

**Université de Blida 1
Faculté de Médecine
Département de Médecine**

Année Universitaire 2015/2016

**Cours de Biophysique
2 ème Année Médecine**

I Biophysique de la circulation

- Analyse dimensionnelle
- Mécanique des fluides
- Hydrostatique
- Hydrodynamique
- Dynamique des fluides réels
- Hémodynamique
- Biophysique des parois vasculaires
- Mécanique cardiaque

•II Biophysique des solutions

- Généralités sur les solutions
- Les concentrations
- Déplacements moléculaires dans les solutions
- Propriétés générales des solutions moléculaires
- Solutions macromoléculaires et colloïdes

III Ondes sonores et ultrasons

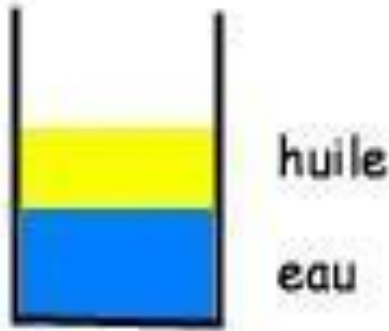
- Ultrasons
- Applications médicales des ondes

II Biophysique des solutions

II .1.Généralités sur les solutions

Mélange hétérogène

des substances que l'on peut distinguer les unes des autres.



Mélange homogène

des substances que l'on ne peut pas distinguer les unes des autres



- Mélange homogène jusqu'au stade moléculaire constitués d'au moins de deux composés le plus souvent, l'un des composants est nettement plus abondant.
- Obtenue par la dissolution d'une ou plusieurs substances chimiques qui peut être solide, liquide gazeuses 'Solutés' dans un milieu convenable (généralement un liquide) 'Solvant'.

LES SOLVANTS Il existe un nombre infini de solvants et sont n différenciés selon leur polarité:

- Les solvants moléculaires
- Les solvants organiques,
- Les solvants ionisés

Définition

On appelle solution tout mélange d'au moins deux substances tel que les molécules constituant le mélange soient, idéalement réparties une à une de façon entièrement homogène. Il existe des solutions « solide », mais en pratique ce terme désigne le mélange de composés dans un liquide. Le composé le plus abondant, liquide, est appelé le **SOLVANT**, le ou les autres, le ou les autres, qui peuvent être à l'origine des solides, des liquides ou des gaz, les **SOLUTES**.

Classification des solutions

1. Selon la charge :

neutre, électrolyte

2. Selon la taille :

– *Solutions micromoléculaires*

– *Solutions macromoléculaires* : Les solutions macromoléculaires sont considérés comme des solutions vraies (solution vraie : dispersion homogène des molécules dans le solvant avec un minimum d'interactions entre elles.), leurs tailles sont suffisamment grande pour qu'elles ne puissent pas traverser les membranes dialysantes que l'on sait fabriquer. La masse molaire est donc entre 5000 à 10 000 g.

– *Colloïdes* : état intermédiaire entre celui de la solution vraie et celui de la suspension où des amas moléculaires forment en fait un mélange plus ou moins dispersé et stable avec le solvant.

Sol Micromol $n < 10^3$	Sol Macromol $10^3 < n < 10^9$	Suspension > 10^9
Sol. Vraie	Colloïdes \neq Solution Vraie	
Invisibles à l'ultramicroscope	Visible à l'ultramicroscope	Visible au microscope
$d < 10 \text{ \AA}$	$10 \text{ \AA} < d < 1000 \text{ \AA}$	$d > 10^3 \text{ \AA}$

n = nombre d'atomes

d = dimension de la particule (\AA)

MÉLANGE LIQUIDE-LIQUIDE

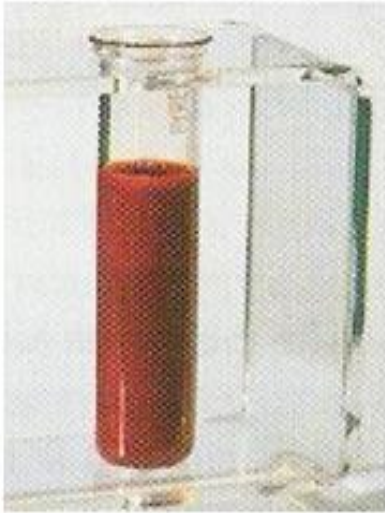
Deux liquide miscible (soluté +solvant) est caractérisé par le titre de la solution et non par sa concentration

