

FACULTE DE MEDECINE DE SFAX
LABORATOIRE DE BIOPHYSIQUE



PROPRIETES COLLIGATIVES DES SOLUTIONS

Public cible PCM1

Professeur Agrégé Charfeddine Salma
Email salmacharf@yahoo.fr

Année universitaire 2025/2026

OBJECTIFS DU COURS

- 1 - Définir les deux types de membranes : semi-perméable et dialysante**
- 2- analyser la mesure expérimentale de la pression osmotique (Pfeiffer, Dutrochet)**
- 3– expliquer l'osmolarité d'une solution**
- 4 – calculer la pression osmotique, la pression osmotique efficace, la $\Delta\theta$ cryoscopique efficace**
- 5- choisir les techniques de mesures biologiques : domaines d'application**
- 6 – illustrer le phénomène de Starling et filtration glomérulaire**
- 7- comparer : isotonicité - iso-osmoticité**

PRETEST

- 1 – De quoi dépend la diffusion entre deux compartiments séparés par une membrane ?**
- 2- Quels sont les différents types de membranes ?**
- 3- quels sont les mécanismes qui expliquent la filtration glomérulaire et la genèse des oedèmes**

I - INTRODUCTION

Les propriétés colligatives des solutions sont un ensemble de phénomènes caractérisant les solutions et dépendant uniquement du nombre des molécules cinétiquement actives contenues dans la solution (colligere = dénombrer).

Elles sont dites colligatives parce que les molécules de solvant se comportent comme rendues moins libres par la présence de molécules de solutés.

Par rapport au solvant pur, une solution montre :

1. Un abaissement de la pression de vapeur qui se traduit par une élévation de la température d'ébullition.

2. Un abaissement du point de congélation.

3. Le développement, dans certaines conditions précises, d'une pression dite osmotique, celle-ci peut atteindre des valeurs élevées.

Cette dernière propriété a une importance biologique majeure.

II - OSMOSE ET DIALYSE

II.1 - DEFINITIONS

Les problèmes d'osmose et de dialyse sont les conséquences d'une diffusion particulière sélective à travers un filtre.

On définit :

L'osmose : comme étant la diffusion à travers un filtre perméable seulement aux molécules du solvant.

La dialyse : étant la diffusion à travers un filtre, perméable au solvant et au soluté micromoléculaire ; imperméable aux grosses molécules (protéines).

On distingue en fait deux types de membranes.

- **La membrane héli ou semi perméable** :

Elle laisse passer les molécules du solvant seulement.

Exemples :

- Parchemin
- Vessie de porc
- Précipité de ferrocyanure de cuivre sur une paroi poreuse.

- **La membrane dialysante** :

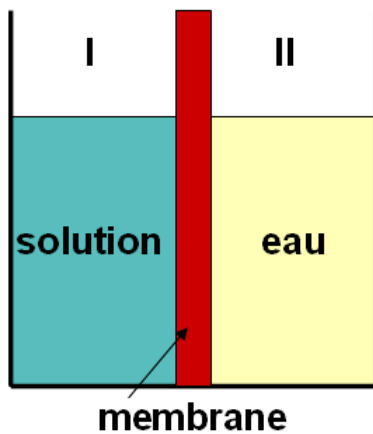
Elle retient seulement les grosses molécules.

Exemples :

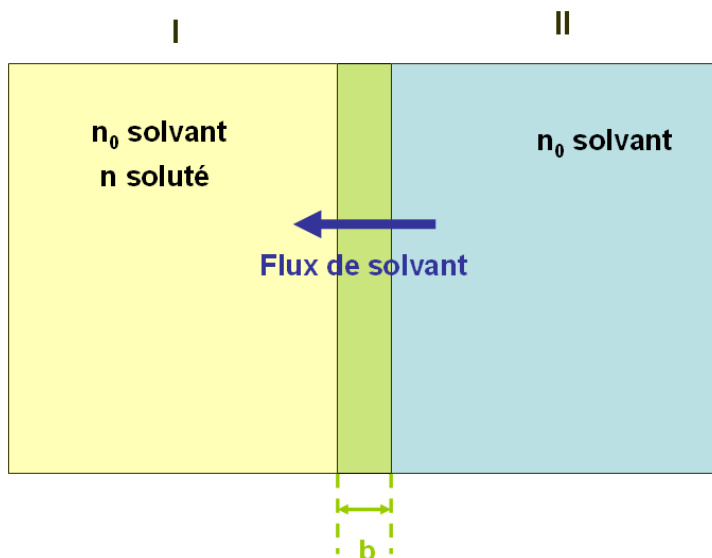
- le Cellophane
- le collodion

Chez l'homme le glomérule rénal et les capillaires sont des exemples de membranes dialysantes.

