

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES DES SOLUTIONS MICROMOLÉCULAIRES

I. Propriétés colligatives :

SOLUTÉ DANS UN SOLVANT

L'introduction d'un soluté dans un solvant limite la liberté de déplacement des molécules de ce dernier et le comportement physico-chimique change par rapport au solvant pur, cette modification ne dépend que de la concentration du soluté.

Propriétés d'une solution permettant de dénombrer ("colligere" = "dénombrer") tout ou partie de ses solutés. Le mot colligative 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.

Définition: les propriétés physico-chimiques des solutions qui font intervenir le dénombrement des particules au sein de la solution

REMARQUE :

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

ENTRE SOLVANT ET SOLUTION

En comparant le solvant pur avec la 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.

OBSERVATIONS EXPÉRIMENTALES LES LACS SALÉS PRÉSENTS DANS LES DÉSERTS SONT MOINS VITE ASSÉCHÉS QUE LES LACS D'EAU DOUCE

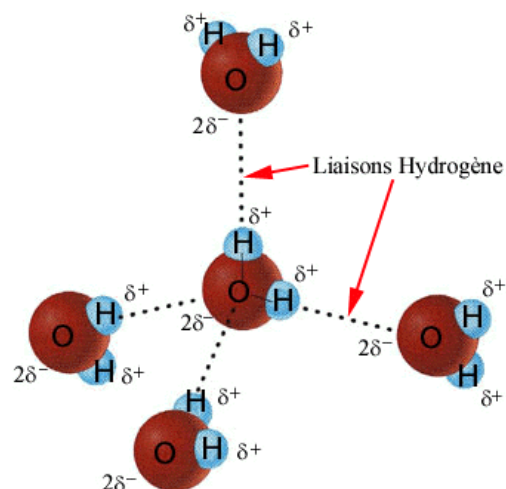
1-L'ABAISSEMENT DE LA TENSION DE VAPEUR (TONOMÉTRIE)

L'introduction d'un soluté dans un solvant (l'eau), abaisse le potentiel chimique de l'eau, ce qui provoque un abaissement de pression de vapeur. L'introduction d'un soluté limite la possibilité pour les molécules du solvant de s'évaporer.

CAS D'UN SOLVANT PUR

Dans le cas du solvant pur, il n'existe entre les molécules d'eau que des liaisons hydrogène (pointillés) retenant en partie ces molécules à l'état liquide.

Toutefois, certaines molécules d'eau possèdent suffisamment d'énergie pour passer à l'état gazeux et créer ainsi une pression de vapeur au-dessus du liquide (P_{solv}).



L'INTRODUCTION D'UN SOLUTÉ DANS UN SOLVANT

- Lorsqu'un composé est dissous dans un solvant, il se forme des forces d'attraction entre le soluté et le solvant (flèches), ce qui permet la formation de la solution. Ces forces d'attractions s'ajoutent aux liaisons déjà présentes pour retenir encore plus fortement le solvant en phase liquide et diminuer la pression de vapeur de ce dernier au-dessus de celle de la solution.
- Un soluté non volatil (solide) provoque toujours une diminution de la pression de vapeur du solvant.

REMARQUES :

Plus la concentration est élevée plus l'abaissement de la pression de vapeur est important. L'abaissement est évalué en utilisant la loi de Raoult La loi de Raoult s'applique pour une solution idéale, c'est à dire pour une solubilisation qui s'effectue sans dégagement ou absorption de chaleur

LA LOI DE RAOULT

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

$$P_A = P_A^0 \cdot f_A \cdot P_B = P_B^0 \cdot f_B$$

P_A^0 : pression de solvant pure.

P_B^0 : pression de soluté.

f_A : fraction molaire du solvant dans la solution.