$$\tau = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solution})}$$

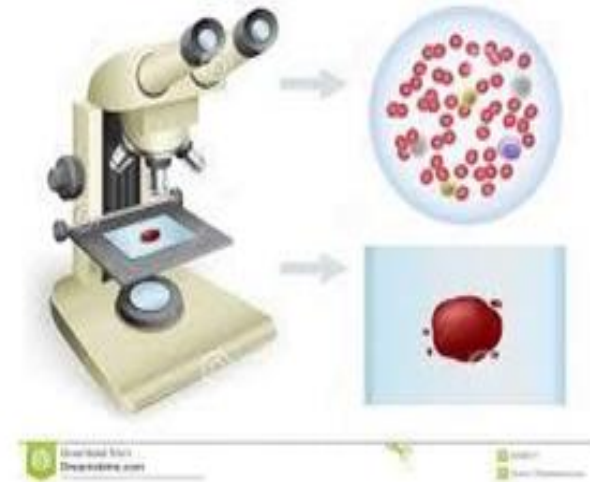
$$C = \frac{m(\text{soluté})}{v(\text{solution})}$$

LE SANG EST UN MÉLANGE HOMOGÈNE OU HÉTÉROGÈNE?

Mélange homogène à l'œil nu



Mélange hétérogène au microscope



Les concertations

1. La fraction molaire

La fraction molaire F_i d'un constituant i est égale au rapport du nombre de mole N_i de ce constituant, sur le nombre total N_{tot} de moles de la solution.

$$F_i = \frac{N_i}{N_{tot}}$$

2. La concentration molaire

La Concentration molaire C_M (ou molarité) pour un soluté donné : est le nombre de moles du soluté par litre de solution.

$$C_M = \frac{N_1}{V}$$

- N_1 désigne le nombre de moles du soluté exprimé en Mol.
- et, V désigne le volume de la solution en litre.

3. La concentration massique

La Concentration massique C_p ou concentration pondérale : est la masse du soluté dans 1 litre de solution.

$$C_p = \frac{m_1}{V}$$

- m_1 désigne la masse du soluté en gramme.
- et, V désigne le volume de la solution en litre.

$$C_p = \frac{m_1}{v} \quad (1)$$

$$C_m = \frac{n_1}{v} \quad (2)$$

Divisons membre à membre les deux équations on obtient :

$$\frac{C_p}{C_m} = \frac{m_1}{n_1} = M$$

M est la masse molaire du soluté.

$$C_p = M \cdot C_m$$

4. La concentration molale

La Concentration molale C_L ou molalité : est le nombre de moles du soluté par unité de masse du solvant.

$$C_L = \frac{n_1}{m_0}$$

- n_1 désigne le nombre de moles du soluté exprimé en Mol.
- et, m_0 désigne la masse du solvant en kilo-gramme.

5. La concentration osmolaire

On définit la concentration molaire particulière ou **osmolarité** ω comme étant Le nombre de moles particulières (molécules et ions) dissoutes par litre solution.

$$\omega = c_M \{1 + \alpha(\nu - 1)\}$$

α : le degré de dissociation

ν le nombre d'ions fournis par la dissociation d'une seule molécule de soluté.

- Si $\alpha < 1$ La dissociation est partielle et la solution contient des ions et des molécules non dissociées.
- Si $\alpha = 1$ La dissociation est totale et la solution contient uniquement des ions.

6. La concentration équivalente

La concentration équivalente C_{eq} d'une espèce ionique de valence Z et de molarité C_M est donnée par $C_{eq} = |Z| \cdot C_M$

Exercice 01

1-Un volume de 5ml d'eau contient 5 μ -moles de sucre (saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$). Déterminer les concentrations pondérale et molaire, ainsi que la molalité.

2-Donner la concentration en équivalent d'une solution (eau+sulfate d'ammonium), contenant 500cm³ d'eau, dans laquelle on a fait dissoudre 13,21g du $(NH_4)_2SO_4$ est supposée totale.

