

Chapitre 2: PHENOMENE DE DIFFUSION

2.1- DIFFUSION:

2.1.1- DEFINITION

Un morceau de sucre dans l'eau subit une dissolution graduelle en fonction du temps et se répartit à travers tout le volume. Comme on suppose également le cas de deux gaz différents dans deux compartiments séparés par un isolant, lorsque ce dernier est retiré, les deux gaz se mélangent par échange croisé et on obtient un gaz homogène.

On peut également illustrer le phénomène de diffusion par l'exemple suivant:

soit deux liquides différents (de couleurs et de densités différentes) dans un tube et soit le plus dense en bas (Fig.1). L'expérience montre que la séparation entre les deux liquides tend à disparaître et que les deux liquides tendent à se mélanger (Fig.2).

Ceci revient à trois phénomènes fondamentaux.

- 1- Les vibrations mécaniques.
- 2- La différence de température.
- 3- L'agitation moléculaire.

On appelle diffusion, le mélange qui revient principalement à la troisième cause.

En éliminant les causes (1) et (2), on obtient la diffusion dans son sens réel.

Expérimentalement, la concentration en fonction du temps est étudiée à travers une section (S) d'épaisseur (dx). (Fig.3). Cette variation est donnée par les trois courbes (Fig.4).

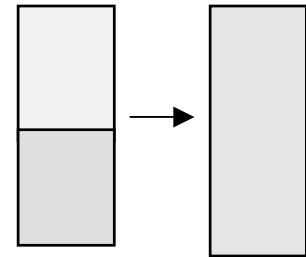


Fig. 1

Fig.2

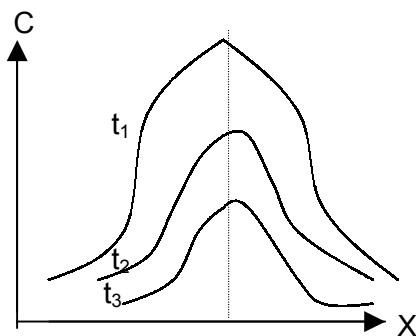


Fig. 4

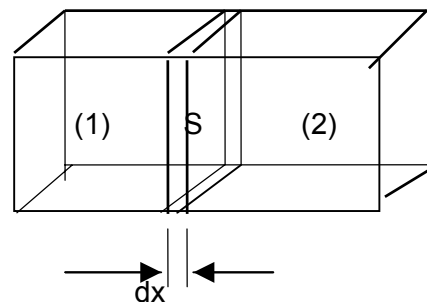


Fig. 3

2.1.2-La deuxième loi de Fick:

Expérience montre que le flux de diffusion à travers la surface (S) est proportionnel au gradient de concentration dans un seul sens (dc / dx). La diffusion est effectuée de la concentration supérieure à la concentration inférieure et donc ce gradient prend le signe (-).

La quantité de matière qui diffuse du milieu le plus concentré vers le milieu le moins concentré est donc proportionnelle à la surface (S), au temps et au gradient de concentration.

$$dn \equiv - S \frac{dc}{dx} dt \Rightarrow dn = - D.S \frac{dc}{dx} dt$$

Le Coefficient de proportionnalité (D) est dit coefficient de diffusion.

$$D = \frac{n \cdot dx}{S \cdot dc \cdot dt} = \frac{dn \cdot dx \cdot V}{S \cdot dn \cdot dt} \quad \text{il prend pour unité dimensionnelle } D = \frac{\text{mole} \cdot \text{cm} \cdot \text{cm}^3}{\text{cm}^2 \cdot \text{mole} \cdot \text{s}} = \text{cm}^2 \cdot \text{s}^{-1}.$$

2.1.3- La deuxième loi de Fick:

La première loi de Fick étant expérimentale, ne peut expliquer le phénomène de diffusion. La deuxième loi permet d'interpréter la quantité de matière qui diffuse de (x) à (x+dx) pendant l'intervalle du temps de (t) à (t + dt). Cela se considère par les dérivées partielles ($\partial c / \partial x$; $\partial c / \partial t$) car la concentration est une fonction de la concentration et du temps.

$$dn = - D.S \frac{\partial c}{\partial x} dt \quad (1) \text{ qui exprime la moyenne de diffusion à une distance (x) à l'intervalle (t)}$$

La variation de la concentration à une distance (x + dx) après un temps (t + dt) sera:

$$\left(\frac{\partial}{\partial x} \frac{\partial c}{\partial x} \right) = \frac{\partial^2 c}{\partial x^2}$$

Le flux de diffusion (Φ) est défini par la quantité de matière qui diffuse pendant un temps (dt) à travers la surface (S)

$$\Phi = \frac{dn}{S dt} = - D \frac{dc}{dx}$$

Le flux de diffusion à une distance (x + dx):

$$\Phi = - D \frac{d^2c}{dx^2}$$

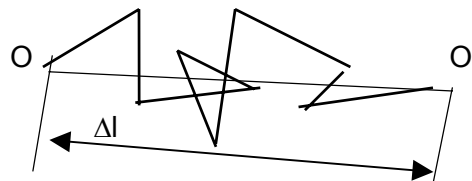
2.1.4- LA DIFFUSION DU POINT DE VUE DE LA THEORIE CINETIQUE:

La diffusion comme déplacement des molécules d'un point à un autre est liée à l'agitation moléculaire. Plusieurs auteurs dont Einstein ont étudié le mouvement brownien des molécules. Les résultats ne permettent pas de déterminer la distance totale parcourue par la molécule en ligne brisée mais plutôt la distance moyenne parcourue (Δl) selon la formule suivante:

$$\overline{\Delta l} = \sqrt{\Delta t} \sqrt{\frac{2KT}{f}}$$

où :

- T: Température absolue
- K: Constante de Boltzmann
- f: Coefficient de frottement de Stokes



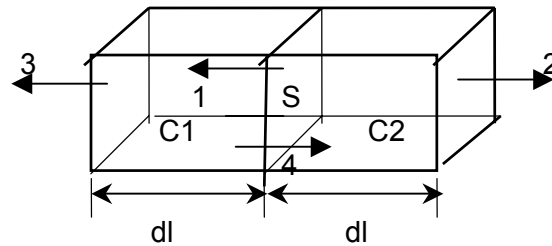
Pour que la particule se déplace d'un point (O) à (O'), avec une vitesse (v), elle doit vaincre la force de Stokes

[$F = f.v$]. Pour une molécule sphérique ce coefficient $f = 6.\pi.r.\eta$.