- Pour une solution diluée P_B négligeable devant P_A
- La pression solution :

$$P_S = P_A + P_B = P_A = P_A^0 \cdot f_A$$

- $f_A + f_B = 1$ donc $f_A = 1 - f_B$

- Alors :

$$P_S = P_A = (1 - f_B) \cdot P_A^0 \rightarrow \text{Loi de Raoult}$$

CONCLUSION

L'abaissement relatif de la tension de vapeur de solvant en solution est proportionnel par rapport à celle de solvant pure d'après la loi de Raoult

2-EBULLIOSCOPIE:

- A l'air libre, sous la pression atmosphérique, l'eau pure bout à 100°C.
- Il y a élévation du point d'ébullition de la solution par rapport celui du solvant pur.
- $\Delta T = T \text{ ébullition solution} - T \text{ ébullition solvant} = K_e \times \omega$

K_e : la constante ébullioscopie

- Pour le même solvant, l'augmentation de la température d'ébullition de la solution par rapport à la température d'ébullition du solvant \propto à la osmolalité de la solution.

$$\Delta T = K_e \times \omega > 0$$

ABAISSEMENT CRYOSCOPIQUE

- À l'air libre, l'eau pure se solidifie à 0°C, (égalité entre le flux liquéfaction et le flux de solidification).
- Pour une solution 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.

OBSERVATION EXPÉRIMENTALE

A 0 °C, un cristal de glace est en équilibre quand il est plongé dans l'eau pure. Par contre, placé dans une solution, il fond.

Dans le phénomène cryoscopique, c'est l'interface glace-liquide qui joue le rôle de membrane sélective.

L'équilibre eau-glace à 0 °C est un équilibre dynamique où se compensent 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 (eau glace) est diminué et l'équilibre est rompu. *Ce déséquilibre se traduit par un flux net de solvant à travers l'interface glace-eau. Autrement dit la glace fond.*

3-CRYOSCOPIE-LOI DE RAULT :

- L'expérience montre que l'introduction de soluté dans un solvant abaisse la température du début de congélation cet abaissement est dite: abaissement cryoscopique

- **$[T(\text{cong. Solution}) - T(\text{cong. Solvant}) = \Delta\theta_c]$**

- L'abaissement est proportionnel à l'osmolalité de la solution selon la loi de Raoult:

$$\Delta\theta_c = K_c \cdot C_{ol} = K_c \times \omega$$

- K_c : la constante cryoscopique, elle ne dépend que du solvant ($^{\circ}\text{C} \times \text{kg} \times \text{osmol}^{-1}$)

3-LOI DE RAULT

Peut être utilisée pour:

- Mesurer l'osmolalité d'une solution
- Pour déterminer le coefficient d'ionisation et donc le taux de dissociation d'un électrolyte
- Trouver la masse molaire M d'un soluté inconnu puisque $Cl = \frac{C_{pm}}{M}$

APPLICATIONS:

- Le chlorure de calcium est utilisé pour retarder la formation du verglas

EXEMPLE:

Déterminer la salinité c.-à-d la concentration pondérale massique (g/kg), et la molarité NaCl dans l'eau dont l'abaissement cryoscopique $\Delta\theta_c = 3^{\circ}\text{C}$ et la densité $d = 1,033$.

On donne:

la masse molaire $M = 58,5 \text{g/mol}$

$K_c = 1,86 \text{ } ^{\circ}\text{C} \times \text{osm}^{-1} \times \text{kg}^{-1}$ pour l'eau

RÉPONSE

- $\Delta\theta_c = K_c C_{ol}$

- $C_{ol} = \frac{\Delta\theta_c}{K_c} = \frac{3}{1,86} = 1,6 \text{ osm/kg}$

- $Cl = \frac{C_{ol}}{i} = 0,80 \text{ mol/kg}$

- Salinité $C_{pm} = Cl \times M = 58,5 \times 0,80 = 46,8 \text{ g/kg}$

- molarité $C_m = d \times Cl = 1,033 \times 0,80 = 0,83M$

REMARQUES

- Les propriétés colligatives peuvent être employées pour la détermination des masses moléculaires des solutés.
- Pour les électrolytes, les mesures des propriétés colligatives peuvent permettre à estimer le degré d'ionisation du soluté.

OBSERVATION EXPÉRIMENTAL

- Un œuf plongé plusieurs jours dans une solution de vinaigre augmente de volume ...

RAPPEL

L'osmose est le transfert de solvant à travers une membrane hémiperméable sous l'effet d'un gradient de concentration. Si on considère un système à deux compartiments séparés par une membrane semi sélective et contenant deux solutions de concentrations différentes.