Exercice 02

Un litre de solution renferme : 5,85g de NaCl (58,5g/mol) ; 3,28g de PO_4Na_3 (164g/ mol) ; 9g de glucose (180g/mol) et 0,6g d'urée (60g/mol).

Calculer la molarité, l'osmolarité et la concentration en équivalent de chaque substance et déduire l'osmolarité de la solution ainsi que l'équivalence totale.

II .2. Propriétés colligatives

Le mot colligatives vient du mot latin **colligatus** qui signifie ensemble liés, c'est encore le phénomène de la diffusion passive des particules en présence d'un gradient de concentration mais ce transport a lieu entre une solution et le solvant.

L'introduction d'un soluté dans un solvant limite la liberté de déplacement des molécules de ce dernier, cette modification ne dépend que de la concentration molaire du soluté.

Les propriétés colligatives sont étudiées surtout en solutions diluées, qui peuvent souvent être traitées approximativement comme solutions idéales qui suivent la loi de Raoult.

En regard du solvant pur, une solution présente :

- Un abaissement de la pression de vapeur
- Une élévation du point d'ébullition
- Un abaissement du point de congélation
- Dans certains cas, apparition d'une pression osmotique .

Les propriétés colligatives peuvent être employées pour la détermination des masses moléculaires des solutés.

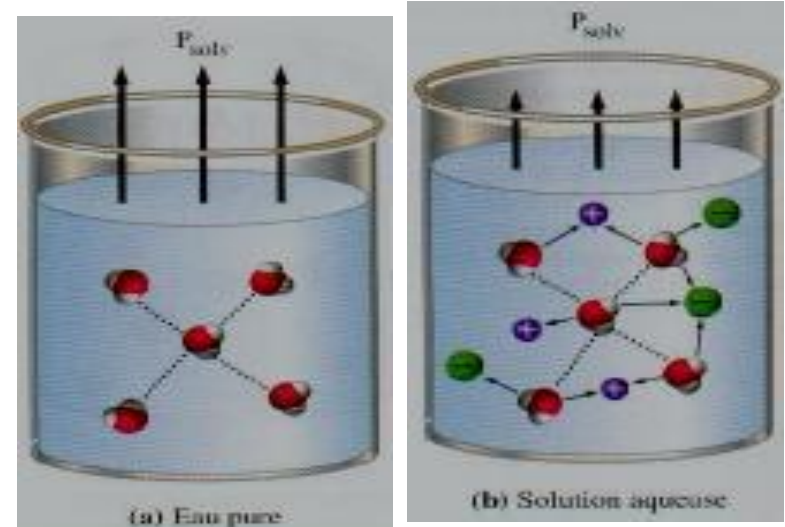
Aux électrolytes par contre, les mesures des propriétés colligatives peuvent permettre à estimer le degré d'ionisation du soluté.

1- L'abaissement de la tension de vapeur

L'introduction d'un soluté limite la possibilité pour les molécules du solvant de s'évaporer.

La Loi de RAOULT

Sachant que la pression de vapeur de solvant P_A et soluté P_B est proportionnelle à la fraction molaire de solution alors :



$$P_A = P_A^0 f_A$$

$$P_B = P_B^0 f_B$$

$P_{A \text{ solvant}}$ = Pression exercée par la vapeur du solvant.

$f_{A \text{ solvant}}$ = fraction molaire du solvant dans la solution.

Pour une solution diluée P_B négligeable devant P_A

La pression de solution $P_S = P_A + P_B = P_A = P_A^0 f_A$

$$f_A + f_B = 1 \rightarrow f_A = 1 - f_B$$

Alors $P_A = (1 - f_B) P_A^0$ Loi de Raoult

2-EBULLIOSCOPIE

A l'air libre, sous la pression atmosphérique, l'eau pure bout à 100°C. On atteint alors l'égalité entre les deux flux opposés de molécules d'eau.

Pour une solution aqueuse à cette température, le flux sortant de molécules d'eau est plus faible que précédemment, on doit élever la température pour le rendre égal au flux rentrant du la pression atmosphérique.

Il y a élévation du point d'ébullition de la solution par rapport celui du solvant pur.

$$\Delta T = T \text{ ébullition solution} - T \text{ ébullition solvant}$$

$$\Delta T = K_e C_0$$

K_e = la constante ébullioscopie

C_0 : concentration osmotique

Pour le même solvant, l'augmentation de la température d'ébullition de la solution par rapport à la température d'ébullition du solvant est proportionnelle à la molalité de la solution.