Il convient enfin de noter qu'il n'y a aucune direction privilégiée pour le déplacement, toutes les directions ont la même probabilité.

Le déplacement aléatoire suppose la considération de tout les sens.

2.1.5- ANALYSE D'OVERBEEK:



Soit la solution contenue dans les deux compartiments (C_1 et C_2) diffuse dans les deux sens comme indiqué dans la figure ci-dessus. La quantité de matière du compartiment (1) diffuse vers extérieur et vers le compartiment (2) [les sens de diffusion indiqués par les flèches 3,4] et la quantité de matière du compartiment (2) diffuse vers extérieur et vers le compartiment (1) [les sens de diffusion indiqués par les flèches 1,2].

Le volume de chaque compartiment: $V_1 = V_2 = V = dl.S$

La concentration dans chaque compartiment: $C_1 = n_1 / V \Rightarrow n_1 = C_1.V = C_1.dl.S$

La concentration dans chaque compartiment: $C_2 = n_2 / V \Rightarrow n_2 = C_2.V = C_2.dl.S$

On suppose que toute la quantité de matière des deux compartiments diffuse (la moitié vers extérieur et l'autre moitié vers l'autre compartiment). On ne s'intéressera qu'à la diffusion vers les deux compartiments de part et d'autre.

La quantité de matière qui diffuse de (1) vers (2) $= n_1 / 2 = C_1.V / 2 = C_1.dl.S / 2$

La quantité de matière qui diffuse de (2) vers (1) $= n_2 / 2 = C_2.V / 2 = C_2.dl.S / 2$

La quantité de matière réelle qui diffuse à travers la surface (S) est la différence:

$$n_1 / 2 - n_2 / 2 = C_1.dl.S / 2 - C_2.dl.S / 2 \Rightarrow dn = \frac{1}{2} dl.S.dC$$

Si on divise les deux termes de l'équation par (dt) et on multiplie et on divise le second terme de l'équation par (dl), on obtient:

$$\frac{dn}{dt} = \frac{1}{2} S. \frac{dl^2}{dt} \frac{dC}{dl}$$

En comparant cette équation avec celle de Fick, on peut déduire que le coefficient de diffusion $D = \frac{1}{2} dl^2 / dt$

Le Coefficient de diffusion (D) est aussi proportionnel à la constante de Boltzmann, à la température absolue ainsi qu'au coefficient de frottement de Stokes selon la formule :

$$D = K.T / f = R.T / N.F$$

A première approximation, le coefficient de diffusion est donc inversement proportionnel à la racine cubique du volume et de la masse molaire.

REMARQUES:

- 1- Le raisonnement précédent permet de comprendre que la diffusion est orientée et elle s'explique par l'agitation moléculaire alors qu'elle ne l'est pas.
- 2- La diffusion ne concerne pas seulement le soluté, le solvant lui diffuse aussi de façon à homogénéiser sa concentration. A la diffusion du soluté correspond celle du solvant en direction opposée. Le phénomène d'osmose et de diffusion sont donc conjugués.
- 3- Il n'est pas nécessaire de considérer le mélange des deux liquides, car un liquide pur diffuse à l'intérieur de lui-même.

En 1920, on a pu mesurer le nombre d'Avogadro à partir de la relation: $[D=R.T/N.f]$. En mesurant au microscope l'amplitude moyenne des déplacements des particules sphériques parfaitement calibrées dans un liquide de viscosité connue, on a pu déterminer ce nombre de l'ordre de $6,5.10^{23}$ qui constitue une approximation remarquable.

2- OSMOSE ET PRESSION OSMOTIQUE

2.II.1- INTRODUCTION:

Considérons deux phases séparées par une membrane semi-perméable (les pores de la membrane permettent uniquement la diffusion du solvant). Soit d'un côté de l'eau pure et de l'autre une solution aqueuse dont le diamètre des molécules du soluté est supérieur au diamètre des pores de la membrane. Expérience montre et la thermodynamique prévoit que ce système est déséquilibré. Un flux d'eau (solvant) tend à diffuser du milieu le moins concentré vers le milieu le plus concentré pour diluer le deuxième compartiment.

Ce flux de solvant est le phénomène osmotique fondamental.

En exerçant une pression hydrostatique sur la membrane de séparation pour empêcher le flux de solvant de diffuser, cela rétablit l'équilibre statique et c'est cette pression qui donne la définition à la pression osmotique.

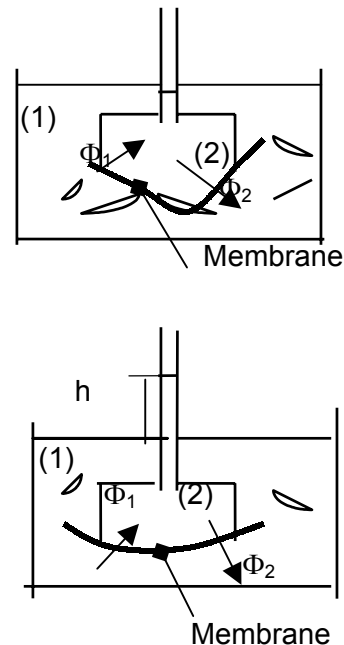
Généralement, c'est le solvant lui-même dans le deuxième compartiment qui exerce cette contre pression qui arrête la diffusion de ce même solvant.

2.II.2- MESURE DE LA PRESSION OSMOTIQUE:

2.II.2.1- OSMOMETRE DE DUTROCHET

Considérons deux compartiments selon la figure ci-contre. Dans le compartiment (1) un solvant pur, de l'eau par exemple et dans le deuxième compartiment une solution aqueuse de concentration (C).