L'expérience montre et la thermodynamique prévoit, que le système n'est pas en équilibre (présence de soluté)

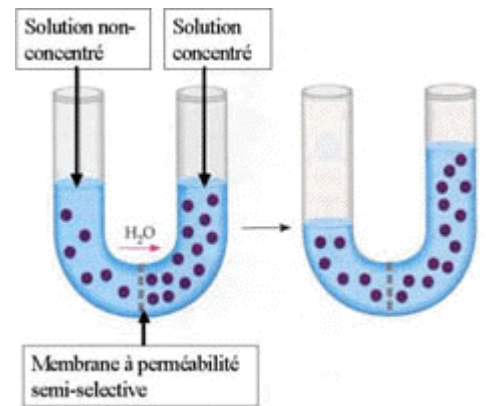
Ce déséquilibre se traduit par un flux de solvant pur

REMARQUE

- L'effet de la membrane hémiperméable est donc de supprimer le flux de diffusion de soluté

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.



Si on applique une pression sur la solution concentrée, la quantité d'eau transférée par osmose va diminuer. Avec une pression suffisamment forte, le flux d'eau va même s'annuler: cette pression est nommée la pression osmotique Π (en faisant l'hypothèse que la solution diluée est de l'eau pure).

OSMOSE INVERSE

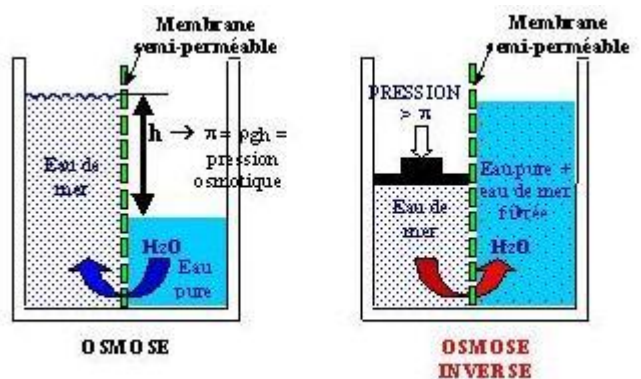
Si on dépasse la valeur de la pression osmotique, on observe un flux d'eau (flux de filtration) dirigé en sens inverse du flux osmotique (flux de diffusion): c'est le phénomène d'osmose inverse.

OSMOSE ET OSMOSE INVERSE

- On peut produire de l'eau douce à partir d'eau salée par osmose inverse
- (P nécessaire = 26 atm)

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 deux phases.



Une des premières expériences mettant en évidence l'osmose et la pression osmotique est due à Dutrochet

L'OSMOMÈTRE DE DUTROCHET

Planche de figures (p. 111) de l'ouvrage de 1828 de Dutrochet

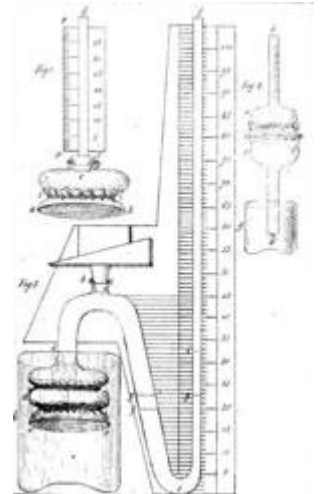
On reconnaît l'osmomètre détaillé en figure 3.

La membrane semi-perméable (membrane faite d'une vessie de porc) est en ab; la hauteur de l'eau est mesurée sur la graduation en cd.

La solution était une solution de saccharose.

Observation d'ascension du liquide du côté de la solution.

Une fois l'équilibre atteint, il a observé



SURPRESSION HYDROSTATIQUE

- La différence de pression $\Delta P = \rho gh$ apparait du côté le plus concentré et elle est proportionnelle au nombre de particules présentes dans 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 :

- la dénivellation mesure la pression osmotique

- $\Delta P = \pi = \rho gh$.