3-CRYOSCOPIE :

C'est à l'air libre, l'eau pure se solidifie à 0°C, on atteint alors l'égalité entre le flux de liquéfaction et le flux de solidification.

Pour une solution aqueuse à 0°C, le flux de solidification devient plus faible car les molécules du solvant sont devenues moins libres en présence du soluté. Il faut donc abaisser la température si l'on veut rétablir l'égalité des flux permettant d'atteindre la solidification.

$$\Delta T = T_{\text{cong. Solution}} - T_{\text{cong. solvant.}}$$

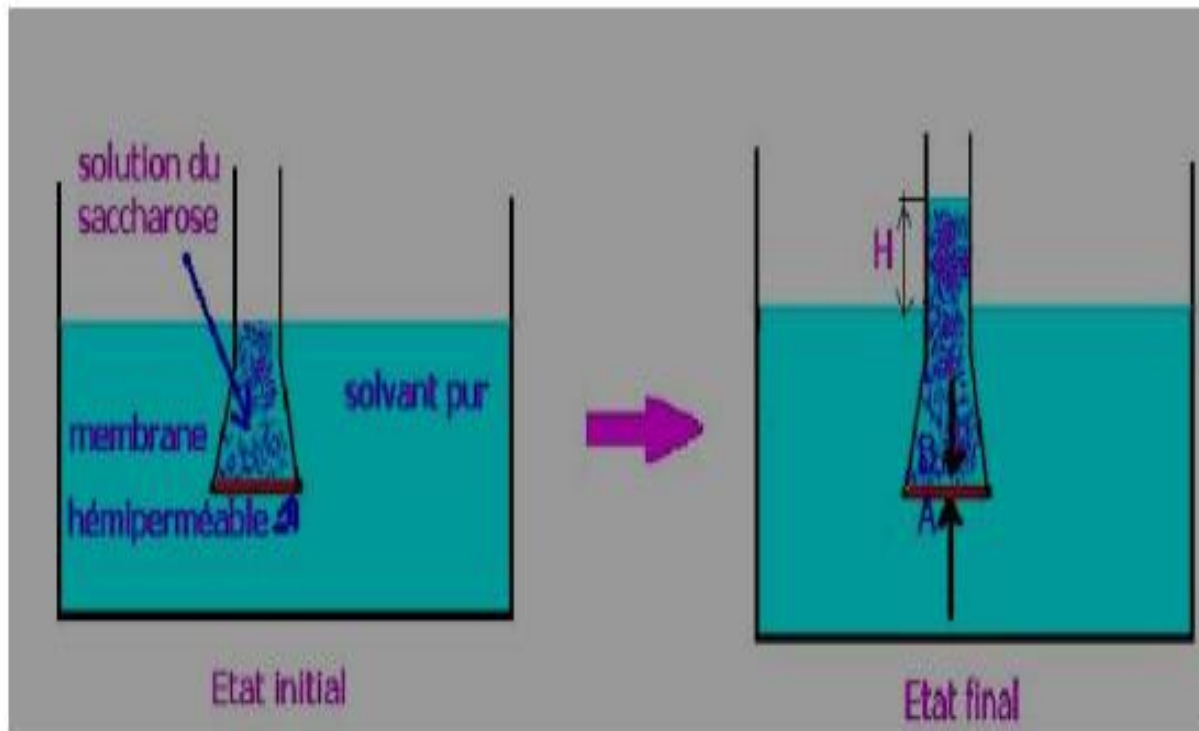
$$\Delta T_{\text{cryoscopique}} = K_c C_0$$

K_c : la constante cryoscopique

Pour tout solvant pur, la baisse de la température de congélation de la solution par rapport à la température de congélation du solvant pur est proportionnelle à la concentration de la solution. Dans le cas des solutions non électrolytiques, la K_c et ΔT cryoscopique ne dépendent pas de la nature de la substance, mais du nombre de molécules dissoutes.

4-Pression osmotique

Pour mettre en évidence le phénomène de la pression osmotique on réalise l'expérience suivante.



