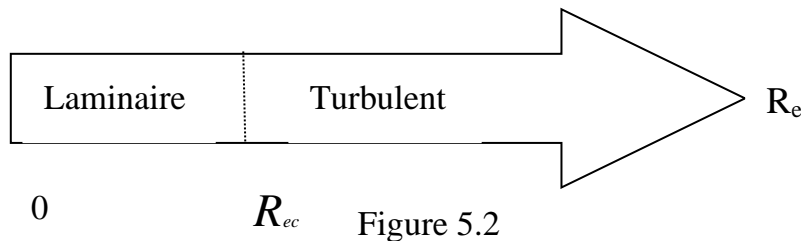
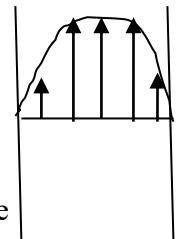


Figure 5.2

Si on prend un tube cylindrique suffisamment étroit (tube capillaire), le seul régime d'écoulement possible est un régime laminaire car les couches de fluide glissent les unes sur les autres sans se mélanger. La vitesse d'écoulement a une distribution parabolique, elle est nulle sur les parois et elle passe par un maximum au centre du tube.

Le débit volumique (volume par seconde) (m^3/s) dans ce tube est donnée par la formule de Poiseuille :

$$Q_v = \frac{\pi}{8\eta} \frac{\Delta P}{L} R^4 \quad \text{Régime laminaire, linéaire ou de Poiseuille)}$$



L: la longueur de tube, ΔP : Différence de pression entre l'entrée et la sortie du tube

R : rayon du tube

La vitesse moyenne est $\bar{V} = \frac{\Delta P R^2}{8 \eta L}$

$\frac{\Delta P}{L}$: Représente la perte de charge par unité de longueur

2- Résistance à l'écoulement et mesures de la viscosité

a- Résistance à l'écoulement :

On définit la résistance à l'écoulement par la grandeur R :

$$R = \frac{8 \eta L}{\pi R^4} = \frac{128 \eta L}{\pi D^4} \quad \text{Avec } D = 2 R \quad \text{et} \quad R = \frac{\Delta P}{Q_v}$$

Dans le cas d'un système de conduits en série, les résistances à l'écoulement s'ajoutent

$$R_T = \sum_{i=1}^n R_i = R_1 + R_2 + \dots \dots \dots$$

Dans le cas d'un système d'écoulement en parallèles la résistance totale à l'écoulement est donnée par :

$$\frac{1}{R_T} = \sum_{i=1}^n \frac{1}{R_i} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \dots$$

Application : modèle de la circulation pulmonaire :

- Le sang arrive par le cœur droit passe par les capillaires, en contact avec les alvéoles pulmonaires, et ressort par le cœur gauche Figure 5.3.

La circulation est constituée par différents réseaux :

Le réseaux artériel : Artère → Artérioles → capillaires

Le réseaux veineux : capillaires → veinules → veine.



Figure 5.3

b- Mesures de la viscosité :

Il y'a plusieurs méthodes de mesures de la viscosité parmi lesquelles :

- Viscosimètre d'ostwald(loi de poiseuille)
- Viscosimètre de Hoppler (Loi de stokes)
- Cylindre tournant de covelle.

On va détailler dans ce qui suit le viscosimètre de Hoppler :

On laisse tomber une sphère solide, en chute libre, entre 2 divisions de l'appareil rempli d'un liquide de viscosité connue η_0 et on mesure le temps de chute t_0 la distance parcourue $x_0 = v_0 t_0$ (mesurée) -1-

On recommence l'opération avec la même sphère dans un autre liquide de viscosité inconnue η_1 qui parcourt la même distance $x_1 = v_1 t_1$ tel que $x_1 = x_0$ -2-

-1- = -2- $\implies v_1 t_1 = v_0 t_0 \implies \frac{t_0}{t_1} = \frac{v_1}{v_0}$ -3-

En utilisant la loi de Stokes :

$$v_1 = \frac{2}{9} r^2 (\rho_2 - \rho_1) \frac{g}{\eta_1}$$

$$v_0 = \frac{2}{9} r^2 (\rho_2 - \rho_0) \frac{g}{\eta_0}$$

ρ_2 : masse volumique du solide, ρ_1 : masse volumique du liquide 1 et ρ_0 : masse volumique du liquide 0.

$$\implies \frac{v_1}{v_0} = \frac{(\rho_2 - \rho_1) \eta_0}{(\rho_2 - \rho_0) \eta_1} \quad -4-$$

$$-3- = -4- \implies \frac{t_0}{t_1} = \frac{v_1}{v_0} = \frac{(\rho_2 - \rho_1) \eta_0}{(\rho_2 - \rho_0) \eta_1}$$