II.2 ASPECT EXPERIMENTAL



Soit une membrane semi-perméable parfaite séparant une solution (I) de molécules neutres (= molécules neutres + eau), de son solvant pur (l'eau par exemple) (II), les deux compartiments étant supposés de volume égaux.



Aucune molécule de soluté ne peut traverser la membrane, alors que toute molécule de solvant le peut.

Deux phénomènes sont à l'origine d'un déplacement de solvant à travers cette membrane :

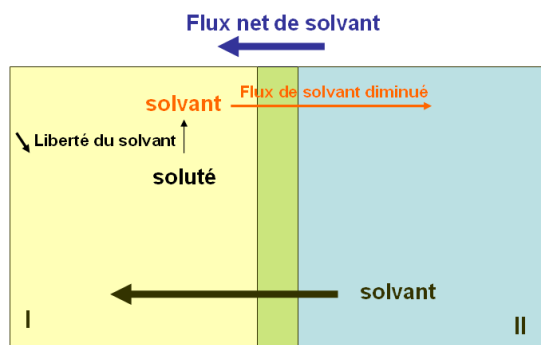
II.2.1 La diffusion

Sous l'effet de l'agitation thermique, et selon la loi de FICK, la diffusion des molécules de solvant se fait du compartiment le plus concentré (II) vers le moins concentré (I).

Or, l'augmentation du volume en I exerce une pression sur la membrane limitant le déplacement du solvant de II vers I.

II.2.2 La filtration

C'est le déplacement de molécule à travers une membrane sous l'effet d'une différence de pression



Remarque : *Tout se passe comme si la présence de molécules de soluté dans la solution rendait moins libre les molécules de solvant et réduisait l'importance de la diffusion des molécules de solvant dans le sens solution → solvant pur.*

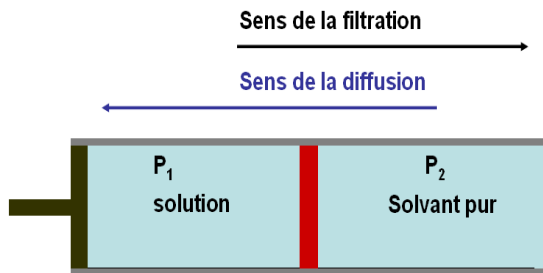
Cette relation met bien en évidence la cause de l'osmose (présence de molécules de solutés incapables de traverser la membrane).

II.3 L'osmose – Notion de pression osmotique

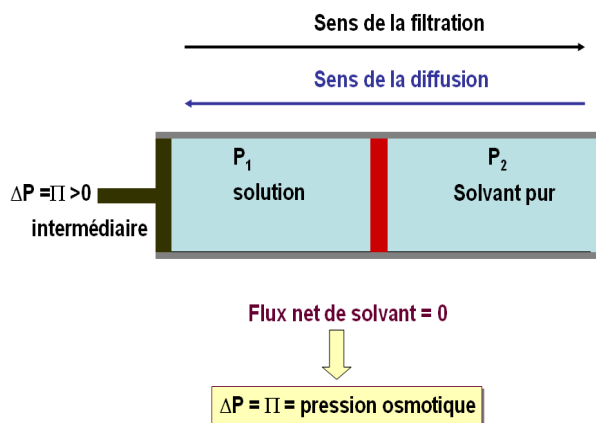
II.3.1 Définition de l'osmose

L'osmose est le flux de solvant à travers une membrane semi-perméable due aux phénomènes de diffusion.

Considérons le dispositif expérimental suivant avec deux compartiments (solution et solvant pur) séparés par une membrane semi-perméable.

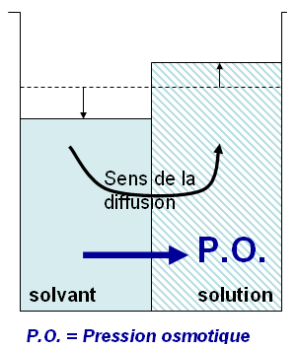


Le flux net de solvant entre les deux compartiments dépend de la diffusion et de la filtration exprimée par la valeur et le signe de $\Delta P = P_1 - P_2$.



Il existe une différence de pression intermédiaire $\Delta P = \Pi$ appelée pression osmotique où le flux de solvant devient nul c'est-à-dire que le flux par diffusion est exactement compensé par le flux de filtration. C'est la pression osmotique.

II.3.2 Définition de la pression osmotique



La pression osmotique d'une solution est la pression Π qu'il faut exercer sur la solution séparée du solvant pur par une membrane semi-perméable pour empêcher le solvant de passer par diffusion du solvant pur vers la solution.