On constate qu'il y a apparition d'une dénivellation « H » donnant lieu à une surpression hydrostatique qui équilibre les phénomènes osmotiques responsables de la pression osmotique.

La différence de pression $\Delta P = \rho g H$ apparaît du côté le plus concentré et elle est proportionnelle au nombre de particules présentes dans la solution.

La pression au point A sous la membrane est supérieure à la pression au point B en dessus de la membrane $\Delta P = P_A - P_B = \rho g H$ où ρ est la masse volumique de la solution.

Le solvant traverse la membrane et ce flux ne s'arrête que lorsque les forces de pression exercées de part et d'autre de la membrane soient équilibrées :

$$\Delta P = P_A - P_B = \Pi.$$

La grandeur $\Pi = \rho g H$ est appelée la pression osmotique de la solution, c'est-à-dire la pression qu'il faut exercer sur la solution pour empêcher le solvant de traverser la membrane.

- C'est la loi universelle de la pression osmotique. Elle est identique à celle des gaz parfaits $PV = nRT$.
- Elle exprime que la pression qui s'oppose au flux du solvant est égale à la pression qu'exercerait le soluté s'il était à l'état gazeux dans le même volume V de la solution.

$$PV = nRT \longrightarrow \Pi = nRT/V = CRT \quad \text{loi de Van'tHoff}$$

Application de la pression osmotique

1. Travail osmotique

Le travail résultant de la pression osmotique est :

$$dW = F \times dl$$

$$F = P S$$

$$dW = P S \times dl = P \cdot dV$$

$$W = \int \Delta\pi \cdot dV = \int nRT \cdot \frac{dV}{V} = nRT \cdot \ln \frac{V_f}{V_i}$$

Si ω_f et ω_i représentent l'osmolarité initiale et finale, on a

$$W = nRT \cdot \ln \frac{\omega_f}{\omega_i}$$

Application médicale: Travail rénal

Lorsque le rein épure l'organisme de diverses substances dans les urines d'osmolarité ω_u le travail rénal est :

$$W = nRT \cdot \ln \frac{\omega_u}{\omega_s}$$

ω_s : osmolarité du sang

n : nombre d'osmoles épurées = $V_u \cdot \omega_u / V_u$ est le volume des urines

Exemple : Un sujet émet 0,6l/j d'urines d'abaissement cryoscopique $-1,96^\circ\text{C}$.

Déterminer la puissance fournie par chaque rein.

On donne : l'abaissement cryoscopique du sang = $-0,56^\circ\text{C}$ et l'osmolarité du sang du sujet 300mosmol/l. $T=37^\circ\text{C}$

Solution :

Travail rénal quotidien : $W = nRT \cdot \ln \frac{\omega_u}{\omega_s}$

$$\frac{\omega_u}{\omega_s} = \frac{-1.96}{-0.56} = 3.5$$

Soit $\omega_u = 3,5 \cdot \omega_s = 1050\text{mosmol/l}$

Nombre d'osmoles éliminées dans les urines :

$n = 1050 \cdot 0,6 = 0,63$ osmoles d'où :

$$W = nRT \cdot \ln \frac{\omega_u}{\omega_s} = 0,63 \cdot 8,32 \cdot 310 \cdot \ln 3,5 = 2035,6 \text{ J}$$

Puissance par chaque rein: $P = \frac{W}{t} \cdot \frac{1}{2} = 11,78 \text{ mW}$

TRANSPORTS ET ÉQUILIBRE MICROSCOPIQUE

Transport et Equilibre microscopiques

- Diffusion – Dialyse
- Filtration
- Osmose

1. Diffusion en phase liquide

1.1. Définition et observation

La diffusion est un transport microscopique lié exclusivement aux différences de concentration. Si un corps dissous n'a pas au départ une concentration homogène dans un mélange fluide (gazeux ou liquide), il se déplace spontanément des endroits où il est le plus concentré vers ceux où il est moins concentré, de telle sorte qu'il tende vers une répartition uniforme.