Expérience montre que ce système est déséquilibré, le flux du solvant diffuse alors du milieu le moins concentré vers le milieu le plus concentré ce qui augmente le volume du deuxième compartiment, le liquide remonte dans le tube capillaire à une hauteur (h) et se stabilise à ce niveau. Le poids de la colonne du liquide à l'intérieur du Tube exerce une pression sur la base qui est dans ce cas la surface de la membrane et cette pression empêche le flux du solvant de diffuser continuellement malgré la différence de pression entre les deux compartiments. Cette contre pression exercée sur la membrane définit la pression osmotique et peut être calculée par la pression capillaire $[\rho \cdot g \cdot h]$.



2.II.2.2- LOI QUANTITATIVE DE PFEFFER

En utilisant une membrane parfaitement semi-perméable, le botaniste Pfeffer a pu établir une loi empirique qui reste valable dans le cas d'une solution diluée contenant un seul soluté.

$$\pi = K \cdot \frac{C}{M} \cdot T$$

π : Pression osmotique

C: Concentration pondérale du soluté

M: Masse molaire du soluté

K: Constante qui dépend de l'unité de C.

Habituellement la concentration du soluté est rapportée au solvant. Cette concentration (C_m) exprimant la masse du soluté dissoute dans une masse du solvant, le rapport de cette concentration à la masse molaire définit la molalité (m_l). La constante correspondante (K_m). L'expression précédente aura la forme: $\pi = K_m \cdot m_l \cdot T$

OSMOLALITE:

Dans une solution où les corps du soluté subissent une dissolution en un nombre (β), les molécules qui interviennent seront (β fois). Le cas de NaCl par exemple qui se décompose en ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$) dans ce cas $\beta = 2$.

Dans ce cas il faut considérer l'osmolalité ($\beta \cdot m_l$) et non la molalité.

$$\pi = K_m \cdot \beta \cdot m_l \cdot T$$

Si le soluté se compose de plusieurs corps, et chaque corps se décompose pour donner (β) molécules, l'osmolalité sera:

$$\beta_1 \cdot m_{l1} + \beta_2 \cdot m_{l2} + \beta_3 \cdot m_{l3} + \dots + \beta_n \cdot m_{ln}$$

et la pression osmotique sera:

$$\begin{aligned} \pi &= K_{m1} \beta_1 \cdot m_{l1} + K_{m2} \beta_2 \cdot m_{l2} + K_{m3} \beta_3 \cdot m_{l3} + \dots + K_{mn} \beta_n \cdot m_{ln} \\ \pi &= K_m \cdot T \left(\sum \beta_i \cdot m_{li} \right) \end{aligned}$$

2.II.2.3- LOI DE VAN'T HOFF:

Au lieu de rapporter la concentration à la quantité du solvant, celle-ci est rapportée à la quantité de la solution. Bien que cette loi est la plus fréquente en usage, elle est moins rigoureuse. La concentration est rapportée au volume de la solution (C_v) l'unité en (g / l) par exemple. La constante correspondante dans ce cas sera (K_v) et le rapport (C_v / M) définit la molarité (m_r). L'expression de la loi sera:

$$\pi = K_v \cdot m_r \cdot T$$

Le même cas précédent, lorsqu'un corps se décompose en (β) molécules, on considère plutôt l'osmolarité et non la molarité. La pression osmotique sera alors:

$$\begin{aligned} \pi &= K_v \beta_1 \cdot m_{r1} + K_v \beta_2 \cdot m_{r2} + K_v \beta_3 \cdot m_{r3} + \dots + K_v \beta_n \cdot m_{rn} \\ \pi &= K_v \cdot T \left(\sum \beta_i \cdot m_{ri} \right) \end{aligned}$$

Là on retrouve la loi des gaz parfaits bien qu'elle est moins exacte: $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$

EXEMPLE:

Soit une solution molaire (de concentration 1 mole / litre), par approximation cette solution produit le même effet qu'un gaz comprimé jusqu'à ce que chaque mole occupe un volume de 1 litre.

Dans les conditions normales de température ($0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$):

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \pi \cdot 10^{-3} = 1.8,31 \cdot 273 \Rightarrow \pi = 10^{-3} \cdot 1.8,31 \cdot 273 = 2,269 \cdot 10^6 \text{ Pa.}$$

Lorsqu'on exprime cette unité en (at.):

$$\pi = \frac{2,269 \cdot 10^6}{1,013 \cdot 10^5} = 22,399 \approx 22,4 \text{ at.}$$

C'est à dire que la solution idéale d'une osmolarité égale à 1 s'oppose au flux de son solvant à travers une membrane semi-perméable par une pression osmotique égale à 22,4 at., dans les conditions normales.

Cette pression est donc calculée à 0°C , si on désire calculer cette pression dans une température (T), on applique la relation suivante:

$$\pi_t = \pi_t \cdot \frac{t + 273}{273} \Rightarrow \pi_t = 22,4 \cdot \frac{t + 273}{273} \text{ at.}$$

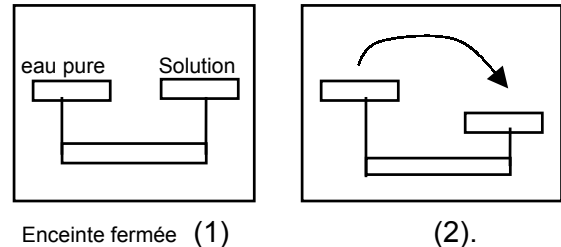
2.II.3- LOI DE RAOULT

2.II.3.1- Tonométrie:

L'interface qui sépare la solution de son solvant ne peut être obligatoirement une membrane, car la phase gazeuse peut jouer le rôle de cet interface.

Sur les deux plateaux d'une balance, on dispose de deux volumes égaux de solution et de solvant de part et d'autre (Fig.)

