

Biophysique : Milieu intérieur Résumé

Module : Biophysique

Basé sur : le cours

-> Ce résumé est un complément de cours, il contient suffisamment d'informations, mais ne remplace pas le photocopié du professeur.

-> Merci d'envoyer toutes vos remarques via l'adresse mail suivante :
mahdikettani1@gmail.com

-> Bon courage et bonne lecture !

Auteur : Kettani El Mahdi, étudiant de la promotion médecine 2019

اللهم أستودعك ما قرأت و ما حفظت و ما تعلمت، فردّه عند حاجتي إليه، إنك على كل شيء قدير

MILIEU INTÉRIEUR

I) Introduction :

A) Quantité de matière :

-> Dans une solution (mélange liquide homogène), il y'a le solvant qui prédomine (l'eau) et les autres solutés : ions, (macro)molécules...

-> 1 mole = quantité de matière de $6,02 \times 10^{23}$ de particules identiques

-> 1 osmole = quantité de matière de $6,02 \times 10^{23}$ de particules réellement en solution

-> Exemple : 1 mole de $MgCl_2$ donne -> 1 mole de Mg^{2+} et 2 mole de Cl^- = 3 osmol

-> n_{eq} = quantité de matière des particules chargés uniquement, $1eq = 1 \text{ Faraday} = 96\,500 \text{ C}$

-> Exemple : 1 mole de Mg^{2+} transporte 2 Faraday -> $n_{eq} = 2mol$ -> $1eq = 0,5 \text{ mol}$

B) Concentrations :

-> Concentration pondérale : $C_p = \frac{m}{V}$ en g/l

-> Concentration molaire : $C_m = \frac{n}{V}$ en mol/l (Molarité)

-> Concentration osmolaire : $C_{os} = \frac{n_{os}}{V}$ en osmol/l (Osmolarité)

• Exemple : 1 mole de $MgCl_2$ dans 2L d'eau. $C_m = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ mol/L}$. $C_{os} = \frac{3}{2} = 1,5 \text{ osmol/L}$

-> Concentration équivalente : $C_{eq} = \frac{n_{eq}}{V}$ 1 atome de Ca avec 2F + 2 atome de Cl avec 2F

• Exemple : 1 mole de $CaCl_2$ dans 1L d'eau : $C_{eq} = 1 \times 2 [Ca^{2+}] + 2 \times 1 [Cl^-] = 4eq/L$

-> Osmolarité et Molarité : par rapport à la masse du solvant en osmol/Kg et mol/Kg

C) Électroneutralité :

-> L'électroneutralité désigne que la solution est électriquement neutre

-> Somme neq des anions = Somme neq des cations \Leftrightarrow Somme C_{eq} des anions = Somme C_{eq} des cations

D) Potentiel chimique :

-> Le potentiel chimique d'un soluté dans une solution est sa contribution à l'énergie totale du milieu.

-> Particule se déplace du milieu le plus concentré vers le moins concentré, ce qui fait diminuer le potentiel chimique de milieu et donc permet d'atteindre un équilibre thermodynamique

-> $\mu_i = \mu_i^\circ + R \cdot T \cdot \ln C_i$ (tel que C_i : Concentration du soluté dans la solution)

E) L'eau dans l'organisme :

-> Constituant le plus abondant du corps

-> Représente 93% du fœtus, 60-65% de l'adulte, 55% des personnes âgées

-> Répartition tissulaire : 30% dans la graisse, 33% dans l'os, 73-75% dans le muscle, 85% dans le plasma, 98% du LCR

-> Eau du corps (60%) :

• Liquide intracellulaire (40%)

• Liquide extracellulaire (20%) : Sang (5%) circule rapidement + Liquide interstitiel (15%) circule lentement

-> La molécule d'eau H_2O est polaire, contient 1O avec $8e^-$ sur 2 couches qui est électronégatif, et 2H chacun avec $1e^-$ qui sont moins électronégatif que O

-> Les molécules H_2O peuvent s'attirer entre elles par des liaisons hydrogènes et donc peuvent former différentes structures (gaz, liquide, solide)

-> Les molécules H_2O peuvent s'attirer avec d'autres molécules :

• Pouvoir dissociant (molécules ioniques si $L_{Hydrogène} \gg L_{intramoléculaire}$) $NaCl \rightarrow$

• Pouvoir dissolvant (molécules ionique et molécules polaires si $L_{Hydrogène} \gg L_{intramoléculaire}$)

-> Rôles de l'eau :

• Structural : Constituant des cellules + Forme 3D des cellules pour les rendre active

• Solvant (eau libre) : équilibre acido-basique + réactions oxydo-réductions + réaction polymérisation ou hydrolyse

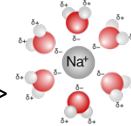
• Dilatation (masse volumique varie)

• Utilisation dans la cryothérapie

• Nécessité de grandes quantités de chaleurs pour élever la T du corps

• Nécessité de grandes quantités de chaleurs pour vaporiser l'eau (par la sudation ou la respiration) pour assurer l'homéostasie et la stabilité de la température du corps

• Équilibre des concentrations, compositions et pression des différents compartiments



II) Déplacement d'eau et de solutés et équilibre transmembranaire :