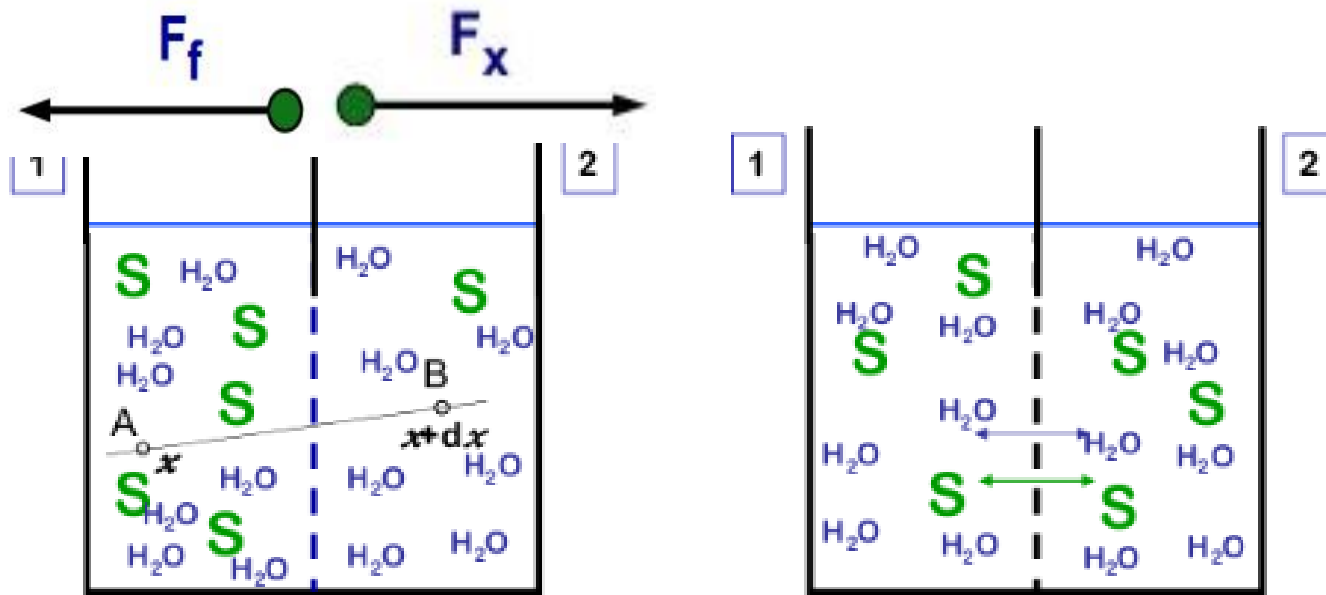
1.2 lois quantitatives de la diffusion

C'est à Fick que l'on doit les deux lois classiques auxquelles obéissent les phénomènes de diffusion.

Première loi de Fick

La première loi exprime, à un instant donné, le flux de soluté qui passe d'un point où la concentration $C + dC$ à un point voisin où elle vaut C .

- Fick admet que le flux de matière dissoute est proportionnel à la valeur actuelle du gradient de concentration, et à la surface de section S du tube où on étudie le phénomène.



deux points A,B dans une solution

Etat initial

[] inégales: $[S]_1 > [S]_2$

Etat final

[] égales: $[S]_1 = [S]_2$

La force thermodynamique permet le déplacement du soluté dans la direction x
 F_x : Force de traction \longrightarrow déplacement:

$$F_x = -k_B T \frac{dC}{C \cdot dx}$$

Dès qu'il y a traction dans une direction il existe une force de friction F_f (frottement) en sens opposé:

$$F_f = f \cdot v$$

v = vitesse

f = coefficient de friction moléculaire soluté/solvant
(inverse de mobilité)

EQUILIBRE: la somme des forces de traction F_x et de friction F_f est nulle:

$$F_x + F_f = 0 \quad \Rightarrow \quad F_f = -F_x$$



$$\Rightarrow f \cdot v = k_B T \frac{dC}{C dx}$$

$$\Rightarrow C \cdot v = \frac{k_B T}{f} \cdot \frac{dC}{dx}$$

le signe - indique que les molécules se déplacent du plus concentré au moins concentré

$$\Rightarrow \underbrace{-C \cdot v}_J = - \underbrace{\frac{k_B T}{f}}_D \frac{dC}{dx}$$

1ère loi de FICK

$$J = -D \cdot \frac{dC}{dx}$$

J = flux [mol.m⁻².s⁻¹]
 D = coeff. de diffusion du soluté [m².s⁻¹]
 C, dC = concentration molaire [mol . m⁻³]
 dx = longueur [m]