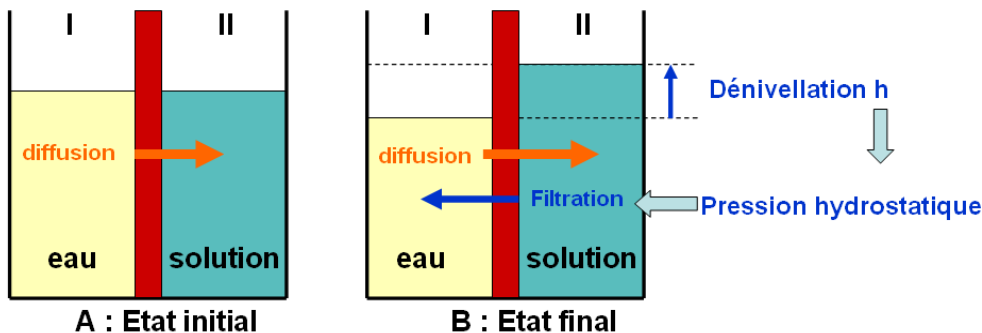
II.4 Expression de la pression osmotique pour un soluté neutre

L'expérience montre que si Π est exprimée en pascal, C_m en mole/m³, T en kelvin, R étant la constante des gaz parfaits

$$\Pi = R.T.C_m = R.T.\frac{n}{V} \text{ c'est la loi de Vant'Hoff pour les solutés neutres.}$$

II.5 Détermination expérimentale de la pression osmotique

Dans l'expérience schématisée ci-dessous (partie A) et selon la loi de Fick, toute l'eau devrait ainsi diffuser de (I) vers (II).



En réalité le passage de l'eau vers (II) entraîne l'augmentation de son volume et une dénivellation des surfaces d'une hauteur h .

Il apparaît une pression hydrostatique qui s'exerce sur les particules de la solution (II) et en particulier sur celles de l'eau :

$$\begin{aligned} P_{\text{hydrostatique}} &= \text{Force/surface} \\ &= Mg/S = \rho Vg / S \\ &= \rho Shg / S. \end{aligned}$$

$$P = \rho.h.g$$

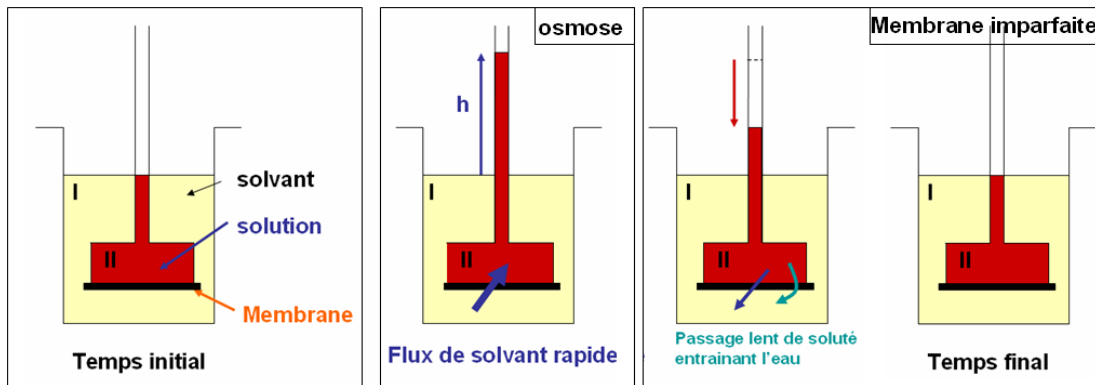
Cette pression hydrostatique est responsable d'une filtration qui vient s'opposer à la diffusion. Plus l'eau passe de I vers II, plus cette pression augmente. La pression hydrostatique à l'équilibre est égale à la pression osmotique.

II.5.1 Osmomètre du DUTROCHET

Matériel : Le dispositif est constitué par un petit récipient prolongé à sa partie supérieure par un tube capillaire vertical et obturé à sa partie inférieure par une membrane semi perméable imparfaite (vessie de porc). L'ensemble, contenant une

solution de saccharose est immergée dans un cristalliseur contenant de l'eau pure (= solvant).

Dutrochet observe une ascension rapide liquide dans le tube capillaire par le passage de l'eau. La mesure de la pression osmotique se fait par la mesure de la hauteur h du liquide (eau sucrée) qui est montée dans le capillaire de l'osmomètre.

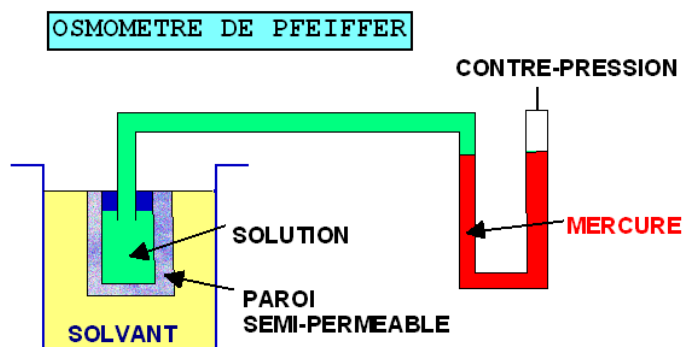


Une fois l'équilibre atteint, il a observé un abaissement secondaire beaucoup plus lent du niveau à sa valeur initiale due au fait que la membrane est imparfaite et laisse passer le sucre à une vitesse beaucoup plus lente que l'eau entraînant avec lui un flux de solvant plus important vers le grand récipient (compartiment I).