On déduit la viscosité η_1 du liquide

3- Loi de Stokes

Un solide sphérique de rayon r qui se déplace à une vitesse v dans un fluide rencontre de la part du liquide une résistance due à viscosité du milieu η , cette force qui s'oppose à la force de mouvement du solide vaut :

$$f = 6 \pi \eta r V \quad (\text{la loi de Stokes}).$$

Si la force motrice de mouvement \vec{F}_m est la pesanteur corrigée de la poussée d'Archimède notée \vec{F}_a . La force motrice est donné par cette équation : $\vec{F}_m = \vec{P} + \vec{F}_a$. La vitesse de chute devient constante quand cette force motrice est équilibrée par la force de frottement.

$$\sum \vec{F} = \vec{0} \Leftrightarrow \vec{F}_a + \vec{f} + \vec{P} = \vec{0} \Rightarrow \vec{P} = -(\vec{F}_a + \vec{f})$$

$$\Leftrightarrow |P| = |F_a + f|$$

$$\Leftrightarrow m g = F_a + 6\pi \eta r V$$

$$\rho_1 \frac{4}{3} \pi r^3 g = \rho_2 \frac{4}{3} \pi r^3 g + 6\pi \eta r V$$

$$V = \frac{2}{9} r^2 (\rho_1 - \rho_2) \frac{g}{\eta} \quad \text{Loi de Stokes (vitesse de chute)}$$

La vitesse de chute varie donc comme le carré du rayon. Les grains les plus gros sédimentent et la vitesse est négligeable si les grains sont suffisamment petite.

3-1 Application : mesure de la vitesse de sédimentation

Mesure de la vitesse de sédimentation dans le cas où les particules (globules rouges) sont soumises à la pesanteur g ensuite à une accélération centrifuge γ .

Le sang peut être considéré comme une suspension de globules rouges (ou hématies) dans le plasma de viscosité $\eta = 1.46 \cdot 10^{-3}$ pas s qui sont soumises à la pesanteur g .

Les globules rouges seront considérés comme sphériques de rayon moyen $r = 2.7 \mu\text{m}$. La masse volumique des globules rouges $\rho_0 = 1100 \text{ kg/m}^3$, La masse volumique du plasma $\rho_1 = 1020 \text{ kg/m}^3$, $g = 9.8 \text{ m/s}^2$

En utilisant la formule de Stokes on obtient la vitesse de sédimentation de ces globules rouges:

$$V = \frac{2}{9} r^2 (\rho_0 - \rho_1) \frac{g}{\eta}$$

$$V = \frac{2}{9} (2.7 \cdot 10^{-6})^2 (1100 - 1020) \frac{9.8}{1.46 \cdot 10^{-3}} = 0.87 \mu\text{m s}^{-1}$$

Soit environ une vitesse de 3.14 mm/h

Dans le cas où l'accélération de la pesanteur g est substituée par une accélération centrifuge γ . Cette force centrifuge doit être suffisante pour négliger les phénomènes de diffusion dus à l'agitation thermique et au gradient de concentration créée.

Soit une molécule de masse m , située à la distance x du rotor tournant à la vitesse angulaire constante $\omega = 2\pi N$.

La particule est soumise à :

La force centrifuge $F_c = m a \gamma = m a \omega^2$

- Ou m_a est la masse apparente de la particule dans son milieu, égale à sa masse réelle diminuée de la masse associée à la poussée d'Archimède.

$$m_a = m - m' = m \left(1 - \frac{m'}{m}\right) = m \left(1 - \frac{\rho_0}{\rho}\right)$$

$$F_c = m \left(1 - \frac{\rho_0}{\rho}\right) x \omega^2$$

La force de frottement $F = f v$ avec f : coefficient de friction .