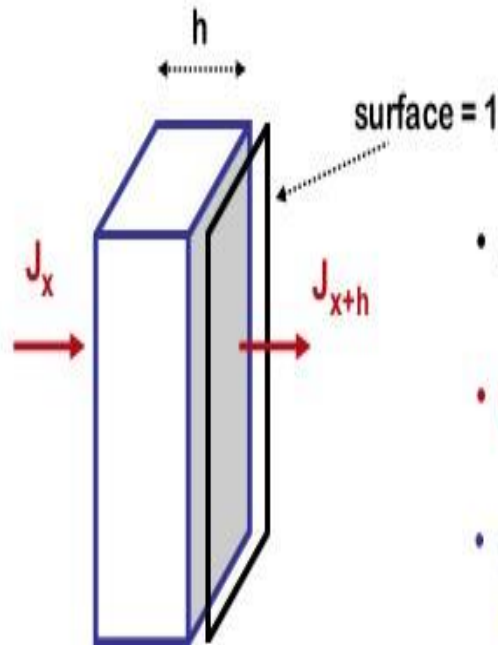
$$D = \frac{k_B T}{f} \quad [m^2.s^{-1}]$$

T = température absolue [°K]
 f = coefficient de friction moléculaire soluté/solvant
 k_B = Cte. de BOLTZMANN
 = R / N_A = 8.314 / 6 · 10²³ = 1.38 · 10⁻²³ [J.°K⁻¹]
 R = Cte. des gaz parfaits = 8.314 [J.°K⁻¹.mole⁻¹]
 N_A = nombre d'AVOGADRO

$$\text{friction : } f = 6\pi\eta r \quad \Rightarrow \quad D = \frac{k_B T}{6\pi\eta r}$$

Deuxième loi de Fick

$$\frac{dC}{dt} = D \frac{d^2C}{dx^2}$$



- considérons un élément de volume
- considérons les flux entrant (J_x) et sortant (J_{x+h})
- en sachant que le soluté nécessite un temps dt pour parcourir la distance h

Dans les cas d'une particule sphérique, le coefficient de friction $f = 6\pi\eta r$

Diffusion et masse molaire

$$D = K (T/\eta) (\rho / M)^{1/3}$$

$$\text{donc } D (M)^{1/3} = \text{constante}$$

EXERCICES

Exercice 01

L'abaissement cryoscopique du plasma d'un diabétique en coma est égale à $-0,74^{\circ}\text{C}$.

Déterminer la glycémie du malade en admettant que seul le glucose soit en cause sachant que l'abaissement cryoscopique du plasma normal est $-0,56^{\circ}\text{C}$.

Exercice 02

Le plasma sanguin contient 9 g/l de NaCl (58,5 g/mol) et 80 g/l de protéines (80000g/mol). On en remplit un osmomètre que l'on plonge dans un grand volume d'eau pure. Quel sera l'ordre de grandeur de la pression observée à l'équilibre:

- 1- Dans le cas d'une paroi dialysante,
- 2- Dans le cas d'une paroi semi-perméable ?

On donne : $T = 37^{\circ}\text{C}$, $R = 8,32 \text{ J/K.mol}$

Exercice 03

- 1)- Donner l'ordre de grandeur de la molécule d'urée supposée sphérique de coefficient de diffusion $D = 0,8 \cdot 10^{-9} \text{ m}^2 \cdot \text{s}^{-1}$ à 0°C dans l'eau.
- 2)- En déduire le coefficient de diffusion de la myoglobine ($M = 17000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) dans les mêmes conditions expérimentales.

Exercice 04

Une membrane poreuse de surface totale des pores égale à S sépare deux compartiments contenant du saccharose aux concentrations $0,5$ et $0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ respectivement. Ces concentrations sont maintenues constantes au cours de la diffusion des molécules de saccharose à travers cette membrane. On suppose le régime stationnaire établi.

- 1)- Etablir la loi de variation de la concentration dans la membrane d'épaisseur h .
- 2)- Quelle est la valeur du débit de saccharose ?

