

LE MILIEU INTÉRIEUR DE L'ORGANISME

QUANTITÉS DE MATIÈRES

• Définitions :

-Solution = mélange **homogène** de divers composés à l'état liquide contenant une seule phase visible

Le composant le plus dominant est appelé **solvant** et les autres, **solutés**

Les solutés sont des ions, molécules, macromolécules

Dans les milieux biologiques, le solvant est toujours **L'EAU**

Et les solutions sont très diluées: mmol, méquivalent ou mosmol par litre

la mole (n): nombre d'Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$) de particules identiques

l'osmole (n_{os}) → nombre d'Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$) de particules réellement en solution

1 mol $MgCl_2$ qui se dissocie entièrement donne $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } Mg^{++} \\ 2 \text{ mol de } Cl^- \end{array} \right\} 3 \text{ osmol}$

n mol AB qui se dissocie partiellement donne: $\left. \begin{array}{l} \alpha n \text{ mol de } A^+ \\ \alpha n \text{ mol de } B^- \\ \text{avec } n(1 - \alpha) \text{ mol de AB non dissocié} \end{array} \right\} n(1 + \alpha) \text{ osmol}$

l'équivalent (n_{eq}) concerne les particules chargées uniquement

1 équivalent = quantité d'ions qui transporte une charge de 1 Faraday

1 Faraday = N charges élémentaire

soit: $6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19} \approx 96500 \text{ Coulombs} = 1 \text{ Faraday}$

Ex1: 1 mole de Na^+ transporte un Faraday → un équivalent de Na^+ → $n_{eq} = 1$

1 eq correspond à 1 mole

Ex2: 1 mole de Mg^{2+} transporte deux Faraday → deux équivalent de Mg^{2+} → $n_{eq} = 2$

1 eq correspond à 0,5 mole

LES CONCENTRATIONS :

-Concentration pondérale: $C_p = m/v$ exprimée en g/l

-Molarité ou concentration molaire: $C_M = n/V$ exprimé en mol/l

-Osmolarité: $C_{os} = n_{os}/V$ exprimée en osmol/l

1 mole $MgCl_2$ dans 2l d'eau:

$C_M = n/V = 0,5 \text{ mol/L}$ $C_{os} = n_{os}/V = 3/2 = 1,5 \text{ osmol/L}$

-Concentration équivalente ou normalité : $C_{eq} = n_{eq}/V$

exemple dans 1 litre de solution :

1 moles de Mg^{2+} → 1x2 Faraday → 1x2 équivalents → $C_{eq} = 2 \text{ eq/l}$

1 mol de $CaCl_2 = 1 \times 2 (Ca^{2+}) + 2 \times 1 (Cl^-) = 4 \text{ eq/L}$

1 mol de glucose (non-électrolyte) = 0 eq/L

Electroneutralité d'une solution :

Dans un état d'équilibre physiologique qui est l'état normal, les solutions biologiques sont électriquement neutres, ce qui se traduit par:

$\sum \text{nb. d'équivalents anioniques} = \sum \text{nb. d'équivalents cationiques}$
ou

$\sum C_{eq} \text{ des anions} = \sum C_{eq} \text{ des cations}$

quand ces égalités sont réalisées on dit que l'électroneutralité des solutions physiologiques est vérifiée

L'EAU DANS L'ORGANISME

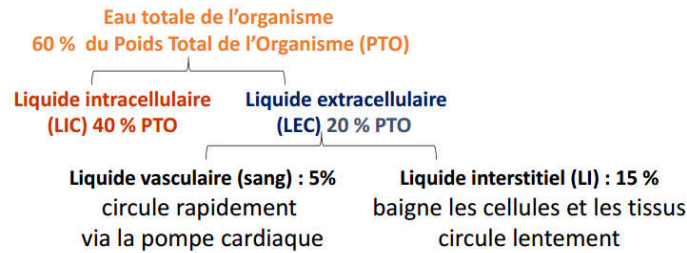
- Importance et répartition de l'eau dans l'organisme
- Structure et polarité de la molécule d'eau
- Rôle de l'eau dans l'organisme
- Autres rôles liés aux propriétés physico-chimiques de l'eau
- Ionogrammes des liquides biologiques

IMPORTANCE QUANTITATIVE DE L'EAU DANS L'ORGANISME

- L'eau est le constituant le plus abondant du corps humain
- représente 93 % du poids total du corps chez le fœtus
- 60-65% chez l'adulte et peut arriver à 55% chez la personne âgée
- Elle se répartie de façon différente en fonction des tissus

- 30 % dans la graisse, 33 % dans l'os
- dans les muscles l'eau représente 73 à 75 % du poids total
- dans les liquides biologiques elle représente 85 % du plasma; 98% du LCR

RÉPARTITION DE L'EAU DANS LES DIFFÉRENTS COMPARTIMENTS DE L'ORGANISME :



STRUCTURE DE LA MOLÉCULE D'EAU :

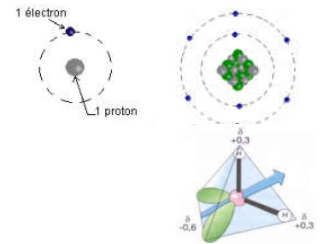
Un atome d'oxygène : 8 électrons sur deux couches

⇒ Très électronégatif

deux hydrogènes: un électron par atome

⇒ moins électronégatif que l'oxygène

La différence d'électronégativité ⇒ la molécule d'eau est polaire



CONSÉQUENCES DE LA POLARITÉ DE LA MOLÉCULE D'EAU :

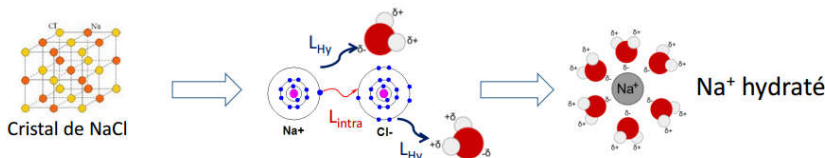
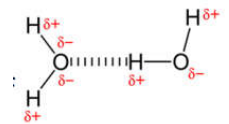
Liaisons hydrogène: attirance électrostatique entre un hydrogène (L_{Hy}) et un doublet non liant d'un atome électronégatif