LOI QUANTITATIVE CAS D'UNE SOLUTION CONTENANT UN SEUL SOLUTÉ NON

- Le botaniste Pfeffer établit la loi empirique simple suivante, valable pour des solutions diluées (En utilisant une excellente membrane hémiperméable-obtenue en précipitant du ferrocyanure de potassium par du sulfate de cuivre)

$$\Pi = K \frac{C}{M} T = C_l \cdot K \cdot T$$

C : la concentration pondérale massique

$\frac{C}{M}$: présente le nombre de moles dissoutes par unité de masse

K : Une constante qui dépend des unités et de la façon dont on exprime la concentration (constante correspondante)

CAS DE SOLUTÉ DISSOCIABLE

Exemple:

- Pour l'électrolyte NaCl l'effet osmotique est doublé
- Pour le SO_4Na_2 la pression osmotique est triplée.
- C'est le nombre d'osmoles qui intervient:
- $\Pi = C_{ol} \cdot K \cdot T$

LOI QUANTITATIVE CAS D'UNE SOLUTION CONTENANT PLUSIEURS SOLUTÉS

Dans le cas où la solution est complexe, composants de plusieurs composants de osmolalités $C_{ol1}, C_{ol2}, \dots, C_{oln}$

$$\Pi = \sum_i^n C_{oli} \cdot KT$$

L'osmolarité indique donc le nombre de particules.

Osmotiquement actives, ou encore d'unités cinétiques par unité de masse de solvant.

LA RELATION ENTRE LA LOI DES GAZ PARFAIT EST LA LOI DE LA PRESSION OSMOTIQUE

La loi universelle de la pression osmotique 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.

$$PV = n_s \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{n_s RT}{V} = C_o \cdot RT \quad \text{loi de Van'tHoff}$$

n_s : nous désigne le nombre de mole du soluté qui ne peut pas traverser la membrane.

LOI DE PFEFFER-VAN'T HOFF

• Van't Hoff a montré que la constante K est indépendante du solvant, et égale à la constante molaire des gaz parfait R :

$$\Pi = RTi \frac{C_p}{M} = iC_m RT$$

- Pour une solution neutre $\Pi = C_m RT$
- Pour un électrolyte $\Pi = iC_m RT = C_o RT$
- C_o des particules ne peuvent pas franchir la membrane.

REMARQUES

1. A noter qu'à 0 °C une solution contenant une osmole de soluté par litre de solvant développe une pression de 22,4 atm lorsqu'elle est opposée à son solvant à travers une membrane rigoureusement hémiperméable.
2. Seules les solutés non diffusibles participent à la pression osmotique.
3. S'il y a n solutés non diffusibles différents

On la relation :

$$\Pi = \sum_i^n C_{oi} \cdot RT$$

A RETENIR

- $R = 8,31 \text{ J} \times \text{°K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$ M.K.S.A
- $R = 0,082 \text{ l} \times \text{atm} \times \text{°K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$
- $1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ pascals} = 76 \text{ Cm de mercure}$.
- $1 \text{ atm} = h\rho g$ (une atmosphère correspond à une hauteur h de 76 Cm à 0°C de mercure d'où sa masse volumique $\rho = 13,6 \text{ g/Cm}$).
- $T = 273^\circ\text{C}$
- Pour une solution molaire $\Pi = 22,399 \text{ atm}$

CONCLUSION

Pour une solution supposée idéale dont l'osmolarité vaut 1osm/l, opposée à son solvant à travers une membrane hémiperméable développe à 0°C une pression osmotique égale à 22,4 atm ou $2,269 \times 10^6 \text{ pascals}$

$$\Pi_0 = 22,4 \text{ atm} = 2,269 \times 10^6 \text{ pascals}$$

Le plasma sanguin contient environ $\frac{N}{3}$ osmol (particule neutre ou ions)/l Développerait une pression osmotique de $22,4/3 = 7,47$ atm

EXEMPLE:

On met en suspension à 27°C des hématies (cellule sanguine transportant l'oxygène des poumons vers les tissus) dans une solution aqueuse de 1 litre contenant 9g d'urée (M=60g/mol) et 4,4g de NaCl (M=58,5g/mol).

On donne : C_o (hématie) = 0,3 osm/l et $R = 0,82 \times atm \times ^\circ K^{-1} \times mol^{-1}$

➤ Calculer la pression osmotique développée par la solution opposée à l'hématie.