On donne : Coefficient de diffusion du saccharose: $8 \cdot 10^{-10} \text{ m}^2 \cdot \text{s}^{-1}$

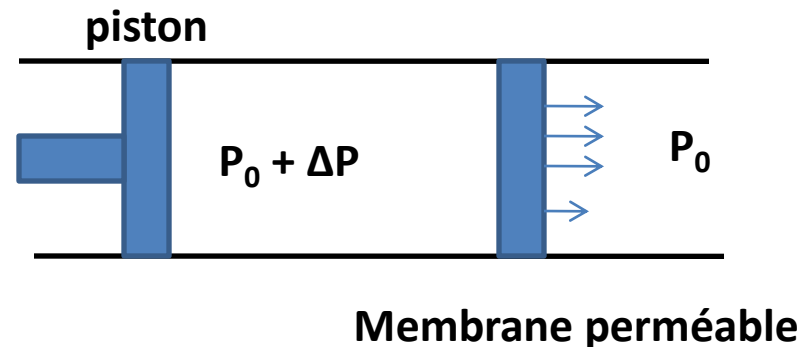
2. Filtration à travers une membrane

La filtration représente un transport microscopique dû exclusivement à une différence de pression qui s'établit de part et d'autre d'une membrane.

2.1 Filtration du solvant pur

Le schéma expérimental est représenté par la figure. En raison de la surpression ΔP due à la poussée du piston, le liquide traverse la membrane. Le débit massique du solvant obéit à une loi, formellement comparable à la 1^{er} loi de Fick:

$$\left(\frac{dm}{dt}\right)_{tx} = -KS \left(\frac{dp}{dx}\right)_{tx}$$



Si l'on admet que le gradient de pression $\frac{dp}{dx}$ est uniforme dans la membrane et égal à $\frac{\Delta p}{\Delta x}$

La quantité $\frac{K}{\Delta x} = L_m$ s'appelle le coefficient de filtration massique (sa dimension est $L^{-1} .T$)

2.2 Filtration d'une solution

Le schéma expérimental est le même, mais le compartiment contient une solution dont la concentration est C_0 . Dans le filtrant, la concentration de soluté vaut:

$$C = T C_0$$

T est le coefficient de tamisage, ou transmittance.

Si $T = 0$, la membrane est imperméable au soluté.

Si $T = 1$, le soluté traverse la membrane aussi bien que le solvant.

Lorsque la membrane n'a pas une transmittance égale à 1 pour les solutés, on parle souvent d'ultrafiltration. L'effet de la membrane est alors sélectif, puisque certaines molécules traversent mieux que d'autres. Le liquide qui traverse la membrane, appelé ultrafiltrat, a une composition différente de celle de la solution originelle.

Le coefficient de tamisage dépend du diamètre des pores et du diamètre des molécules du soluté.

Il est facile de calculer les débits de solvant et de soluté dus à la filtration .
Le débit volumique de filtration Q du solvant est donné par :

$$Q = \frac{dV}{dt} = -\frac{L_m}{\rho} .S . \Delta P$$

Et le débit massique de filtration du soluté est $\frac{dm}{dt} = T . Q . C_0$

Soit
$$\frac{dm}{dt} = -\frac{L_m}{\rho} .T .S . \Delta P . C_0$$

Mais c'est une abstraction de considérer le phénomène d'ultrafiltration d'une solution de façon isolée. Car dès que la concentration d'un des composants de la solution n'est pas la même de part et d'autre de la membrane, des phénomènes de diffusion viennent se mêler aux phénomènes d'ultrafiltration.

3. Osmose – pression osmotique

- **Définition :**
 - **Osmose** = Phénomène de diffusion entre deux solutions à travers une membrane semi-perméable, de la moins concentrée vers la plus concentrée.
 - **Pression osmotique** = pression empêchant un solvant de passer au travers d'une membrane semi-perméable (= osmose)
 - **Pression oncotique** = Pression osmotique attribuable aux protéines.

- La concentration des solutés présents un secteur liquidien contribue à créer une pression osmotique qui gouverne les transferts d'eau entre les secteurs.

- Ainsi toute **augmentation de concentration d'un soluté** entraîne pour la solution :
 - Une diminution de la **tension de vapeur**
 - Une élévation du **point d'ébullition**
 - Un abaissement du **point de congélation**
 - Une augmentation de la **pression osmotique**