• interactions entre molécules d'eau :

⇒ l'eau peut avoir différentes structures (gaz, liquide, solide)

• interactions avec les autres molécules ⇒ pouvoirs:

-dissociant pour molécules ioniques si L_{Hy} >> L_{intra}



-Dissolvant pour molécules, ions et molécules polaires si (L_{Hy}) >> (L_{inter})

RÔLES DE L'EAU DANS L'ORGANISME :

Rôle structural: incorporée aux structures des macromolécules (eau liée)

o Constituant essentiel des cellules (matrice extracellulaire)

o Forme tertiaire des protéines, biologiquement active

Rôle de solvant (eau libre): grâce à sa forte polarité

o Solvation

o Ionisation

o Transport de nutriment et de déchets

Rôle de réactif chimique:

o Équilibres acido-basiques

o Réactions d'oxydo-réduction

o Réactions polymérisation ou d'hydrolyse (départ ou intégration d'une molécule d'eau)

AUTRES RÔLES DE PAR LES PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES DE L'EAU :

• **Masse volumique de l'eau** 1 g/cm³

- sous forme de glace, la masse volumique de l'eau diminue → dilatation

- utilisation: cryothérapie (destruction de tissus)

• **Chaleur massique de l'eau: 1 calorie par gramme** (>> d'autres liquides)

Quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1°C la température de 1g d'eau

⇒ Il faut de grandes quantités de chaleur pour augmenter la T du corps

- Chaleur latente de vaporisation : **581 cal/g à 37°C** (>> d'autres liquides)
 - Quantité de chaleur nécessaire pour évaporer 1g d'eau
⇒ évacuation de grandes quantités de chaleur via la peau (sudation), poumons (respiration)
⇒ **L'HOMÉOTHÉRMIE = Stabilité de la température du corps**
 - Equilibre des concentrations, composition et pression des différents compartiment.
- IONOGRAMMES DES LIQUIDES BIOLOGIQUES (en meq/l d'eau et en mmol/l d'eau) :**

Cation	Intracellulaire	Interstitiel	Plasma
Na ⁺	12 (12)	144 (144)	151 (151)
K ⁺	150 (150)	4 (4)	4 (4)
Ca ²⁺	4 (2)	3 (1,5)	6 (3)
Mg ²⁺	34 (17)	2 (1)	3 (1,5)
Total	200	153	164

Anion	Intracellulaire	Interstitiel	Plasma
Cl ⁻	4 (4)	114 (114)	110 (110)
HCO ₃ ⁻	12 (12)	30 (30)	28 (28)
SO ₄ ²⁻	130 (≈100)	2 (1)	1 (0,5)
Phosphates		2 (1,5)	2 (1,5)
A. organiques		5 (3)	6 (3)
Protéines	54 (3)	0 (0)	17 (1)
Total	200	153	164

DÉPLACEMENT D'EAU ET DE SOLUTÉS ET ÉQUILIBRES TRANSMEMBRANAIRES :

Introduction :

- organismes vivants :
réactions du métabolisme
maintien de l'homéostasie
- } déplacements et échanges d'eau et de solutés
 } dans le même compartiment ou entre compartiments à travers les membranes

- Il existe trois modes de déplacements de la matière:

Convection: mouvement d'ensemble dans un sens et une direction précis imposé par une force extérieure aux molécules

Migration: déplacement dans un sens et une direction précis, dictés par une caractéristique propre à la molécule.

Diffusion: déplacement sans aucun sens ou direction précis, tendance naturelle d'un système à homogénéiser les concentrations de ses constituants selon un gradient de concentration, en rapport avec l'agitation thermique

La diffusion dans une solution :

- moyen de déplacement des molécules: à l'intérieur d'un même compartiment
- C'est un mode de transport passif, lié à l'agitation thermique des molécules.
- Les molécules du soluté (solide, liquide ou gazeux) se répandent:
 - dans tout le volume selon le gradient de concentration dc/dx
 - d'un point A à concentration élevée à un point B où la concentration est plus faible
- Le solvant se déplace du milieu dilué vers le milieu concentré.
- à l'équilibre la concentration est la même en tout point du volume, pour le soluté et pour le solvant

Loi de FICK :

- Stipule que la quantité de matière dq qui diffuse à travers une section S entre A et B:

$$dq = D \cdot S \cdot dc/dx \cdot dt$$

-dx = distance parcourue

-D (m²/s) : Coefficient de diffusion moléculaire, caractérise l'interaction solvant-soluté et les interactions entre la matrice poreuse et les molécules

$D \approx 10^{-5}$ pour la diffusion gaz dans un gaz

$D \approx 10^{-9}$ pour une petite molécule dans un liquide

$D \approx 10^{-13}$ lipide dans une membrane lipidique

$D \approx 10^{-16}$ protéine dans une membrane lipidique

$D \uparrow$ quand: $T \uparrow$, ou $\eta \downarrow$, ou $M \downarrow$ (molécule plus petite)

- "c" est une concentration pondérale si dq est une masse, ou osmolaire si dq est un nombre d'osmoles

La diffusion à travers une membrane :

• LES MEMBRANES ET LEURS CARACTÉRISTIQUES

• LES PHÉNOMÈNES D'OSMOSE

- Définition et mise en évidence de la pression osmotique
- Loi de Pfeffer et loi de Vant'Hoff
- Mesure de la pression osmotique
- Tonicité et osmolarité
- Applications

• DIFFUSION DU SOLUTÉ À TRAVERS UNE MEMBRANE

LES MEMBRANES ET LEURS CARACTÉRISTIQUES :

DEFINITION ET CLASSIFICATION

Définition = dispositif de faible épaisseur qui sépare 2 milieux (liquides ou liquide et gaz ...)