Expérience montre que c'est un système en déséquilibre car on constate que la balance se penche du côté solution (augmentation du poids). Cette augmentation du poids est due à la diffusion du flux du solvant à travers l'air (interface gazeuse) pour diluer la solution concentrée



2.II.3.2- Cryoscopie:

De l'eau refroidit dans un système isolé présente certaines caractéristiques de variation de température en fonction du temps.

Un refroidissement exercé sur de l'eau en vue de la congeler présente une allure spécifique d'abaissement de température:

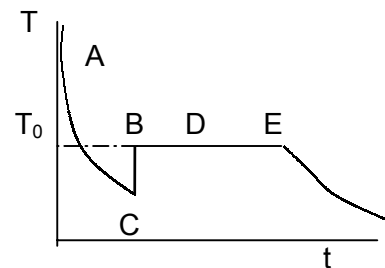
AB: refroidissement de l'eau

BC: A une température inférieure à 0°C, l'eau garde toujours sa nature liquide (phénomène de surfusion).

CD: l'augmentation brusquée de la température et l'apparition des premiers cristaux de glace.

DE: durant la congélation (présence de l'eau liquide et la formation des cristaux de glace), la température reste constante (température de congélation).

Au delà de E, toute la quantité du liquide aura été transformée en solide et la température de l'eau suit l'abaissement extérieur.



Dans le cas des solutions aqueuses, la courbe présente la même allure sauf que (T_s : température de congélation de la solution) est inférieur à (T_0 : température de congélation de l'eau pure).

Comme résultat, la température de n'importe quelle solution est inférieure à la température de congélation de son solvant.

La différence de température de congélation est dite abaissement cryoscopique (ΔT).

$$\Delta T = T_0 - T_s$$

L'abaissement cryoscopique est proportionnel au nombre d'osmole contenu dans 1 kg du solvant.

$$\Delta T \propto \omega \Rightarrow \Delta T = K_{cr} \cdot \omega$$

où :

K_{cr} : Constante de proportionnalité est dite constante cryoscopique. Pour l'eau cette constante = 1,86

ω : Osmolarité

* OSMOMETRIE ET CRYOMETRIE:

L'osmométrie directe (Osmomètre de Dutrochet) est inapplicable pour les raisons suivantes:

1- Difficulté d'obtention de la membrane correspondante aux petites particules.

2- Pour des concentrations même faibles, on obtient de grandes valeurs de pression osmotique.

EXEMPLE:

Une solution de NaCl concentrée à (9 g / l) à 25°C , produit une pression de:

$$\pi = R.T. \omega \Rightarrow \omega = 9.2 / 58,5 = 0,307 \text{ Os / l} \Rightarrow \pi = 8,31.0,307.10^{+3}. (273+25) = 7,6.10^5 \text{ Pa} \approx 7,5 \text{ at.}$$

Cela correspond à une colonne d'un liquide dans un tube capillaire de 7,5 m.

Pratiquement, ces mesures sont faites conformément à la loi de Raout.

$$\Delta T = K_{cr}. \omega \Rightarrow \omega = \Delta T / K_{cr} \quad \text{pour un sérum sanguin, } \Delta T = 0,56^\circ\text{C}$$
$$\Rightarrow \omega = 0,56 / 1,86 = 0,301 \text{ Os / l}$$

la pression osmotique peut alors être calculée selon:

$$\pi = R.T. \omega \Rightarrow \pi = 8,31.0,301.10^{+3}. (273+37) = 7,754.10^{+5} \text{ pa} = 7,65 \text{ at.}$$

Quelques valeurs d'abaissements cryoscopiques:

Solvant	Température de congélation (°C)	Constante cryoscopique (° par mol)
Benzène	5,6	4,9
Acide acétique	17	3,9
Phénol	40	7,27
Camphre	180	40

2.II.4- TRAVAIL OSMOTIQUE:

Pour concentrer une solution, il faut développer un travail à température constante.
(Travail du rein par exemple)

Par définition, le travail:

$$W = F.X \Rightarrow W = \pi.S.X \Rightarrow W = \pi.V \Rightarrow dW = \pi.dV \Rightarrow dW.V = n.R.T.dV$$

$$\Rightarrow dW = n.R.T.dV/V$$

$$\Rightarrow W \text{ est obtenue en intégrant cette relation de } V_1 \text{ à } V_2$$

$$\Rightarrow W = n.R.T. \log (V_2/V_1)$$

$$V_1 = W / \pi_1 \text{ et } V_2 = W / \pi_2.$$

$$\Rightarrow W = n.R.T. \log [(W/\pi_2.) (\pi_1/W)] \Rightarrow W = n.R.T \log (\pi_1/ \pi_2)$$

Ce travail peut être exprimé par la concentration:

$$\pi_1 = C_1.R.T, \pi_2 = C_2.R.T.$$

$$\Rightarrow W = n.R.T. \log (C_1 / C_2).$$

$$C_1 > C_2 \Rightarrow \text{Travail osmotique positif}$$

$$C_1 < C_2 \Rightarrow \text{Travail osmotique négatif.}$$

2.III- INTERFACES BIOLOGIQUES:

2.III.1- STRUCTURE DE LA MEMBRANE BIOLOGIQUE:

2.III.1.1- GENERALITES:

Par définition, les membranes biologiques sont considérées comme étant des structures qui séparent deux phases aqueuses. Leurs compositions dépendent du type des cellules dont elles font partie.

Malgré plusieurs études dans ce domaine, la structure exacte de la membrane cellulaire reste à définir. L'utilisation du microscope électronique, des méthodes spectroscopiques (absorption de la lumière, fluorescence, R.M.N. et la diffraction des rayons X) permettent d'obtenir des informations sur la disposition spatiale ainsi que sur le mouvement inter membranaire et ses différents constituants. L'utilisation des traceurs radioactifs ainsi que les mesures enzymatiques sont utilisées pour l'étude des phénomènes de transport à travers ces membranes et leurs propriétés métaboliques.