Le régime permanent est atteint lorsque la force de frottement équilibre la force centrifuge $F_c = F$

$$m \left(1 - \frac{\rho_0}{\rho}\right) x \omega^2 = f v \quad \longleftrightarrow \quad \frac{m \left(1 - \frac{\rho_0}{\rho}\right)}{f} = \frac{v}{x \omega^2}$$

Ce rapport ne dépend que de la nature de la particule et du milieu dans laquelle elle baigne, il définit la constante de Svedberg S et s'exprime en seconde (s) ou en Svedberg (S) tel que :

$$1S = 10^{-13} \text{ s.}$$

La condition de régime permanent s'écrit

$$S \omega^2 x = v = \frac{dx}{dt}$$

$$\int \frac{dx}{x} = S \omega^2 dt$$

$$\ln \frac{x_2}{x_1} = S \omega^2 (t_2 - t_1)$$

Durant le temps Δt d'ultracentrifugation, l'abscisse de la particule x varie de x_1 à x_2 .

$$S = \frac{m \left(1 - \frac{\rho_0}{\rho}\right)}{f} \quad \text{avec} \quad f = \frac{k T}{D} = \frac{R T}{N D} \quad \text{ou } D \text{ est le coefficient de diffusion de}$$

la molécule et N est le nombre d'avogadro. Sachant que la masse molaire est donné par cette équation $M = N m$. En remplaçant l'expression de m dans l'équation de la constante de Svedberg

On obtient :

$$M = \frac{RT}{\left(1 - \frac{\rho_0}{\rho}\right)} \frac{S}{D}$$

La mesure expérimental de S par ultracentrifugation et la connaissance du coefficient de diffusion D permettent de déterminer la masse molaire moléculaire de la macromolécule.

Exercices :

Exercice 1 :

Un liquide Newtonien visqueux de coefficient de viscosité dynamique $\eta = 1 \text{ mPa.s}$, de masse volumique à 1000 kg.m^{-3} , s'écoule dans une conduite de 1cm de diamètre .Quelle est la valeur du débit en litre/mn pour passer du régime laminaire au régime turbulent ?

Exercice 2 :

Dans l'aorte d'un sujet normal, la vitesse systolique v_s est double de la vitesse moyenne v , la vitesse diastolique v_d est moitié de la vitesse moyenne. Déterminer les régimes d'écoulement dans l'aorte en début de diastole et en systole.

On donne : rayon de l'aorte : 1cm et le débit volumique $Q_v = 5.4$ litres/min

Exercice 3 :

Dans un viscosimètre, un certain volume d'eau s'écoule en 1 mn ; le même volume de sang d'un malade s'écoule en 3mn 20s.

Déterminer la viscosité relative du sang de masse volumique 1050 kg/m^3 de ce malade.

Exercice 4 :

Une particule sphérique de rayon $r = 30 \text{ nm}$, de densité $d = 1,3$ est lâchée sans vitesse initiale dans un milieu de viscosité $\eta = 0,2 \text{ mPa.s}$ et de masse volumique $\rho_0 = 1 \text{ g/cm}^3$.

- 1- Calculer le coefficient de diffusion D à $T = 27^\circ\text{C}$
- 2- Etablir l'expression de la vitesse limite de sédimentation. Calculer sa valeur.

Exercice 5 :

A l'aide d'une ultracentrifugeuse, de vitesse angulaire ω , on a déterminé à 293 K la constante de Svedberg d'une protéine A dans l'eau $S_A = 4,4 \text{ Sv}$.

- 1- Etablir les deux expressions de la constante de Svedberg .
- 2- Etablir l'expression de la masse molaire. Calculer la valeur de M_A sachant que la masse volumique $\rho_A = 1330 \text{ kg/m}^3$ et que le coefficient de diffusion $D_A = 63.10^{-12} \text{ m}^2/\text{s}$.

Dans les mêmes conditions expérimentales, on centrifuge une deuxième protéine B qui a pour constante de sédimentation $S_B = 8,8 \text{ Sv}$ et une masse volumique ρ_B proche de ρ_A .

- 3- Déterminer la masse molaire de la protéine B.

Exercice 6 :

Une particule globulaire lâchée sans vitesse initiale dans un milieu de viscosité $\eta = 1 \text{ mPa.s}$ et de masse volumique $\rho_0 = 1 \text{ g/cm}^3$, atteint presque instantanément sa vitesse limite v_L .

Biophysique ; Cours et Exercices corrigés, 2^{ème} année Licence Biologie

Soumise à une ultracentrifugation de 60000 tr/mn , et lorsqu'elle est à $x= 10$ cm de l'axe de rotation, sa vitesse est égale à v .