- Rôle: Frontière, Transport, Interaction
- Classification biologiques: cytoplasmique
intracellulaires (autour des organites cellulaires)
- Classification selon la perméabilité:
 - hémiperméable ou semi-perméable, ne laisse traverser que les molécules du solvant
 - dialysante qui laisse passer les petites molécules et arrête les macromolécules
 - sélective ou spécifique: ne laisse passer qu'un type d'ion ou de molécule ou laisse passer toutes les molécules mais avec dissymétrie de diffusion.

CARACTÉRISTIQUES PHYSIQUES DES MEMBRANES :

Chaque membrane se caractérise par

- Son épaisseur, notée dx ou e
- La mobilité d'un soluté i à travers la membrane, notée U_i .
- Le coefficient de diffusion du soluté i à travers la membrane $D_i = U_i \cdot R \cdot T$
- La perméabilité de la membrane pour le soluté i : $P_i = D_i/e$

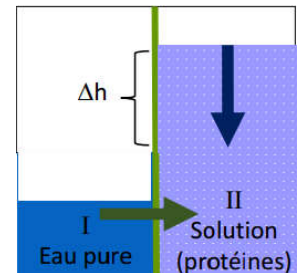
Le déplacement à travers une membrane peut être

- Passif : - déplacements sous l'effet d'une différence de concentration ...
 - sans dépense d'énergie
- Actif: - contre le gradient
 - nécessite de l'énergie

LES PHÉNOMÈNES D'OSMOSE :

DEFINITION ET MISE EN ÉVIDENCE DE LA PRESSION OSMOTIQUE :

- L'osmose est la diffusion du **solvant** qui se fait:
 - à **travers une membrane** semi-perméable séparant deux compartiments de concentrations différentes
 - du milieu le moins concentré vers le milieu le plus concentré
- la pression osmotique Π_{os} attire l'eau de I à II
- la pression hydrostatique **PHy** ($\rho g D h$) repousse l'eau vers I
- $|\text{PHy}|$ qui s'installe dans II à l'équilibre est $= |\Pi_{os}|$ de la solution
- la **pression osmotique de cette solution** est équivalente à la **pression hydrostatique** capable d'empêcher le solvant pur de traverser la membrane.



LOI DE PFEFFER :

- Pour un soluté donné : $\Pi_{os} = (cte. C_p / M) \cdot T$

Si soluté indissociable $C_p = C \cdot M \Rightarrow \Pi_{os} = cte. C \cdot T$

Si soluté dissociable en ni ions, : $\Pi_{os} = cte. ni \cdot C \cdot T = cte. Cos. T$

Pour un mélange de solutés on additionne les Π_{os} : $\Pi_{os} = cte. T. \sum C_{os}$.

⇒ Deux solutions à la même osmolarité développent la même pression osmotique

LOI DE VAN'T HOFF :

- par analogie aux mélanges gazeux, $cte = R$: constante des gaz parfaits ($8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)
- la pression osmotique d'une solution s'écrit: $\Pi_{os} = R. \sum C_{os} \cdot T \text{ (Pa)}$
- Π_{os} = pression fictive, elle se manifeste seulement en **présence d'un solvant**
- Π_{os} s'exerce à travers la membrane: **du solvant vers la solution** (pousse l'eau vers la solution)

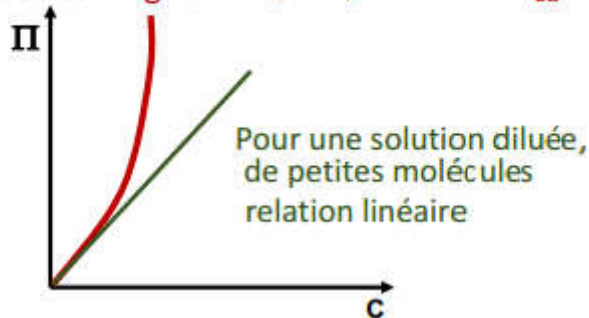
REPRÉSENTATION DE LA LOI DE VAN'T HOFF:

Dans une solution de macromolécules

la loi de Van't Hoff n'est plus valable

$$\Pi_o = R \cdot C_o \cdot T + R \cdot C_o \cdot 2 \cdot TV \dots$$

Pour une solution de macromolécules \Rightarrow Pression oncotique Π_{onc} (composante de Π_{os})
relation curviligne



• dans le plasma:

-Pression oncotique faible : $\Pi_{onc} = 28 \text{ mm Hg}$

pour une pression osmotique totale $\Pi_{os} = 5776 \text{ mm Hg}$

-mais rôle physiologique important: s'oppose à la P_{Hy} (fuite de l'eau hors des vaisseaux)

MESURE DE LA PRESSION OSMOTIQUE : Méthode directe :

• Utilisation de l'osmomètre de Dutrochet :

1: mise en contact de la solution à mesurer et du solvant pur

2: montée progressive du solvant dans le capillaire

3: quand $P_{Hy} = P_{os}$ l'équilibre est atteint
la diffusion de l'eau s'arrête

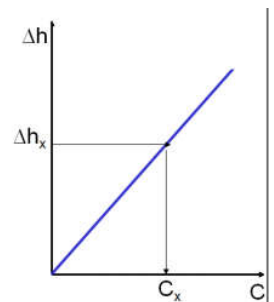
4: application de loi de Van't Hoff:

$$\Pi_{os} = \rho \cdot g \cdot \Delta h = R \cdot T \cdot \sum C_{os} \Rightarrow \sum C_{os} = (\rho \cdot g) / (R \cdot T) \cdot \Delta h$$

ou courbe d'étalonnage $\Delta h = f(C_{os})$: reporter Δh sur la courbe et déduire

C_{os}

$\sum C_{os}$ = Somme des concentrations osmolaires de tous les solutés présents dans la solution.