II.5.2 Osmomètre de PFEIFFER

Dans ce cas la membrane est rigoureusement semi-perméable, composée de gel de ferrocyanure de cuivre, déposé sur la paroi poreuse d'un vase. On empêche l'eau d'entrer dans l'osmomètre en appliquant une contre pression P équilibrant la pression d'entrée du solvant.

P mesure à l'équilibre, la pression osmotique de la solution.



II.6 Expression mathématique de la pression osmotique pour une solution électrolytique.

Pour un électrolyte, c'est le nombre de particules dissoutes qui intervient dans l'effet osmotique. En effet, la pression osmotique est doublée pour l'électrolyte NaCl (chaque molécule de NaCl se dissocie en deux ions), et triplée pour Na₂SO₄. Plus généralement, si un corps de molarité m se dissocie de telle sorte que chaque molécule donne en moyenne β particules, il faut considérer dans la formule non pas la molarité m , mais le terme $m.\beta$ appelé **osmolarité**.

$$P.O. = R.T.m.\beta$$

Calcul de β :

- 1) $\beta = 1$ pour les solutés non électrolytiques.
- 2) β n'est pas un entier si la dissociation est partielle.



Soit α le degré de dissociation défini par :

$$\alpha = \frac{\text{Nombre de molécules dissociées}}{\text{Nombre de molécules neutres introduites en solution}}$$

Soit p le nombre théorique d'ions par molécule neutre si la dissociation était complète :

$$p = k + j$$

1 mole de molécule neutre donne α moles de molécules dissociées et $1 - \alpha$ restent non dissociées. Les α moles de molécules dissociées donnent $\alpha.p$ moles d'ions en solution.

Le nombre de moles de particules cinétiquement actives par mole de molécules neutres sont :

$$\beta = 1 - \alpha + \alpha.p = 1 + \alpha (p - 1)$$

II.7 Notion d'osmolarité :

Elle se définit comme étant le nombre de moles de particules osmotiquement actives par unité de volume

$$\text{Osmolarité} = \sum \beta_i \cdot m_i$$

Donc la loi de Van't Hoff s'énonce aussi :

$$\text{P.O.} = R.T. \text{ Osmolarité}$$

L'unité est l'**osmole** (Osm) par litre. On définit une osmole comme étant une mole de particules (ions ou molécules) cinétiquement actives c'est à dire donnant une pression osmotique.

II.8 La pression osmotique en atmosphère

Souvent la pression osmotique est exprimée en atmosphères :

Soit une solution de 1 mole/litre = 10^3 moles/m³ à 0°C

Sachant que : $R = 8,31$ joules/mole $T = 273$ K

$$\text{P.O.} = 10^3 * 8,31 * 273 = 2,269 \cdot 10^6 \text{ pascals}$$

Sachant qu'une atmosphère correspond à une hauteur h de 0,76 m de mercure à 0°C et que sa densité est $\rho = 13,6 \cdot 10^3 \text{ Kg.m}^{-3}$

$$1 \text{ atmosphère} = h \cdot \rho \cdot g = 0,76 * 13,6 \cdot 10^3 * 9,80 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Il en résulte qu'on a :

$$\text{P.O.} = \frac{2,269 \cdot 10^6}{1,013 \cdot 10^5} = 22,4 \text{ atmosphères}$$

La pression osmotique exprimée en atmosphères est égale à 22,4 multipliée par l'osmolarité à 0°C.

$$\text{P.O.} = 22,4 * \text{Osmolarité}$$

A température θ on a :

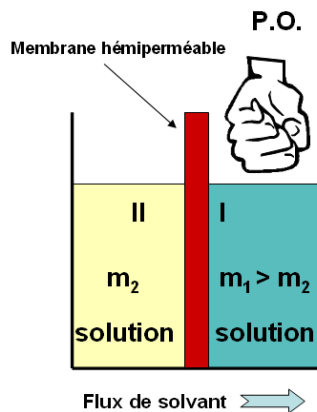
$$\frac{\text{PO}_{\theta^\circ\text{C}}}{\text{PO}_{0^\circ\text{C}}} = \frac{\theta + 273}{273} \rightarrow \text{P.O.}_{\theta^\circ\text{C}} = \frac{\theta + 273}{273} \cdot \text{P.O.}_{0^\circ\text{C}}$$

D'où :

$$\text{P.O.}_{\theta^\circ\text{C}} = \frac{\theta + 273}{273} \cdot 22,4 * \text{Osmolarité}$$

II.9 CAS DES 2 SOLUTIONS DE CONCENTRATIONS DIFFÉRENTES

Si la membrane sépare deux solutions de molarités différentes m_1 et m_2 ($m_1 > m_2$) constituées de soluté neutre ($\beta = 1$), le solvant plus concentré en 2 tend à passer de 2 vers 1.