RÉPONSE: On calcule l'osmolarité de la solution:

$$C_o = C_{o(urée)} + C_{o(NaCl)} = 1 \times 9/60 + 2 \times 4,4/58,5 = 0,3 \text{ osm/l}$$

L'urée n'intervient pas dans la pression osmotique puisque la paroi des hématies est perméable à l'urée donc :

$$\Delta C = C_{o(hématie)} - C_{o(NaCl)} = 0,15 \text{ osm/l}$$

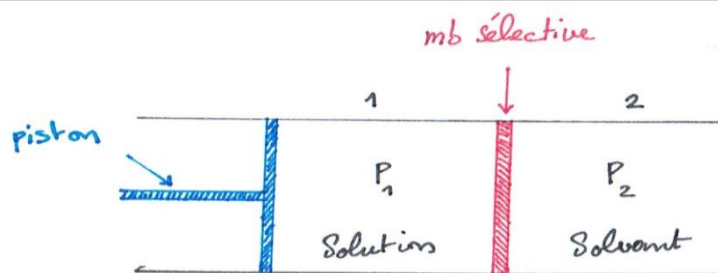
$$\pi = RT\Delta C = 0,82 \times 273 + 27 \times 0,15$$

$$\pi = 3,69 \text{ atm}$$

L'urée n'intervenant pas, donc l'hématie se trouvent dans un milieu hypotonique, elles vont donc subir un phénomène de turgescence (gonflement de l'hématie).

Osmose – Pression osmotique

Dans les deux compartiments règnent les pressions P_1 et P_2



➤ **1er cas: $P_1 = P_2$ Situation de déséquilibre**

Par diffusion le flux passe de 2 vers 1

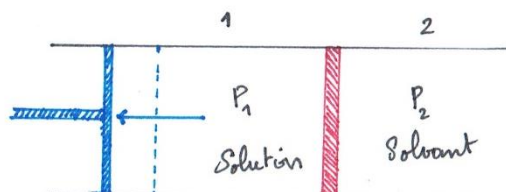
Le piston va être repoussé vers la gauche.

$$\rightarrow Jd = D \times S \times \frac{\Delta C}{e} = \frac{\Delta n_s}{\Delta t}$$

e : épaisseur de la membrane

ΔC : différence de concentration pondérale du solvant

$\Delta n_s/\Delta t$: la quantité de matière de solvant qui a diffusée



flux de solvant par diffusion : phénomène d'osmose

Rappel: Le flux par diffusion de solvant à travers une membrane mesure la concentration molale du soluté pour lequel cette membrane est imperméable.

➤ 2eme cas: $P_1 \neq P_2$

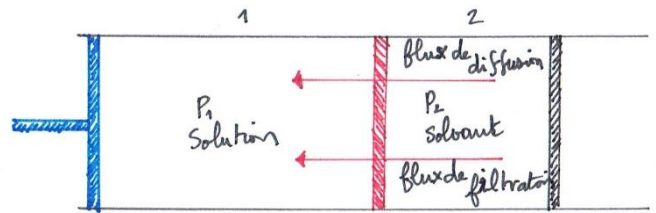
On a deux flux (convection et diffusion) → On ajoute algébriquement au flux de diffusion un flux de filtration (convection). → Cette somme s'appelle le flux net.

2 situations:

a)- $P_1 < P_2$

Les deux flux vont dans le même sens :

- Le flux net est supérieur au flux de diffusion.
- Le flux net dirige du solvant vers la solution



b)- $P_1 > P_2 \rightarrow \Delta P = P_1 - P_2 > 0$

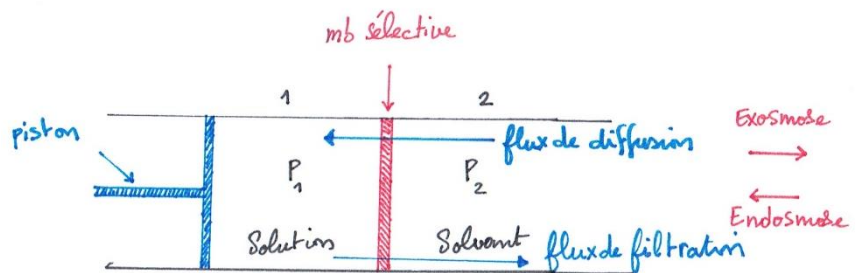
Le flux de filtration s'oppose au flux de diffusion.

- Si $\Delta P \gg 0$: Flux de filtration > flux de diffusion
→ Flux net va de 1 vers 2.

Cet état de déséquilibre s'appelle exosmose.

- Si $\Delta P \rightarrow 0$: Flux de filtration < flux de diffusion
→ Flux net va de 2 vers 1.

Cet état de déséquilibre s'appelle endosmose.