MESURE DE LA PRESSION OSMOTIQUE : Méthode indirecte :

• Exemple, la cryométrie :

-la cryométrie = l'étude du point de congélation des solutions

-La température de congélation d'une solution est < celle du solvant pur

-Cette diminution = L'abaissement cryoscopique = $\Delta\theta$

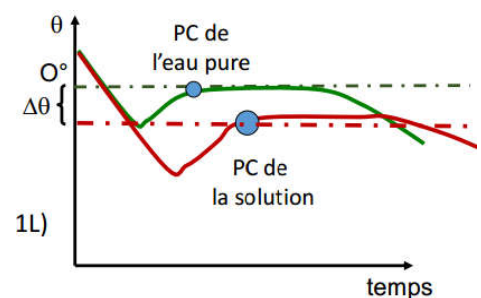
$\Delta\theta$ est proportionnel à l'osmolalité de la solution

$$\Delta\theta = K \cdot C \quad \text{loi de RAOULT}$$

K = constante cryoscopique du solvant ($^{\circ}\text{K} \cdot \text{kg} / \text{osmole}$)

Pour l'eau: $K = 1,86 (^{\circ}\text{K} \cdot \text{kg} / \text{osmole})$

dans les solutions aqueuses : osmolarité = osmolalité (1kg \rightarrow 1L)



RELATION ENTRE $\Delta\theta$ ET PRESSION OSMOTIQUE Π :

$$\left. \begin{array}{l} \Pi_{os} = R \cdot T \cdot C \\ \Delta\theta = K \cdot C \end{array} \right\} \Pi_{os} = \frac{RT}{K} \cdot \Delta\theta$$

Π_{os} est une fonction linéaire de $\Delta\theta_i$.

• On peut lire Π_i sur la courbe pour chaque valeur de $\Delta\theta_i$.

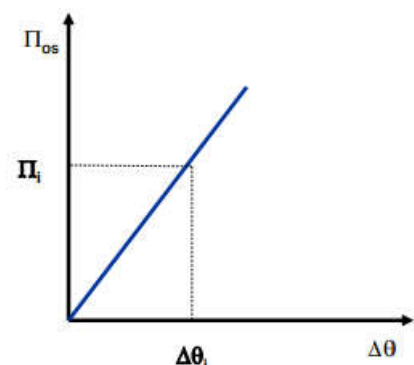
• Ou déduire Π_i par le calcul:

Par exemple, pour $T = 25 ^{\circ}\text{C} = 298 ^{\circ}\text{K}$, $RT/K = 1,33 \cdot 10^6$.

Si $\Delta\theta = 0,56^{\circ}$

$$\Pi_{os} = 1,33 \cdot 10^6 \cdot 0,56$$

$$\Pi_{os} = 7,5 \cdot 10^5 \text{ pascals}$$



- L'osmolarité compare des concentrations entre deux solutions A et B **quantitatif**

- Si $C_{osA} < C_{osB}$, A est dite hypo-osmotique par rapport à B

- Si $C_{osA} = C_{osB}$, A et B sont dites iso-osmotiques

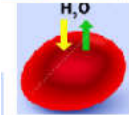
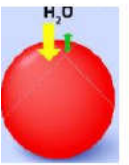
- Si $C_{osA} > C_{osB}$, A est dite hypero-osmotique par rapport à B

- La tonicité décrit l'effet d'une solution sur le volume d'une cellule: **qualitatif**

- Si solution hypotonique/MIC → entrée d'eau dans la cellule → gonflement

- Si solution isotonique/MIC il n'y a pas de mouvement privilégié → volume inchangé

- Si solution hypertonique/ MIC il y a sortie d'eau de la cellule → rétrécissement



- L'osmolarité se mesure alors que la tonicité est un effet à constater

LES NOTIONS DE TONICITÉ ET OSMOLARITÉ :

- Deux solutions isotoniques : pas de passage d'eau à travers la membrane dans un sens privilégié
⇒ pas de changement de volume

- solution isotonique/MIC ⇒ les osmolarités efficaces sont égales entre la solution et la cellule

- **L'osmolarité efficace** est l'osmolarité développée par les substances non diffusibles.

- Exemple, une solution de: NaCl (0,05+0,05=0,1 osm/l), glucose (0,1osm/l) et urée (0,1osm/l):

→ $C_{os}=0,3$ osm/l

→ cette solution est iso-osmotique au MIC du GR, car mêmes COs.

→ mais pas isotonique au GR, car l'urée est très diffusible à travers la membrane du GR

→ l'urée équilibre sa concentration de part et d'autre de la membrane et ne participe pas à l'osmolarité efficace donc ne participe pas à la diffusion de l'eau

→ l'osmolarité efficace de la solution (particules qui participent à l'osmose) = 0,2 osm/l

APPLICATIONS BIOLOGIQUES DE L'OSMOSE :

ÉTUDE DE LA RÉSISTANCE GLOBULAIRE

- Intérêt: détecter les anémies hémolytiques → GR fragiles de nature

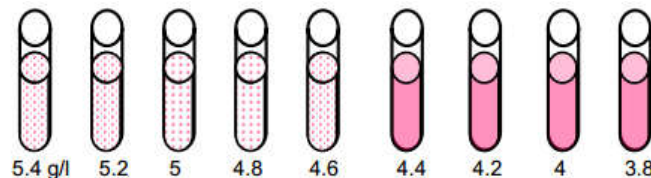
ou fragilisés par un processus pathologique

- Le GR est dans un milieu isotonique si osmolarité du milieu = 300 mosmol/L

- On place les GR à étudier dans des solutions (NaCl) de plus en plus hypotoniques

solution hypotonique ⇒ entrée d'eau dans GR ⇒ ↑ de volume

si entrée d'eau excessive ⇒ hémolyse ⇒ coloration du surnageant



SÉRUMS ISOTONIQUES INJECTABLE :