2.III.1.2- MODELES DE LA MEMBRANE

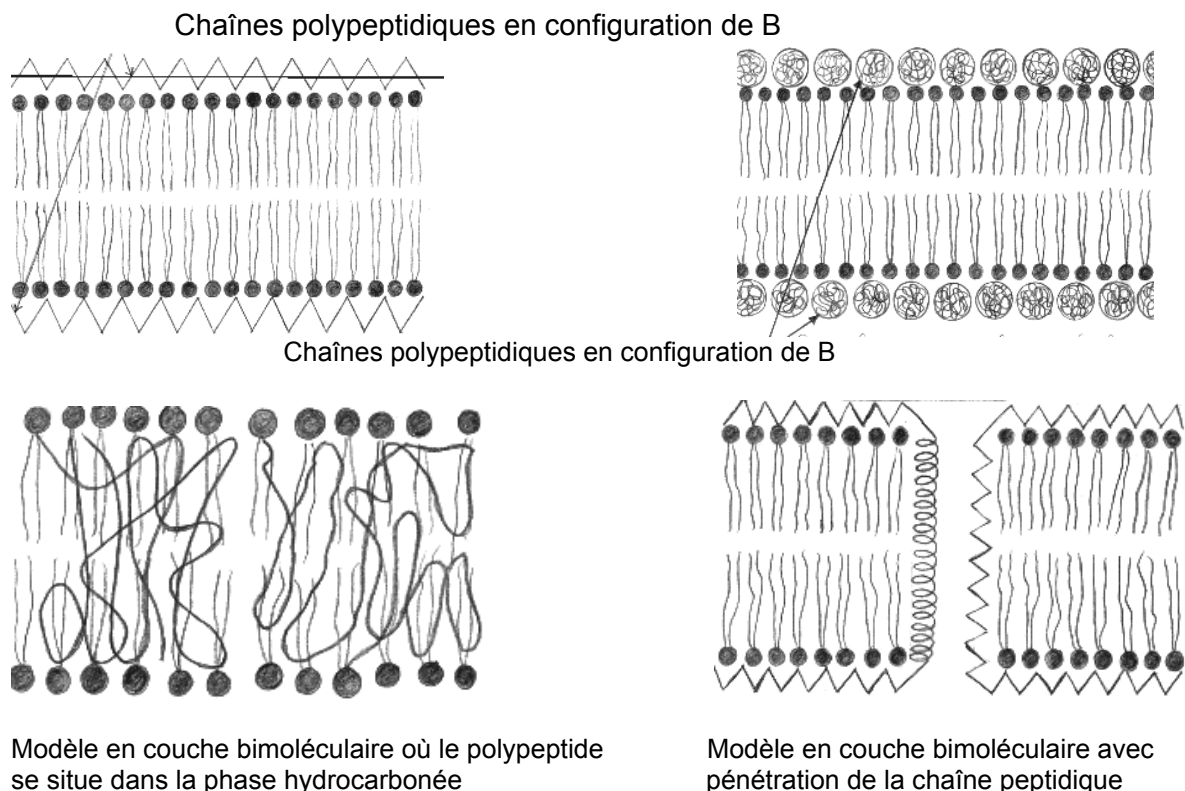
* MODELE DE LA MEMBRANE UNITAIRE:

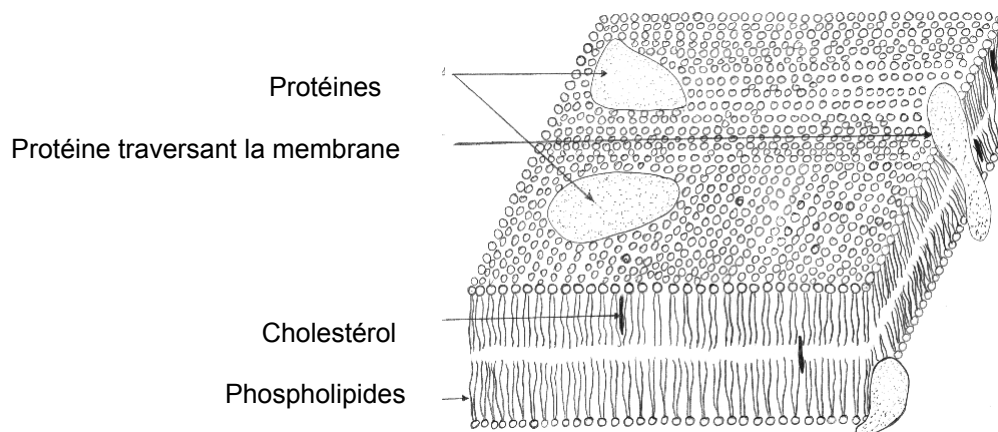
Pour arriver à schématiser la membrane cellulaire, plusieurs études qui ont abouti à plusieurs modèles sont proposés et cela depuis Danielli et Davidson en 1935 et Robertson en 1957 qui ont formulé le modèle unitaire de la membrane dont le principe de base est que la disposition en double couche des phospholipides constituant le squelette de la membrane couverte de part et d'autre par deux couches de protéines.

* MODELE DE LA MOSAIQUE FLUIDE

C'est le modèle qui semble le plus proche à la réalité. Selon ce modèle la membrane est une structure quasi-fluide. Les phospholipides forment la double couche sur laquelle les protéines peuvent flotter (protéines extrinsèques) et d'autres protéines pénètrent plus ou moins profondément (protéines structurales) tandis que d'autres traversent la membrane de part et d'autre (protéines responsables du transport actif).

Deux modèles de membranes unitaires:





Modèle de la mosaïque fluide

2.III.2- RÔLE DES MEMBRANES BIOLOGIQUES

Leur rôle ne se limite pas à la simple séparation entre les deux milieux (intra et extra-cellulaire), mais il est beaucoup plus complexe qu'on l'imagine.

L'échange ionique à travers la membrane est un phénomène observé depuis très longtemps. Actuellement, l'utilisation des éléments radioactifs (C^{14} , H^3) est devenue très courante dans ces études.