RAPPEL-ISOTONIE

- Etat de deux solutions ayant le même pouvoir osmotique (même osmolarité efficace) et entre lesquelles aucun courant n'établit lorsqu'elles sont séparées par une membrane organique.
- Pour une solution, en particulier médicamenteuse ayant la même pression osmotique que les liquides de l'organisme (plasma, par exemple)

Hématies © Georges Dolisi

Cellules placées dans de l'eau distillée Cellules placées dans une solution saline concentrée

Endosmose **Exosmose**

H_2O entrée sortie

Cytoplasme hypertonique par rapport au milieu extérieur Cytoplasme hypotonique par rapport au milieu extérieur

En milieu hypotonique, **endosmose** : les cellules gonflent et éclatent : c'est l'hémolyse

En milieu hypertonique, **exosmose** : les cellules rétrécissent et se flétrissent

Osmose et forme cellulaire.
Un globule de mammifère, en suspension dans du plasma, a une forme normale biconcave. Dans l'eau distillée, il gonfle et éclate car l'eau est entrée dans la cellule par endosmose. Dans une solution saline plus concentrée que le plasma, l'eau quitte la cellule par exosmose, provoquant son flétrissement (crénocyte).

HEMOLYSE

Solution de NaCl	Concentration Osmolaire (mosm/L)	Concentration molaire (M)	Concentration pondérale (g/L)
Isotonique → Turgescence (pas de d'hémolyse)	300	0.15	9
Faiblement isotonique → Hémolyse partielle	200	0.10	6
Fortement isotonique → Hémolyse totale	100	0.05	3

PRESSION OSMOTIQUE (UNE AUTRE DÉFINITION)

Définition: On appelle pression osmotique la différence de pression (de deux compartiments séparés par une membrane semi-perméable) nécessaire et suffisante pour que le flux de filtration compense exactement le flux de diffusion c.à.d. pour que le flux net du solvant soit nul, et que le système atteigne un état d'équilibre.

IS-OSMOSE

• Deux solutions sont iso-osmotiques en présence d'une membrane hémiperméable parfaite si elles ont la même pression osmotique et même osmolarité.

EXEMPLE

• Une solution iso-osmotique au plasma, opposée à cette dernière à travers une membrane hémiperméable, contient $M/3 = 180/3 = 60\text{g/l}$

(Le plasma sanguin contient environ $N/3$ (particule neutre ou ions/l)

• De même, une solution iso-osmotique de sérum salé NaCl aurait une concentration de $\frac{58,5}{2 \times 3} = 9,75\text{g/l}$

REMARQUES:

L'isotonie de deux solutions n'implique pas qu'elles ont même concentration osmolaire puisque:

- Solutions isotoniques \Leftrightarrow même pression osmotique en présence d'une membrane quelconque
- Solutions iso-osmotiques \Leftrightarrow même pression osmotique et même concentration osmolaire (iso-osmolaire) en présence d'une membrane hémiperméable.

PRESSION ONCOTIQUE

Si on oppose une solution macromoléculaire à une solution micromoléculaire à travers une membrane de dialysant

- Les concentrations des ions diffusibles de part et d'autre de la membrane ne peuvent pas s'égaliser à cause de la présence de macromolécules.
- L'excès de macromolécules dans un seul côté \rightarrow nouvelle pression supérieure à la pression osmotique (pression oncotique)
- la différence de concentrations molaires des ions \rightarrow différence de potentiel de part et d'autre de la membrane

RELATIONS DE NERNST ET DE DONNAN

$$\Pi_{\text{encotique}} = (C_2 + \Delta C) \cdot RT$$

C_2 : La concentration de la solution contenant les macromolécules

$\Delta C = \frac{C_2^2}{C_1 + 2C_2}$: la variation de concentration entre les deux solutions

L'expression de la pression oncotique est supérieure à la pression osmotique de la solution contenant des macromolécules si elle n'est pas ionisée.

DANS UN MILIEU BIOLOGIQUE

- La pression oncotique est une pression générée par les macro-molécules (protéines en solutions)
- C'est la force qui attire l'eau en direction des protéines.