- Pour un soluté non dissociable : (1 mole donne 1 osmole : $c_{os} = c_p/M$)

- exemple glucose, $c_{os}=c_p/M$ ($M_{Glucose} = 180$ g/mol)

- pour préparer une solution à $c_{os}= 0.3$ osm/l ce qui correspond à $c_p= c_{os} \times M$

- il faut $c_p = 180 \times 0.3$ soit 54 g/l (5.4 % ou 5,4g pour 100ml de solution)

- Pour un soluté totalement dissociable (1 molécule donne n_i ions : $c_{os} = n_i \times (c_p/M)$)

- exemple NaCl: $c_{os}= 2 \times (c_p / M)$ ($M_{NaCl} = 58.5$ g/mol)

- pour préparer une solution à $c_{os}= 0.3$ osm/l, ce qui correspond à $c_p=M \times c_{os}/2$

- il faut $c_p=58.5 \times 0.3/2$ soit ≈ 9 g/l

DIFFUSION DU SOLUTÉ À TRAVERS UNE MEMBRANE :

- Notion de potentiel chimique

- Diffusion à travers une membrane perméable à tous les ions

- sous l'effet du potentiel chimique, potentiel électrique, potentiel électrochimique

- Diffusion à travers une membrane sélective

- Membrane perméable à deux cations de mobilités différentes(potentiel de diffusion)

- Membrane perméable à un seul type d'ion (ddp de membrane)

-Membrane perméable aux petits ions et imperméable aux macroions

QUANTITÉS DE MATIÈRES ET CONCENTRATIONS :

Le potentiel chimique

Grandeur qui traduit la contribution d'une particule i à l'énergie totale du milieu

le potentiel chimique d'un soluté dans une solution s'écrit: $\mu_i = \mu_i^\circ + R T \ln c_i$

c_i concentration du soluté

- μ_i permet d'expliquer le comportement d'une particule sur le plan thermodynamique:

- Pour atteindre un équilibre thermodynamique, chaque particule doit diminuer son potentiel chimique dans le milieu

- Ceci se traduit par le déplacement moléculaire, du milieu le plus concentré vers le milieu le moins concentré

DIFFUSION DU SOLUTÉ :

DIFFUSION A TRAVERS UNE MEMBRANE PERMÉABLE À TOUS LES IONS :

A- sous l'effet d'une différence de concentration :

-La membrane sépare deux solutions de concentrations $C_1 \neq C_2$.

-Le déplacement des ions se fera en fonction de μ de chaque ion : $\mu_i = \mu_i^\circ + R T \ln c_i$

-Elle est similaire à la diffusion dans une solution $dq = D \cdot S \cdot dc/dx \cdot dt$

-Se fait du milieu le plus concentré vers le milieu le moins concentré (pour chaque ion)

-en tenant compte des caractéristiques de la membrane, le flux s'écrit :

$$\Phi_{1 \rightarrow 2} = dn/dt = D \cdot S \cdot (C_2 - C_1)/e$$

$$\Phi_{1 \rightarrow 2} = P \cdot (C_2 - C_1)$$

Le travail correspondant au passage de n particules de 1 à 2 est :

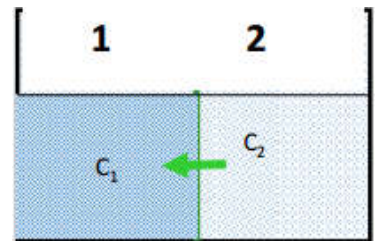
$$\Delta W_1 = n(\mu_1 - \mu_2)$$

-Si $\mu_1 > \mu_2$, $\Delta W_1 > 0$, travail spontané.

-Si $\mu_1 < \mu_2$, $\Delta W_1 < 0$: nécessité d'énergie pour faire passer les ions de 1 à 2

-Dans une solution contenant plusieurs ions en raison de l'électroneutralité chaque ion qui passe s'accompagne d'un ion de charge opposée ou provoque le retour d'un ion de même charge.

(Voir exemple diapo page 37, solution page 38)



B- sous l'effet d'une différence de potentiel électrique :

-La membrane sépare deux solutions de concentrations C_1 et C_2 .

-on crée une ddp entre les deux compartiments $V = V_1 - V_2$

-Les ions se déplacent sous l'effet de la ddp dans un sens ou un autre, selon leur charge et leur mobilité U

-le flux des déplacements s'écrit :

Pour les cations $\Phi_{1 \rightarrow 2} = U^+ \cdot C \cdot S \cdot (V_2 - V_1)/e$

Pour les anions $\Phi_{1 \rightarrow 2} = U^- \cdot C \cdot S \cdot (V_2 - V_1)/e$

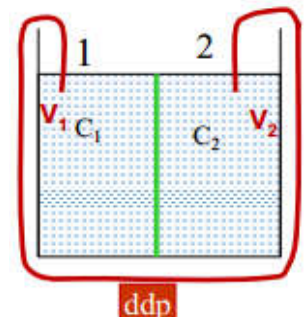
Le travail correspondant au passage de n mole d'ions qui portent une charge globale Q de 1 à 2 (de V_1 à V_2) est:

$$\Delta W_2 = Q (V_1 - V_2)$$

$$\Delta W_2 = n z F (V_1 - V_2) \quad z = \text{nombre de charges de l'ion } (\pm)$$

- Si $V_1 > V_2$, et $z > 0$, $\Delta W_2 > 0$: les ions se déplacent spontanément de 1 à 2.

- Si $V_1 < V_2$, $z > 0$, $\Delta W_2 < 0$: nécessité d'énergie pour faire passer les ions de 1 à 2



C- sous l'effet d'une différence de potentiel électrochimique :

-La membrane sépare deux solutions avec $C_1 \neq C_2$ et $V_1 \neq V_2$.