A première vue, la membrane peut paraître comme une membrane artificielle, mais on a observé que plusieurs corps microscopiques n'ont pas la possibilité de diffuser à travers elle comme la Dopamine (modulateur du système nerveux) alors que d'autres corps avec les mêmes dimensions (la même taille moléculaire) diffusent librement à travers la membrane comme la Dihydroxyphénylamine (utilisée dans la maladie de Parkinson).

De même, on remarque que la concentration des ions (Na^+) dans le milieu extra-cellulaire est supérieure à celle du milieu intra-cellulaire alors que la concentration des ions (K^+) est inversée. Les petites particules non polaires diffusent rapidement et leurs vitesses sont proportionnelles à leurs tailles. Ces différences sont dues à la présence des protéines. La membrane est aussi perméable aux molécules chargées, et la vitesse n'est plus proportionnelle à la taille. Les acides aminés et le glucose par exemples traversent la membrane aussi vite que l'eau.

Ceci montre la complexité de son rôle qui se caractérise par l'intervention d'autres mécanismes propres à la membrane. Ces mécanismes sélectionnent tout le transport et qu'on appelle la perméabilité sélective qui va parfois contre les lois de la diffusion libre.

La membrane peut jouer le rôle d'une membrane artificielle où l'échange s'effectue sous l'effet de la différence de pression uniquement c'est à dire sous l'effet osmose ou la diffusion libre, c'est le transport passif.

2.III.3- PERMEABILITE DES MEMBRANES BIOLOGIQUES A L'EAU

Dans la plupart des diffusions de l'eau à travers la membrane biologique, c'est les lois de la physique (diffusion et osmose) qui régissent ce transport.

Apparemment, toutes les diffusions d'eau sont le résultat du transport passif, alors dans plusieurs cas les échanges obéissent aux lois d'énergie propre de la membrane (transport actif).

Le volume de la cellule est ainsi variable selon son absorption ou son rejet à l'eau. Le volume de la cellule est donc déterminé par la quantité d'eau contenue à l'intérieur.

La diffusion de l'eau à travers la membrane peut être divisée en deux types:

- 1- Par les mesures des variations du volume cellulaire comme résultat des variations du milieu extra-cellulaire.
- 2- Par les mesures de la réaction de la membrane envers les variations du milieu extra-cellulaire (perméabilité à l'eau).

La membrane ne peut être considérée comme le seul élément déterminant dans ces échanges, car le phénomène est beaucoup plus complexe et dépend des deux milieux intra et extra-cellulaire et de la diffusion ionique.

2.III.3.1- MECANISMES DE DIFFUSION DE L'EAU.

La diffusion de l'eau à première approximation obéit aux seuls lois de la différence de concentration, alors que cette diffusion peut avoir lieu même dans le cas de l'égalité des concentrations entre les deux milieux (dans ce cas la quantité de l'eau est la même dans les deux sens).

Dans le cas de la différence de concentration, la diffusion de l'eau est étudiée sur la base du gradient de concentration (diffusion libre et différence de pressions osmotiques entre les deux milieux).

A- DIFFUSION:

La force qui induit la diffusion est le résultat de la variation de concentration. A première approximation, nous pouvons appliquer la loi de Fick:

Le flux (Φ) de la matière qui diffuse est donnée par: $\Phi = - D \frac{dC}{dx}$

Suite aux paramètres propre à la membrane et qui influencent cette diffusion, cette loi peut être corrigée comme suite:

$$\Phi = - D_m \cdot K \cdot \frac{dC}{dx}$$

où: D_m : Coefficient de diffusion propre à la membrane

K : Coefficient de dissociation de la (membrane / eau).

Ce coefficient est défini par le rapport entre la concentration du soluté dans la membrane et celle dans l'eau lorsque ces deux milieux sont en contact. Ce rapport est égal à l'équilibre au coefficient de dissociation de l'huile d'olive et l'eau, et peut être mesuré par l'addition du soluté au mélange de l'huile d'olive et l'eau et l'attente jusqu'à la séparation puis le relevé de la concentration du soluté dans l'huile d'olive et dans l'eau. Leur rapport détermine le coefficient de dissociation.

Le flux est déterminé par:

$$\Phi = \frac{dn}{S \cdot dt} = \frac{1}{S} \cdot \frac{dn}{dt}$$

où : $\frac{dn}{dt}$ moyenne de diffusion à travers la membrane

$$\frac{dn}{dt} = - D_m \cdot S \cdot K \frac{dC}{dx} = - S \cdot \frac{D_m \cdot K}{dx} \cdot dC \quad \text{où} \quad \frac{D_m \cdot K}{dx} = P : \text{la perméabilité de la membrane}$$

$$\frac{dn}{dt} = - S \cdot P \cdot dC$$

Les mesures de la diffusion de l'eau à travers la membrane, peuvent être obtenues par l'introduction de la cellule dans de l'eau radioactive de les mesures de la quantité de l'eau marquée dans le milieu intra-cellulaire et l'eau non radioactive dans le milieu extra-cellulaire.

L »L'expérience montre qu'il n'y a pas de flux d'eau pure, la quantité d'eau qui diffuse du milieu intra vers le milieu extra (non radioactive) est égale à la quantité d'eau qui diffuse du milieu extra vers le milieu-intra cellulaire (radioactive) et donc pas de variation de volume cellulaire.

$$\frac{dn}{dt} = \frac{d(C.V)}{dt} = V \frac{dC}{dt} ; \frac{dn}{dt} = -P.S. \frac{dC}{dt} \Rightarrow \frac{dC}{dt} = -P \frac{S}{V} (C - C_e)$$

C_e : Concentration de l'eau radioactive dans le milieu extra-cellulaire:

$$\frac{dC}{C - C_e} = -P \frac{S}{V} dt ; \int_C^{C_0} \frac{dC}{C - C_e} = -P \frac{S}{V} \int_0^t dt \Rightarrow \log(C - C_e) \Big|_C^{C_0} = -P \frac{S}{V} t \Rightarrow \log \frac{C_0 - C_e}{C - C_e} = -P \frac{S}{V} t$$

$$P = -\frac{V}{St} \log \frac{C_0 - C_e}{C - C_e} \Rightarrow P = \frac{V}{St} \log \frac{C_e}{C - C_e}$$

où $C_0 = 0$; Car la concentration de l'eau radioactive dans le milieu intra-cellulaire à l'instant $t = 0$ est nulle.

$$D = \frac{KT}{f} = \frac{KT}{6\pi\eta r}; \text{ le flux de diffusion: } \Phi = -D \frac{dC}{dx} \Rightarrow \Phi = -D_m k \frac{dC}{dx} \Rightarrow \Phi = -\frac{KTk}{f} \frac{dC}{dx} \Rightarrow \Phi = -A \frac{T}{\eta r} \frac{dC}{dx}$$

A: Constante

Le flux de diffusion dépend donc de:

- 1- La différence de concentration entre les deux milieux
- 2- De la température absolue
- 3: Viscosité et l'épaisseur de la membrane
- 4- Rayon des molécules qui diffusent.