La pression osmotique (surpression à exercer en 1 pour s'opposer au flux de solvant) est

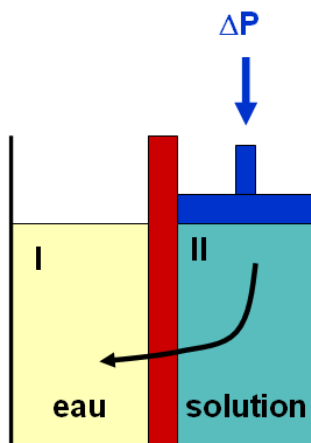
$$\text{P.O.} = RT (m_1 - m_2)$$

Cette pression osmotique est la différence des pressions osmotiques de chacune des 2 solutions opposées à travers la même membrane, à du solvant.

Généralisation : $\text{P.O.} = RT (\text{osm}_1 - \text{osm}_2)$

II.10. ULTRAFILTRATION

II.10.1 Définition



Soit une solution II séparée de son solvant (I) par une membrane semi-perméable :

En appliquant à la solution II une contre-pression hydrostatique ΔP supérieure à la pression osmotique, Π , le flux de solvant s'effectue dans le sens solution $\rightarrow$ solvant.

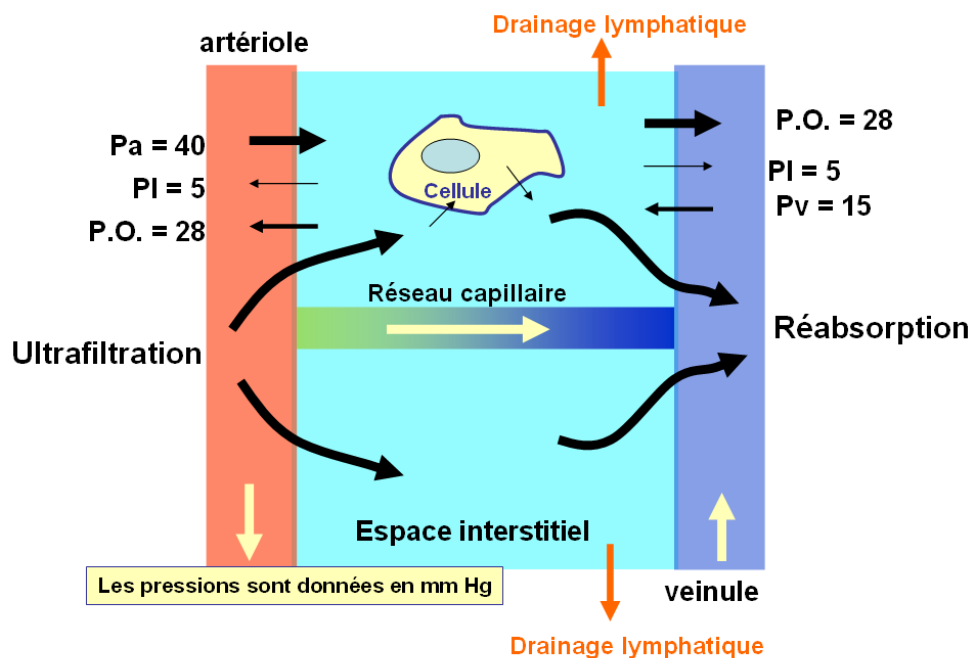
L'**ultrafiltration** consiste à exercer une pression ΔP suffisante (donc supérieure à Π') pour inverser le flux de liquide dans le sens II vers I.

La différence $\Delta P - \Pi'$ est appelé **pression efficace d'ultrafiltration**. Elle doit être positive pour parler d'ultrafiltration.

II.10.2 Exemples en physiologie

Phénomène de Starling

Dans la partie artériolaire d'une anse capillaire, la pression hydrostatique P_a est de 40 mm Hg. Dans les milieux interstitiels (= espace extracellulaire) la pression hydrostatique P_i est de 5 mm Hg. La paroi capillaire se comporte comme une membrane dialysante pour le plasma, imperméable aux seules macromolécules de ce dernier.



Phénomène de STARLING

Tous les cristalloïdes du plasma font avec l'eau partie du solvant vis à vis de la paroi capillaire, et sont retrouvés avec la même composition dans le liquide interstitiel qui est dépourvu de protéines. Le soluté dans le plasma se réduit aux macromolécules protéiques qui sont responsables d'une pression osmotique égale à 28 mm Hg appelé **pression oncotique**.