-Les ions se déplacent sous l'effet des deux potentiels

-à l'équilibre les concentrations ne changent plus = arrêt de passage

-Il y a autant d'ions qui passent de 1 à 2 sous l'effet de la différence de concentration que d'ions qui passent de 2 à 1 sous l'effet de différence de potentiel électrique:

$$\Delta W_1 = - \Delta W_2$$
$$\Delta W_1 + \Delta W_2 = 0$$

$$n (\mu_1 - \mu_2) + n z F (V_1 - V_2) = 0$$

$$n (\mu_1 - \mu_2 + z F V_1 - z F V_2) = 0$$

$$\mu_1 + z F V_1 = \mu_2 + z F V_2$$

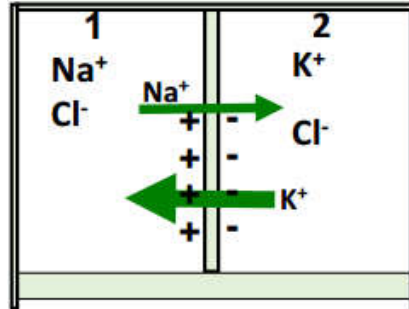
$$\mu_1 / z F + V_1 = \mu_2 / z F + V_2 \quad \text{le terme } \mu / z F + V \text{ est appelé potentiel électrochimique}$$

- A l'équilibre, pour l'ion considéré, il y a égalisation du potentiel électrochimique entre les deux compartiments

DIFFUSION A TRAVERS UNE MEMBRANE SELECTIVE :

A- Membrane perméable à deux cations de mobilités différentes :

- On suppose que la membrane est perméable à K^+ et à Na^+
- K^+ passe dans le compartiment 1 et Na^+ passe dans le compartiment 2
- si $U_{K^+} > U_{Na^+}$: passage de K^+ pas complètement compensé par le retour de Na^+ .
- ⇒ accumulation de charges positives dans 1 et négatives dans 2 (baisse de cations)
- Vitesse de diffusion de K^+ > Vitesse de diffusion de Na^+**



- $U_{K^+} > U_{Na^+} \Rightarrow$ ddp de diffusion qui ralentit le passage de K^+ et favorise celui de Na^+

$$V_1 - V_2 = \frac{RT}{F} \ln \frac{U_{K^+}[K^+]_2 + U_{Na^+}[Na^+]_2}{U_{K^+}[K^+]_1 + U_{Na^+}[Na^+]_1}$$

La Relation de Goldman donne l'expression de ce potentiel de diffusion

- La ddp de diffusion aboutit à l'égalisation des flux pour les deux cations:

$$\Phi_{Na^+} + \Phi_{K^+} = 0 \text{ ou } |\Phi_{Na^+}| = |\Phi_{K^+}|$$

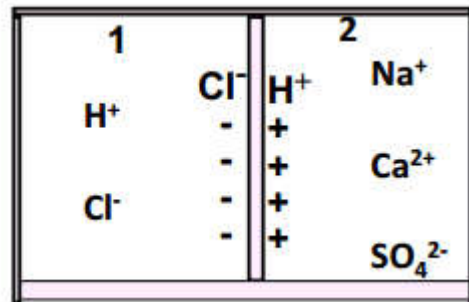
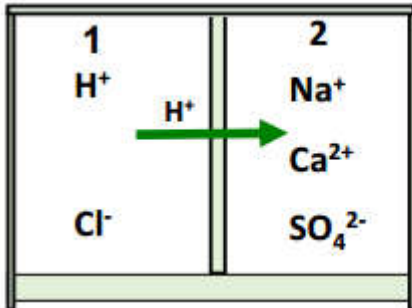
Les ions continuent à diffuser et après un délai suffisant, l'équilibre est atteint:

$$\text{Avec } V_1 - V_2 = 0$$

$$\text{et } [K^+]_{1f} = [K^+]_{2f} \text{ et } [Na^+]_{1f} = [Na^+]_{2f}$$

B- membrane perméable à un seul type d'ions :

- On suppose que dans les solutions 1 et 2, seul H^+ peut diffuser avec $[H^+]_{1i} > [H^+]_{2i}$.
- H^+ passe dans le compartiment où il est le moins concentré (2)
- ⇒ excès de charge + dans 2, car Cl^- ne peut pas suivre
- ⇒ apparition progressive d'une ddp de **membrane** qui stoppe le passage de H^+ alors que les $[H^+]_{1f}$ et $[H^+]_{2f}$ ne sont pas égales.



À l'équilibre

- H^+ ne diffuse plus car:
- il y a égalisation du potentiel électrochimique pour H^+ dans les deux compartiments

$$\mu_{1/zF} + V_1 = \mu_{2/zF} + V_2$$

$$\Rightarrow V_1 - V_2 = \mu_{2/zF} - \mu_{1/zF} = (\mu_2 - \mu_1)/zF$$

$$\Rightarrow V_1 - V_2 = \frac{RT}{zF} \ln \frac{[H^+]_{2f}}{[H^+]_{1f}} \quad \text{Relation de NERNST}$$

- expression générale de la relation de Nernst:

$$V_1 - V_2 = \frac{RT}{zF} \ln \frac{[X^+]_{2f}}{[X^+]_{1f}}$$

- la relation de Nernst est applicable • **à l'équilibre**
• **pour chaque ion diffusible**

exemple si SO_4^{2-} est aussi diffusible, il y aura égalisation de son potentiel électrochimique dans les deux compartiments :

$$V_1 - V_2 = \frac{RT}{-2F} \ln \frac{[SO_4^{2-}]_{2f}}{[SO_4^{2-}]_{1f}}$$

donc à l'équilibre nous aurons :

$$\frac{[H^+]_{2f}}{[H^+]_{1f}} = \sqrt{\frac{[SO_4^{2-}]_{1f}}{[SO_4^{2-}]_{2f}}}$$