Le transport de l'eau à travers la membrane n'obéit pas uniquement à la diffusion libre des molécules, mais il peut aussi être expliqué par l'osmose pure.

B- OSMOSE:

L'interprétation du flux d'eau à travers la membrane par l'effet osmose, suppose les hypothèses suivantes:

- 1- La semi-perméabilité de la membrane (la seule diffusion de l'eau est considérée) dans des intervalles déterminés et limités (dans des longues durées le flux d'eau entraîne avec lui des molécules dissoutes).
- 2- La régulation du flux d'eau par les constituants de la membrane (perméabilité sélective à l'eau, le milieu intra-cellulaire influence probablement ce flux).
- 3- L'état de stabilité de la cellule avec son milieu extra-cellulaire.
- 4- Les molécules dans le milieu intra cellulaire sont considérées comme dissoutes et donc (solution) notamment les protéines cellulaires.

Généralement le phénomène d'osmose est fonction de la relation de Luké et Mc.Cutcheon sous la forme de:

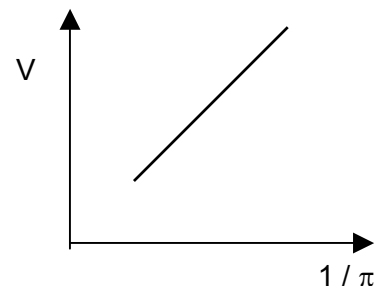
$$\pi (V - b) = \pi_0 (V_0 - b)$$

π_0 : Pression osmotique de la cellule

V_0 : Volume cellulaire

b : Volume du non-solvant dans la cellule.

La cellule vivante vérifie la relation linéaire entre le volume cellulaire et l'inverse de sa pression osmotique.



Les mesures de la perméabilité de l'eau à travers la membrane s'effectuent soit par la diffusion libre, soit par la différence de pression osmotique due à la différence de concentration (cette méthode est plus complexe).

Le tableau suivant résume les deux méthodes où on constate que la perméabilité osmotique est plus importante que celle de la diffusion et cela s'explique par l'existence des pores qui active la perméabilité d'eau étant donné qu'elle est une diffusion volumique tandis que la diffusion libre est un processus lent.

L'utilisations des lois de fick, de la viscosité et de Poiseuille, permettent de déterminer les diamètres des pores de la membrane et ils sont estimés à 0,9-9,9 Å°.

L'influence des diamètres des pores sur la diffusion est très contestée actuellement. En 1982, un autre modèle est établie pour expliquer l'augmentation de la quantité de l'eau qui diffuse et cela par les protéines complémentaires. Ces protéines participent dans le transport de presque 90 % de l'eau osmotique.

Autres mécanismes d'interprétation de la perméabilité de la membrane à l'eau:

1- Osmose locale:

La diffusion ionique induit un gradient de concentration au voisinage de la membrane ce qui active la diffusion de l'eau.

2- Pression statique:

Il est démontré que la pression statique entre deux solutions séparées par une membrane translucide, que les liquides diffusent à travers celle-ci malgré l'égalité des concentrations. Ce phénomène peut donc jouer un rôle dans l'activation du processus de diffusion.

3- Phénomène de la double-membrane:

Cette hypothèse suppose que la membrane est constituée de deux phases et que la diffusion de l'eau à travers la première phase induit une variation de l'osmose locale, ce qui augmente la pression statique entre les deux phases et cela produit un flux volumique à travers la deuxième phase qui est supposée plus perméable que la première.

4- La Co-diffusion:

Cette théorie suppose que le mouvement du soluté à travers les pores entraîne une quantité d'eau, ce qui active cette diffusion.

5- L'électro-osmose:

Le flux d'eau à travers la membrane tend à neutraliser la charge électrostatique ionique, car la différence de concentration ionique porte la membrane à un niveau de potentiel électrique.

6- Les déformations structurales mobiles

Les chaînes carbo-hydratiques subissent des déformations sous l'effet de la température et il en résulte une quantité d'eau allant jusqu'à 50 % de leur volume. Le mouvement de ces déformations s'accompagne par l'eau à travers la membrane.

L'entraîne d'activation de l'eau:

La perméabilité de l'eau est donnée par la relation de Reynolds : $\log P = \Delta E / R.T + \log B$

où B: constante

ΔE : Energie d'activation.

2.III.4- PERMEABILITE AU MOLECULES CHARGEES ELECTRIQUEMENT

La différence de concentration de part et d'autre de la membrane est maintenue grâce à une force dirigée en sens inverse de la force chimique. La pression osmotique est compensée par le potentiel électrique. Toute polarisation de la membrane implique à l'équilibre une différence de concentration de part et d'autre de cette membrane.