La pression hydrostatique résultante égale à $40 - 5 = 35$ mm Hg est supérieure à la pression osmotique du plasma qui vaut 28 mm Hg.

Il se produit donc une ultrafiltration du plasma vers les espaces interstitiels.

Au contraire à l'extrémité veineuse de l'anse capillaire, la pression hydrostatique tombe à $P_v = 15$ mm Hg. Les deux autres termes étant presque inchangés, la pression hydrostatique résultante devient égale à $15 - 5 = 10$ mm Hg ; il en résulte que le solvant pénètre à nouveau dans le vaisseau.

Cette circulation du liquide dans les espaces interstitiels assurée par la filtration et la réabsorption est dans les conditions physiologiques insignifiantes : 40 ml de liquide par jour par 100 g de tissus.

Ce phénomène analysé par Starling permet d'expliquer la genèse des œdèmes : c'est en effet l'accumulation anormale de liquide dans les espaces extracellulaires * par filtration excessive (abaissement du taux d'albumine plasmatique (néphrose lipoïdique, insuffisance hépatique)

* ou par défaut de réabsorption (élévation de la pression hydrostatique veineuse (insuffisance cardiaque droite)

* ou par obstacle au niveau du drainage lymphatique

Filtration glomérulaire

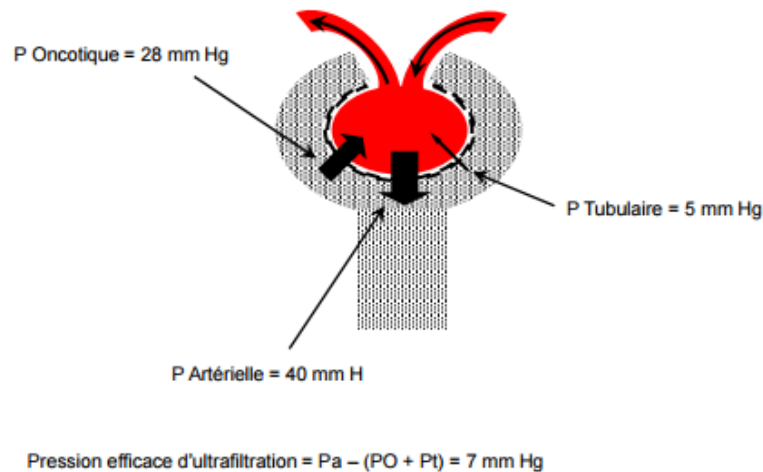
La paroi du glomérule rénal se comporte comme une membrane dialysante pour le plasma, imperméable aux seules macromolécules de ce dernier. Tous les cristaalloïdes du plasma font avec l'eau partie du solvant vis à vis de la paroi du glomérule. Le plasma circulant dans le capillaire glomérulaire est ultrafiltré au travers de la membrane glomérulaire dans la lumière tubulaire grâce à une pression efficace de filtration P_{eff} définie ainsi :

$$P_{eff} = P_a - (P_t + P.O.)$$

P_a = pression hydrostatique dans les artérioles glomérulaires.

P_t = pression hydrostatique tubulaire

$P.O.$ = pression oncotique des protéines.



Le travail nécessaire à l'ultrafiltration est assuré par le muscle cardiaque. Si la pression P_a chute (choc par exemple) et devient inférieure à $P_t + P.O.$, l'arrêt de l'ultrafiltration qui s'ensuit se traduit par une anurie.

La composition de l'ultrafiltrat plasmatique, appelée **urine primitive**, est la même que celle du plasma à l'exception des protéines normalement absents des urines. Le glomérule ne peut assurer le rôle de concentration ou de dilution de l'urine, rôle dévolu au tubule.

II.11 TRAVAIL OSMOTIQUE DES REINS

Concentrer une solution nécessite une dépense d'énergie.

Ce travail osmotique isotherme de concentration (travail rénal par exemple) se fait contre les forces naturelles d'égalisation.

Les urines sont hypo ou hyper toniques selon les besoins de la régulation du milieu intérieur : cette variation de concentration des urines est assurée par le tubule rénal par des phénomènes d'absorption et de dilution.

Calculons le travail osmotique élémentaire dW lié à une variation de pression osmotique dP

$$dW = V \cdot dP \text{ et comme } PV = nRT \Rightarrow V = nRT/P$$

$$dW = VdP = nRT dP/P$$

Le travail total obtenu par intégration

$$W = nRT \log P_2/P_1 = nRT \log C_2/C_1$$

Exemple : le rein est capable, à partir du plasma (305 milliosmoles) d'excréter une urine à 1800 milliosmoles donc d'effectuer un travail de 4531 joules ou 1,09 kilocalorie à 37° par osmole, donc 1,97 kilocalorie pour un litre d'urine à 1,8 osmole.

$$W = 8,31 \cdot 310 \cdot \log(1800/305) = 4573 \text{ J/osmoles} = 1,09 \text{ kcal/osmoles}$$

III - AUTRES PROPRIETES COLLIGATIVES DES SOLUTIONS

La membrane hémiperméable représente un cas idéal de membrane sélective. C'est un cas limite qui n'existe pas dans la nature. La membrane cellulaire, la plus proche de ce concept en biologie, laisse passer l'urée et de façon plus lente, le glucose. Mais si on élargit le concept de membrane aux interfaces entre deux phases (liquide - gaz, liquide - solide), on trouve des exemples d'hémi perméabilité vraie. C'est :

- la cryoscopie (interface glace - eau liquide)
- la tonométrie et l'ébullioscopie (interface eau liquide - vapeur).