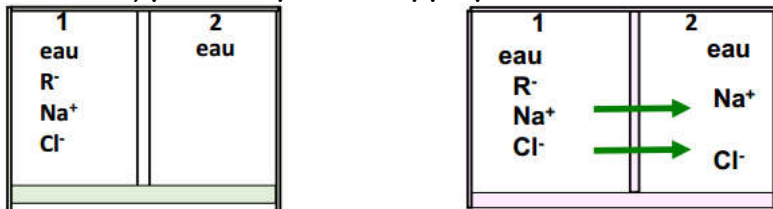
C- membrane perméable aux petits ions et imperméable aux macro-ions :

-On considère les solutions 1 et 2, avec les compositions suivantes:

-R- est un macro-ion qui ne diffuse pas

-Les autres ions diffusent selon leurs gradients de concentration

-À l'équilibre, il y a égalisation du potentiel électrochimique pour chacun des ions diffusibles (ici Na^+ et Cl^-) pour lesquels on applique la relation de Nernst.



-R- qui ne traverse pas est à l'origine d'un excès de charges négatives dans le compartiment 1.

R- repousse Cl^- vers 2 } Maintien de l'électroneutralité
et attire Na^+ vers 1

-À l'équilibre, il y a égalisation du potentiel électrochimique pour Na^+ et pour Cl^- .

$$\text{pour } z = 1 \quad V_1 - V_2 = \frac{RT}{F} \ln \frac{[Na^+]_{2f}}{[Na^+]_{1f}}$$

$$\text{pour } z = -1 \quad V_1 - V_2 = \frac{RT}{F} \ln \frac{[Cl^-]_{1f}}{[Cl^-]_{2f}}$$

✓ Avec $[Na^+]_1 > [Na^+]_2$ et $[Cl^-]_2 > [Cl^-]_1$ (car Na^+ attiré et Cl^- repoussé)

$$V_1 - V_2 = \frac{RT}{F} \ln \frac{[Na^+]_2}{[Na^+]_1} = \frac{RT}{F} \ln \frac{[Cl^-]_1}{[Cl^-]_2}$$

$$\frac{[Na^+]_2}{[Na^+]_1} = \frac{[Cl^-]_1}{[Cl^-]_2}$$

$$[Na^+]_1 \times [Cl^-]_1 = [Na^+]_2 \times [Cl^-]_2 \quad \text{relation de Gibbs Donnan}$$

Ce phénomène se retrouve au niveau des cellules vivantes

APPLICATIONS :

Potentiel électrique cellulaire : Potentiel de repos, Potentiel d'action/ Filtration le long d'un capillaire/ Absorption intestinale

POTENTIEL ÉLECTRIQUE CELLULAIRE

a) Potentiel de repos

- Les membranes cellulaires sont tout le temps soumises à
 - Potentiel de diffusion car inégalité des perméabilités au K^+ et Na^+
 - Imperméabilité aux protéines : équilibre de Gibbs Donnan environ (5 mV)
 - En plus de la pompe à sodium à fonctionnement électrogénique (10 %) qui fait sortir 3 Na^+ de la cellule et entrer 2 K^+ , en utilisant de l'ATP
- Tous ces phénomènes contribuent à l'existence d'un potentiel de membrane
- Ce potentiel est d'environ -75mV, négatif à l'intérieur et positif à l'extérieur

a) Potentiel de repos

- les canaux à K⁺ sont ouverts au repos et les canaux à Na⁺ sont fermés
⇒ la perméabilité au K⁺ est supérieure à celle du Na⁺ au repos

- Le potentiel de repos est plutôt **proche** de celui causé par K⁺ (-90 mV)

$$V_{IK^+} - V_{EK^+} = RT/F \cdot \ln (K^+_{ext}/K^+_{int})$$

$$= 8,31 \cdot (273 + 37)/96500 \cdot \ln 5/150 = -90 \text{ mV}$$

- Il est plus **loin** de celui causé par Na⁺:

$$V_{INa} - V_{ENa} = RT/F \cdot \ln (Na^+_{ext}/Na^+_{int}) = 8,31 \cdot (273 + 37)/96500 \cdot \ln 140/12 = +65 \text{ mV}$$

- Le calcul du potentiel de repos de la cellule est surtout basé sur K⁺ et Na⁺

$$V_{Cell} = V_{Int} - V_{Ext}$$

en particulier à cause de l'installation du potentiel de diffusion (mobilités ≠)

Selon la **Relation de GOLDMAN**

$$V_{Cell} = \frac{RT}{F} \ln \frac{U_{K^+} [K^+]_{ext} + U_{Na^+} [Na^+]_{ext}}{U_{K^+} [K^+]_{int} + U_{Na^+} [Na^+]_{int}}$$

et Comme $U_{K^+} \gg U_{Na^+}$

$$V_{Cell} \approx \frac{RT}{F} \ln \frac{U_{K^+} [K^+]_{ext}}{U_{K^+} [K^+]_{int}} \quad V_{Cell} \approx \frac{RT}{F} \ln \frac{[K^+]_{ext}}{[K^+]_{int}}$$

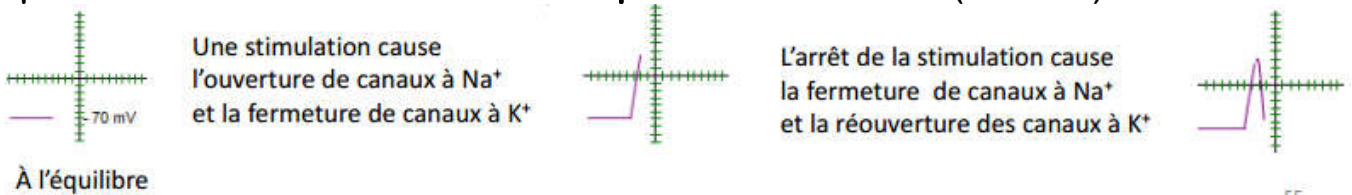
b) Potentiel d'action (cellules nerveuses, cardiaques) :

- C'est une inversion brutale et transitoire du potentiel de repos
- Suite à l'ouverture de canaux à Na⁺ et la fermeture de canaux à K⁺.
- Causée par un stimulus : chimique, électrique ou mécanique

⇒ perméabilité membranaire au Na⁺ devient supérieure à celle du K⁺.