Le potentiel électrochimique pour une cellule vivante est donné par la relation suivante:

$$\mu = \mu_0 + R.T.\log C + Z.F.V$$

μ_0 : Potentiel électrochimique normal

R : Constante des gaz parfaits

T: Température absolue

C: Concentration

Z: Valence d'un élément

F: Constante de Faraday

V: Potentiel électrique

A l'équilibre entre les deux compartiments, le potentiel électrochimique est égale entre les deux:

$$\begin{aligned}\mu_1 &= \mu_2 \Rightarrow \mu_0 + R.T.\log C_1 + Z.F.V_1 = \mu_0 + R.T.\log C_2 + Z.F.V_2 \\ \Rightarrow R.T.\log C_1 - R.T.\log C_2 &= Z.F.V_2 - Z.F.V_1 \Rightarrow R.T. (\log C_1 - \log C_2) = Z.F.(V_2 - V_1) \\ \Rightarrow R.T.\log C_1 / C_2 &= Z.F.V \\ \Rightarrow V &= R.T. / Z.F. \log C_1 / C_2 \text{ [Potentiel de la membrane]} \\ \Rightarrow C_1 &= C_2 e^{(Z.F./R.T).V} \text{ Loi de Nernst}\end{aligned}$$

2.III.5- TRANSPORT ACTIF

Parfois nous avons vu que le transport peut se produire contre le gradient de concentration chimique (molécules non chargées) ou contre le gradient électrochimique (molécules chargées). Cela exige évidemment une énergie.

Le transport actif des ions utilise souvent l'hydrolyse de l'A.T.P. comme source d'énergie. Ces transporteurs actifs d'ions qui utilisent l'énergie de l'A.T.P. pour maintenir une différence de part et d'autre de la membrane sont appelés Pompes. Trois d'entre elles sont bien connues, la pompe Ca^{++} , la pompe proton-motrice et la pompe Na^+ / K^+ .

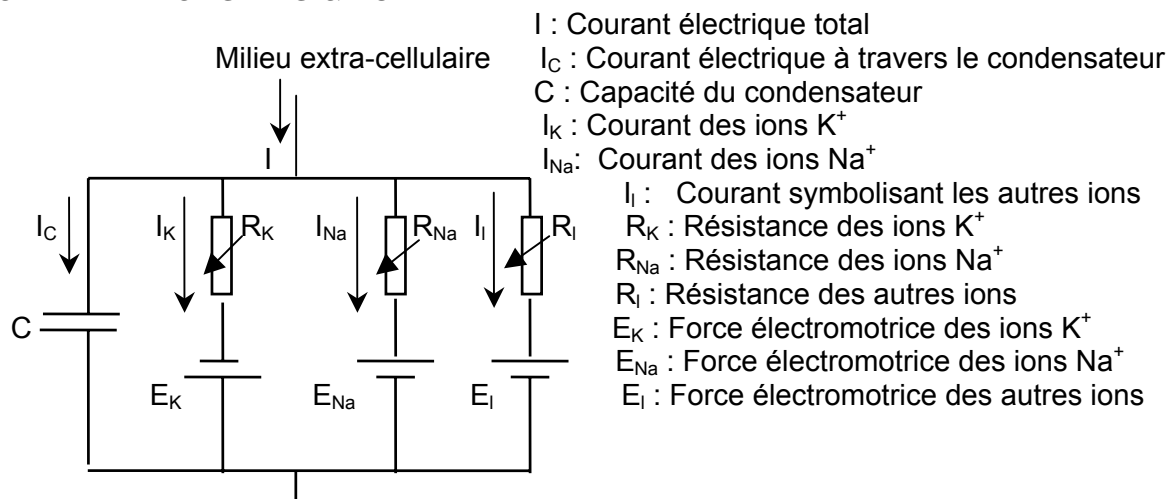
Si on calcule la différence de potentiel de part et d'autre de la membrane à l'aide de l'équation de Nernst et pour le K^+ seulement (un rapport de 400 / 20), la valeur obtenue est égale à -75 mV. Au repos, la membrane est plus perméable aux ions K^+ qu'aux ions Na^+ . Deux transporteurs protéiques jouent un rôle fondamental dans le maintien du potentiel de la membrane.

- La pompe Na^+ / K^+ qui est à l'origine du gradient osmotique pour le Na^+ et le K^+ .
- Le canal de fuite du K^+ qui permet à celui-ci de quitter la cellule dans le sens de son gradient chimique.

Le potentiel de la membrane varie en général de 20 à 200 mV.

On peut résumer le fonctionnement ou la perméabilité de la membrane aux différents éléments à l'aide du modèle suivant:

2.III.6- SHAMA ELECTRIQUE EQUIVALENT D'UNE MEMBRANE CELLULAIRE: MODELE DE HODGKING & HUXLEY:



La membrane possède la propriété de s'opposer au passage de certains ions, cette caractéristique est représentée par une branche incluant un condensateur. Le courant à travers le condensateur $I_C = C. dV / dt$

Par contre d'autres ions diffusent librement à travers elle, cette diffusion est sous l'effet de la différence de potentiel électrique représentée par une force électromotrice (E_I). Un transport ionique (mouvement de charge) n'est rien d'autre qu'un courant électrique représenté par (I_I). La propriété de commander ce passage ionique par la membrane est schématisée par une résistance variable. (Normalement le circuit obéit pas à la loi d'Ohm). Vu leur importance, les ions Na^+ et les ions K^+ sont représentés par des branches séparées.

$$E_K^+ = R_K^+ \cdot I_K^+ ; g_K^+ = 1 / R_K^+ \Rightarrow I_K^+ = g_K^+ \cdot E_K^+ \text{ où } g_K^+ : \text{Conductance électrique}$$

$$E_{Na}^+ = R_{Na}^+ \cdot I_{Na}^+ ; g_{Na}^+ = 1 / R_{Na}^+ \Rightarrow I_{Na}^+ = g_{Na}^+ \cdot E_{Na}^+ \text{ où } g_{Na}^+ : \text{Conductance électrique}$$

$$E_I^+ = R_I^+ \cdot I_I^+ ; g_I^+ = 1 / R_I^+ \Rightarrow I_I^+ = g_I^+ \cdot E_I^+ \text{ où } g_I^+ : \text{Conductance électrique}$$

$$\text{Le courant total } I = I_K^+ + I_{Na}^+ + I_I^+$$

En mesurant le potentiel de la membrane, cela nous permettra de déterminer les concentrations ioniques correspondantes et vice-versa.