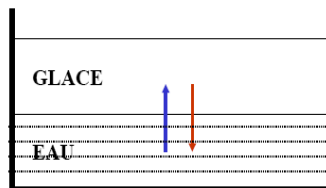
Nous n'étudierons que la cryoscopie.

LA CRYOSCOPIE

C'est l'étude de l'abaissement de la température de congélation d'une solution par rapport à celle du solvant pur.

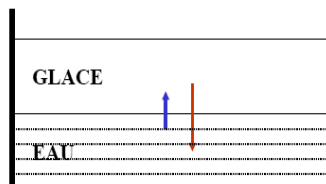
eau pure à 0°C

solidification = liquéfaction
↓
équilibre



eau salée à 0°C

solidification < liquéfaction
↓
la glace fond



Conclusion : l'eau salée gèle au-dessous de 0°C.

Nous savons en effet qu'à 0°C l'équilibre eau - glace est un équilibre dynamique où se compensent exactement deux flux moléculaires opposés (de l'eau vers la glace et de la glace vers l'eau).

Si l'eau liquide contient un soluté, le flux moléculaire de l'eau vers la glace est diminué ; l'équilibre est alors rompu.

Ce déséquilibre se traduit par un flux net de solvant à travers l'interface glace - eau, dans le sens glace → eau : la glace fond.

On ne peut alors rétablir l'équilibre qu'en abaissant suffisamment la température.

La température de fusion est plus basse pour une solution que pour le solvant pur.

L'abaissement cryoscopique est donné par une autre loi de Raoult.

$$\Delta\theta = K_c \cdot \sum_i \beta_i \cdot m_i$$

K_c est une constante qui ne dépend que du solvant. Pour l'eau elle vaut -1,86. :

$$K_{H_2O} = -1,86$$

Pour un soluté unique :

$$\Delta\theta = K_c \frac{C_p}{M} \cdot \beta.$$

C_p : concentration pondérale du soluté

M : masse molaire du soluté

Pour le sérum sanguin normal on trouve expérimentalement

$$\Delta\theta = -0,56 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Remarque :

1 - Le $\Delta\theta$ cryoscopique efficace (ou corrigé) :

Le $\Delta\theta$ cryoscopique efficace ou corrigé est le delta d'un plasma sanguin diminué de la participation de l'urée. Cette définition trouve son intérêt du fait que l'urée peut traverser la membrane cellulaire. L'urée se comporte comme un solvant pour la membrane cellulaire, alors que c'est un soluté quand il s'agit d'une membrane hémiperméable parfaite.

2 - la pression osmotique efficace du milieu extracellulaire : la pression développée par les éléments qui ne franchissent pas la membrane cellulaire.

La pression osmotique efficace est obtenue en soustrayant de la pression totale, la pression correspondante aux taux d'urée.

IV - ISOTONICITE - ISO-OSMOTICITE

Ces deux concepts sont souvent à tort confondus.

IV.1 - ISOTONICITE

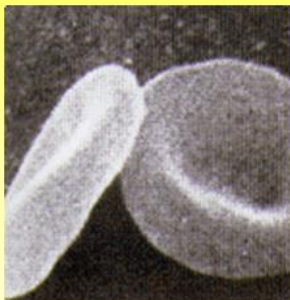
C'est l'absence de transfert de solvant à travers une membrane séparant 2 solutions. Cela n'a de sens que par rapport à une membrane donnée. Cette définition s'applique essentiellement à une membrane cellulaire où un transfert de solvant s'accompagne d'une modification du volume cellulaire (turgescence ou plasmolyse).

IV.2 - ISO-OSMOTICITE

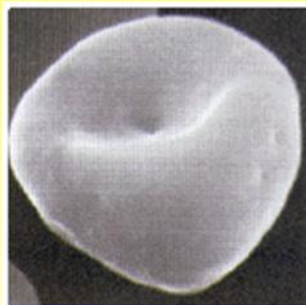
2 solutions sont iso-osmotiques si elles ont la même pression osmotique quand chacune est opposée à son solvant pur à travers une membrane idéale strictement hémiperméable. l'iso-osmoticité signifie donc égalité des $\Delta\theta$ cryoscopiques.