On dit qu'il y a **dépolarisation** de la membrane: $V_{int} > 0$ et $V_{ext} < 0$

- Le potentiel de membrane $V_{int} - V_{ext}$ devient **proche** de celui du Na⁺ ($\approx +40 \text{ mV}$)

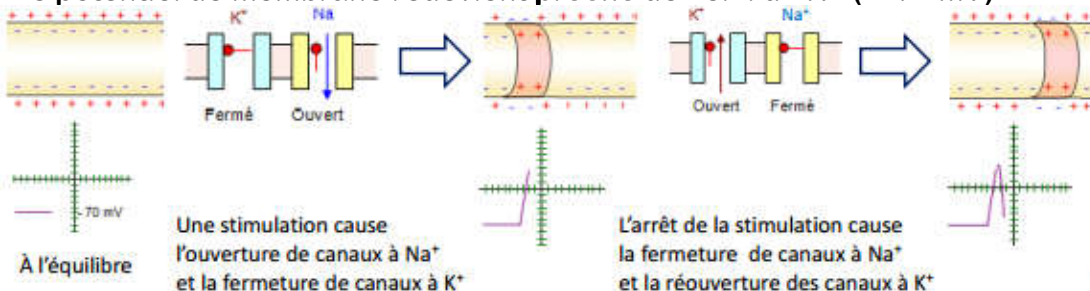


- la fermeture de canaux à Na⁺ et la réouverture de canaux à K⁺

⇒ perméabilité membranaire au K⁺ redevient supérieure à celle du Na⁺.

On dit qu'il y a **repolarisation** de la membrane: $V_{extra} > 0$ et $V_{intra} < 0$

- Le potentiel de membrane redevient **proche** de celui du K⁺ ($\approx -70 \text{ mV}$)



Filtration le long d'un capillaire

- La paroi capillaire est perméable à toutes les micromolécules et imperméable aux macromolécules (dialysante)
- Le liquide interstitiel ne contient pratiquement pas de protéines
- Cette différence de Π_{onc} entre plasma et LI, appelée **pression de Starling** est à l'origine des échanges entre les deux secteurs
- Le flux liquidien étant aussi influencé par la pression hydrostatique la pression efficace de filtration correspond à la différence entre les deux:

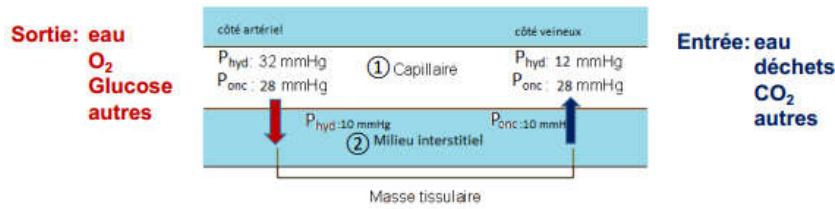
Pression efficace de filtration : $P_{eff} = P_{Hyd} - P_{onc}$

- Et le flux liquidien de 1 à 2 est égal à

:

$$\Phi_{1 \rightarrow 2} = K.S.(P_{eff1} - P_{eff2}) = K.S. [(P_{Hyd1} - \Pi_{onc1}) - (P_{Hyd2} - \Pi_{onc2})]$$

$$\Phi_{1 \rightarrow 2} = K.S. [(P_{Hyd1} - P_{Hyd2}) - (\Pi_{onc1} - \Pi_{onc2})] = K.S.(\Delta P_{Hyd} - \Delta \Pi_{onc})$$



- Capillaire artériel : $\Phi_{1 \rightarrow 2} = K.S[(32-10)-(28-10)]$
 $\Phi_{1 \rightarrow 2} = K.S (22 - 18) = 4.K.S > 0 \quad (\Delta P_{Hyd} > \Delta \Pi_{onc})$
- Capillaire veineux : $\Phi_{1 \rightarrow 2} = K.S[(12-10)-(28-10)]$
 $\Phi_{1 \rightarrow 2} = K.S (2 - 18) = -16 .K.S < 0 \quad (\Delta P_{Hyd} < \Delta \Pi_{onc})$

• Les molécules et les ions sont entraînés par le flux liquidiens, mais leur moyen principal de transfert est la diffusion selon le gradient de concentration.

Absorption intestinale :

Normalement le flux liquidien se fait dans le sens de l'absorption (passage vers le sang)

Entrées : 8 à 10 litres /j (apports alimentaires, sucs digestifs ...)

Sorties : 150 à 200 g/j

mais peut être augmenté ou diminué selon les situations

Pressions en mmHg	A jeun		Après repas		Si Inflammation		Purgatif	
	P_{hyd}	Π	P_{hyd}	Π	P_{hyd}	Π	P_{hyd}	Π
Lumière intestinal	0	0	30	0	0	0	0	5
capillaire	20	28	20	28	26 à 35	28	20	28
$\Phi_{in \rightarrow ca} / K.S$	8		38		2 à -7		3	

• Π est Toujours considérée = 0 dans l'intestin car les protéines sont dégradés en petites molécules

A jeun: intestins vides $P_{hyd} \approx 0$ l'eau va vers l'intestin. mais Π du sang élevée: retour de l'eau vers le sang plus important

• Après un repas la P_{hyd} dans l'intestin augmente ($>$ sang) et peut atteindre 100 mmHg: l'eau diffuse vers le sang. En plus de Π ($<$ sang) qui fait aussi diffuser l'eau dans le sang..

• il y a augmentation de la pression hydrostatique dans le capillaire à la survenue d'une Inflammation