EFFET DE PRESSION ONCOTIQUE

- Lorsque le sang manque de protéines (par exemple à la suite d'une fuite pathologique de protéines dans les urines). De l'eau va fuir des faisceaux en direction des tissus environnants, le résultat de cette baisse de pression oncotique, ce sont œdèmes qui sont l'un des syndromes néphrotiques.
- Cette pression oncotique constitue de façon très importante aux mouvements de l'eau dans l'organisme et donc au maintien de l'hydratation.

TRAVAIL OSMOTIQUE DES REINS

Le rein forme l'urine à partir du sang (faire passer n moles extraites d'un plasma d'osmolarité C_{op} , dans les urines d'osmolarité C_{ou} plus élevée, le travail déployé par les reins a pour expression dans le système MKSA

$$W = nRT \cdot \ln \frac{C_{ou}}{C_{op}}$$

TRAVAIL CONTRA-OSMOTIQUE DU REIN

$$W = F \times l = S \times P \times l = \pi \times S \times l = \Pi \times v$$

$$dw = \Pi \times dv$$

$$pv = nRT$$

$$d'ou p = \frac{nRT}{v} = \Pi$$

$$donc dw = nRT \times \frac{dv}{v}$$

$$w = nRT \cdot \int \frac{dv}{v} = nRT \cdot \ln \frac{v_u}{v_p} = nRT \cdot \ln \frac{n/C_{ou}}{n/C_{op}}$$

$$W = nRT \cdot \ln \frac{C_{ou}}{C_{op}}$$

EXEMPLES D'APPLICATIONS

EXEMPLE 1

Selon une marque de pâtes, il faut mettre 10g de sel par litre d'eau de cuisson pour obtenir des macaronis parfaits!

- Quelle sera la température d'ébullition de l'eau de cuisson ? ($K_e = 0.52$)

Réponse : $m_{eau} = 1kg$, on peut estimer:

- la molalité de l'eau de cuisson : $C_l = (10/58.5)/1kg = 0.17 \text{ mol/kg}$
Donc l'osmolalité $C_{ol} = 2 \times 0.17 = 0,34 \text{ osm/kg}$

- La température d'ébullition est donc :
 $\Delta T = 100 + K_b \times C_{ol} = 100 + 0,34 \times 0,51 = 100,2 \text{ } ^\circ\text{C}$
- On remarque que l'augmentation de température n'est pas significative en cuisine...

EXEMPLE 2

L'urée, un solide moléculaire de formule $CO(NH_2)_2$, est parfois utilisé comme déglaçant sur les routes. La température du point eutectique est $-12 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Quel est alors le % massique d'urée dans la solution ?

Réponse : Le solvant est l'eau, dont la température de congélation est $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ la constante cryoscopique $K_c = 1,86^\circ\text{C} \times \text{kg/osm}$

- L'urée est un solide moléculaire qui ne se dissocie pas en ions :
 $C_{ol} = 12/0,86 = 6,45 \text{ osm/kg}$ et $C_m = 6,45 \text{ mol/l}$
- En utilisant une base de 1 kg ou 1000 g d'eau :
 La masse d'urée $m = n \times M = 6,45 \times 60 = 387 \text{ g}$
- La fraction massique $\tau = 387 / (387 + 1000) = 27\%$ (titre de la solution)

LA PRESSION OSMOTIQUE

• **Solution isotonique:** solution dont la pression osmotique est la même que celle contenue dans la membrane semi-perméable. Aucun transfert net d'eau à travers la membrane.

• **Solution hypertonique:** solution dont la pression osmotique est supérieure à celle contenue dans la membrane semi-perméable. Elle provoque donc un transfert d'eau vers l'extérieur de la membrane.

• **Solution hypotonique:** solution dont la pression osmotique est inférieure à celle contenue dans la membrane semi-perméable. Elle provoque donc un transfert d'eau vers l'intérieur de la membrane.

PRESSION OSMOTIQUE ET MEMBRANE

Types de membranes

- Membrane semi-perméable : $\omega_{\text{efficace}} = \omega_{\text{totale}}$
- Membrane dialysante : imperméable aux grosses molécules donc

$$\omega_{\text{efficace}} = \omega_{\text{macromolécules}}$$

- Membrane sélective : $\omega_{\text{efficace}} = \omega_{\text{totale}} - \omega_{\text{espèces diffusibles}}$
- Membrane du GR : $\omega_{\text{efficace}} = \omega_{\text{totale}} - \omega_{\text{urée}}$