*** l'iso-osmoticité tient compte de tous les éléments présents en solution alors que l'isotonicité ne tient pas compte de ceux qui diffusent.**

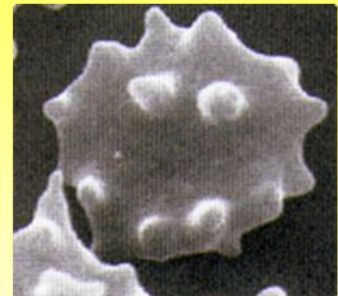
Exemples : Sachant que le plasma a une osmolarité de 0,300 osmoles/l, une solution de NaCl à 9 g/l ou une solution d'urée de 20 g/l sont iso-osmotiques au plasma.



Hématie
conditions
isotoniques



Hématie
turgescence



Hématie
plasmolyse

Pourtant si une solution de NaCl de 9 g/l n'entraîne aucune modification du volume cellulaire (solution isotonique) par contre une solution d'urée à 20 g/l entraîne une augmentation du volume cellulaire (solution hypotonique) par passage de liquide dans la cellule (turgescence). Les cellules gonflent et éclatent comme si on a de l'eau pure : ceci est dû au fait que l'urée traverse la membrane et on dit qu'une solution d'urée aussi concentrée qu'elle soit, est toujours hypotonique au milieu intercellulaire.

VI - TECHNIQUES DE MESURES BIOLOGIQUES

Appliquées à des solutions idéales et diluées, les lois de Raoult et de Van't Hoff permettent de chiffrer le nombre de particules dissoutes et cinétiquement actives par unité de volume (osmolarité).

Pour un soluté unique :

- si la concentration pondérale est connue, elles permettent d'accéder à la masse molaire M du soluté.

- si M est connue, on peut déterminer la concentration pondérale C_p .

Sur le plan pratique :

VI.1 - L'OSMOMETRIE type Dutrochet donne la pression osmotique

Sachant que : $P.O. = RT \frac{C_p}{M} \cdot \beta = 22,4 \frac{C_p}{M} \cdot \beta$ atmosphères :

✓ Cette méthode n'est pas utilisable pour les micromolécules pour les raisons suivantes :

- impossibilité de trouver des membranes semi-perméables parfaites.
- La P.O. est très élevée parce que la masse molaire M étant petite :

par exemple si $\frac{C_p}{M} \cdot \beta = 0,10$ M alors $P.O. = 2,24 \text{ at} = 22,4 \text{ m eau}$

✓✓ Par contre ***elle est indiquée pour les solutions macromoléculaires*** puisque :

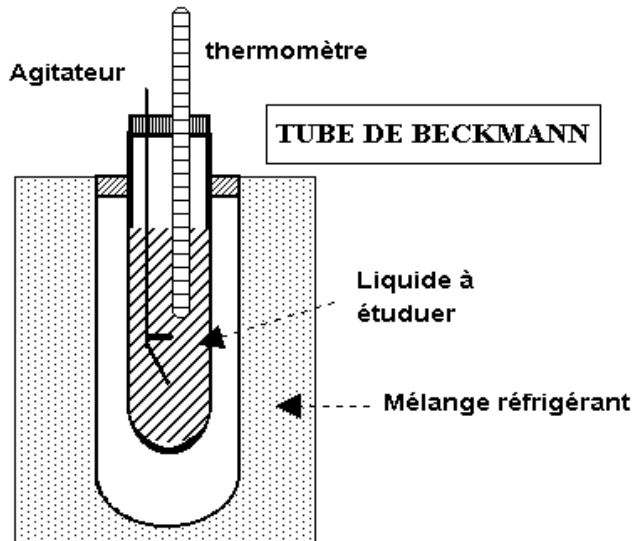
- l'osmolarité est toujours faible (M est très élevée).
- on trouve des membranes dialysantes imperméables aux macromolécules.

VI.2 -LA CRYOSCOPIE est

- inutilisable pour les macromolécules, les $\Delta\theta$ sont inaccessibles à la mesure (M trop grand).

- donne des résultats satisfaisants pour les micromolécules. Si une solution est 0,1 M alors $\Delta\theta = 0,186^\circ\text{C}$

L'appareil de mesure du Δ cryoscopique est le tube de Beckmann.



La courbe de refroidissement (courbe a) d'une solution décroît puis passe par un plateau qui correspond à la température de congélation.

Dès que la phase liquide a totalement disparu, la température décroît de nouveau. Souvent en réalité, il y a un phénomène parasite de surfusion (courbe b). La surfusion cesse par une agitation brutale ou en ajoutant un petit cristal de glace.

La mesure du Δ cryoscopique du plasma, autrefois pratiquée, pour mesurer son osmolarité est actuellement remplacée par la mesure des concentrations des différents constituants du plasma et la sommation des différentes osmolarités