- 1- Calculer le rapport v/v_L à cette distance de l'axe
- 2- Calculer la distance parcourue par cette particule en 1 heure sachant que sa constante de Svedberg est égale à 14 Sv

Corrigé

Exercice 1 :

$$R = \frac{\rho \bar{v} D}{\eta} \text{ avec } \bar{v} = \frac{Q_v}{s} \text{ D'où } Q_v = \frac{\eta \pi}{2 \rho} \times R \times r = 2.61 \cdot 10^{-4} \text{ l/min}$$

Exercice 2 :

$$\text{Vitesse moyenne : } v = \frac{Q_v}{s} = \frac{5.4 \cdot 10^{-3}}{60 \pi (10^{-2})^2} = 0,287 \text{ m/s}$$

$$\text{En systole } v_s = 2v = 0,574 \text{ m/s}$$

$$\text{En diastole } v_d = v/2 = 0,143 \text{ m/s}$$

$$\text{La vitesse critique d'écoulement : } v_c = \frac{\eta R}{\rho D} = 0,419 \text{ m/s}$$

Donc en systole le régime est turbulent en diastole il est laminaire

Exercice 3 :

Appelons V le volume d'eau (d'indice 1) ou le sang (d'indice 2) écoulé.

$$V = (Q_v \times t)_{\text{eau}} = (Q_v' \times t')_{\text{sang}}$$

$$\text{Avec } D = \frac{\pi \times \Delta P \times r^4}{8\eta L} \text{ et } D' = \frac{\pi \times \Delta P' \times r^4}{8\eta' L} \text{ d'où}$$

$$\frac{Q_v \times \eta}{\Delta P} = \frac{Q_v' \times \eta'}{\Delta P'} \text{ Comme } \Delta P \text{ est proportionnel a } \rho \text{ en déduit:}$$

$$\frac{Q_v}{Q_v'} = \frac{\rho}{\rho'} \cdot \frac{\eta'}{\eta} \cdot \frac{t'}{t} \text{ soit } \frac{\eta}{\eta'} = \frac{t'}{t} \cdot \frac{\rho'}{\rho} = \frac{200}{60} \times 1,050 = 3.5$$

Exercice 4 :

$$1- D = \frac{kT}{f} = \frac{kT}{6\pi\eta r} = \frac{1.38 \cdot 10^{-23} (300)}{6\pi \cdot 0.2 \cdot 10^{-3} \cdot 30 \cdot 10^{-9}} = 3.66 \cdot 10^{-11} \text{ m}^2/\text{s}$$

$$2- v_L = \frac{2}{9} \frac{r^2}{\eta} g \rho_0 (d-1) = \frac{2}{9} \frac{(30 \cdot 10^{-9})^2}{0.2 \cdot 10^{-3}} \cdot 10 \cdot 10^3 (1.3-1) = 0.1 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Exercice 5 :

$$1- S_v = \frac{(m - m_0)}{f} = \frac{v}{\gamma}$$

$$2- M_A = \frac{S_v R T}{D_A (1 - \frac{\rho_0}{\rho_A})}$$
$$M_A = \frac{4.4 \cdot 10^{-13} \cdot 8.314 \cdot 293}{63 \cdot 10^{-12} (1 - \frac{1000}{1330})} = 68.56 \text{ kg/mol}$$
$$3- M_B = M_A \left(\frac{S_B}{S_A} \right)^{3/2} = 139.91 \text{ kg/mol}$$

Exercice 6 :

$$1- \frac{v_L}{v} = \frac{g}{\gamma} = \frac{g}{x \omega^2}$$

$$\frac{v}{v_L} = \frac{x \omega^2}{g} = \frac{10 \cdot 10^{-2} (6283.185)^2}{10} = 394.784 \cdot 10^3$$

$$\omega = 2 \pi N = 2 \pi \left(\frac{60000}{60} \right) = 6283.185 \text{ rd/s}$$

$$2- S_v = \frac{v}{x \omega^2}$$

$$v = S_v x \omega^2 = 14 \cdot 10^{-13} \cdot 10 \cdot 10^{-2} (6283.185)^2 = 5.52 \cdot 10^{-6} \text{ m/s}$$

$$l = v t = 5.52 \cdot 10^{-6} \cdot 3600 = 0.0198 \text{ m}$$

Références Bibliographiques :

[1]- R Atlani ; Cahiers du PCEM, PCEM Pharmacie 1^{er} cycle universitaire ; Editions Robert Atlani (2000) Boulogne.

Biophysique ; Cours et Exercices corrigés, 2^{ème} année Licence Biologie

[2] Salah belazreg, Rémy Perdrisot et Jean-Yves Bounaud, Biophysique UE3, 3^{ème} Edition, EdiSciences.

[3] Jacques René Magné et Rose-Marie Magné-Marty, Collection PCEM1/ PCEM2, Rappels de cours exercices et QCM corrigés, Edition ellipes.

[4] Kim Bonello et Hugo Figoni, Biophysique, UE3, Editions VERNAZOBRES-GREGO.