-> Pour maintenir l'homéostasie, le corps établit des réactions de métabolisme avec déplacements et échange d'eau et soluté soit dans le même compartiment soit entre compartiment à travers la membrane

-> Il existe 3 modes de déplacements :

- Concentration : sens et direction précis imposé par la force extérieure
- Migration : sens et direction précis imposé par les caractéristiques propre de la molécule
- Diffusion : aucun sens ni direction précise, déplacement selon le gradient de concentration

A) Diffusion dans une même solution :

-> Transport passif, lié à l'agitation thermique des molécules

-> Les solutés se déplacent du milieu le + concentré vers le - concentré = gradient de concentration dc/dx

-> Le solvant se déplace du milieu le moins concentré vers le plus concentré

-> A l'équilibre, la concentration est la même dans toute la solution que ça soit du solvant ou des solutés

-> Loi de Fick : $dq = -D S \frac{dc}{dx} dt$

- S : Section traversé (si la section est circulaire $S = \pi \times R^2$)
- dx : Distance parcourue
- dq : Quantité de matière qui diffuse
- $\frac{dc}{dx}$: Gradient de concentration moléculaire (la concentration est soit pondérale si dq est une masse soit osmolaire si dq est un nombre d'osmole)
- D : Coefficient de diffusion moléculaire (D augmente si : T augmente, η diminue, M diminue)

B) Diffusion à travers une membrane :

-> Une membrane est un dispositif de faible épaisseur qui sépare 2 milieux

-> Elle a rôle de frontière, de transport et d'interactions

-> Biologiquement on la retrouve dans la membrane plasmique séparent le cytoplasme du milieu extracellulaire et dans les membranes des organites.

-> On peut classer les membranes selon leur perméabilité :

- Héli ou semi-perméable : ne laisse passer que les molécules du solvant
- Dialysante : qui ne laisse passer que les petites molécules
- Sélective ou spécifique : ne laisse passer qu'un type de molécule, ou laisse passer toutes les molécules avec dissymétrie

-> Caractéristique de la membrane :

- Son épaisseur dx ou e
- Mobilité du soluté à travers la membrane U
- Coefficient de diffusion à travers la membrane $D = U.R.T$
- Perméabilité pour le soluté $P = D/e$

-> Le déplacement à travers une membrane se fait :

- Passif : pas d'énergie, par différence de concentration
- Actif : avec énergie, contre le gradient de concentration

-> **Osmose** : C'est la diffusion du solvant à travers une membrane semi-perméable du milieu le moins concentré vers le plus concentré, avec 2 pressions opposés, la pression osmotique qui attire le solvant et une pression hydrostatique qui le repousse. A l'équilibre $|P_{Hy}| = |P_{os}|$ (P_{os} est plus couramment écrite π_{os}), et donc les pressions sont égales et empêchent le solvant de traverser

-> Loi de Pfeffer :

- Pour un soluté donné : $\Pi_{os} = cte. \frac{C_p}{M} . T$
- Si le soluté est indissociable => $C_p = C \times M \Rightarrow \Pi_{os} = cte \times \frac{C_p}{M} \times T = cte \times C_{os} \times T$
- Si le soluté est dissociable en ions => $\Pi_{os} = cte \times n_i \times C \times T = cte \times C_{os} \times T$
- Si le mélange de soluté, on additionne les Π_{os} : $\Pi_{os} = cte \times T \times \sum C_{os}$
- Si 2 solutions ont la même osmolarité => Elles sont la même pression osmotique Π_{os}

-> Loi de Van't Hoff :

- La pression osmotique : $\Pi_{os} = R \cdot \Sigma C_{os} \cdot T$ en Pa avec $R = 8,32$
- La pression osmotique est une pression fictive, pour la visualiser, il faut un solvant
- La pression osmotique pousse le solvant (eau) vers la solution) travers la membrane
- Pour une solution diluée de petites molécules => Relation linéaire
- Pour une solution de macromolécules => Relation curviligne, cette loi n'est plus valable => Pression oncotique Π_{onc} . Exemple : Π_{onc} plasma = 28 mmHg avec une pression osmotique = 5776 mmHg, même si Π_{onc} est faible mais elle est importante car elle s'oppose à $P_{Hydrostatique}$ qui repousse l'eau hors des vaisseaux)
- Pour mesurer la pression osmotique, on procède selon 2 méthodes : directe et indirecte

-> Méthode directe : (par l'osmomètre de Dutrochet)

- On mélange le solvant pur avec la solution jusqu'à atteindre l'équilibre, c'est à dire $P_{Hydro} = \Pi_{os}$, la diffusion du solvant (eau) s'arrête, puis on applique la loi de Van't Hoff : $\Pi_{os} = \rho \cdot g \cdot \Delta h = R \cdot T \cdot \Sigma C_{os} \Rightarrow \Sigma C_{os} = \frac{\rho \cdot g}{R \cdot T} \cdot \Delta h$
- On utilise la courbe d'étalonnage ($\Delta h = f(C_{os})$), on reporte Δh sur la courbe et on en déduit C_{os}

-> Méthode indirecte : (par la cryométrie)

- La cryométrie c'est l'étude du point de congélation des solutions
- La T de congélation d'une solution est inférieure à celle du solvant pur (Exp : si on a un mélange d'eau comme solvant + autres soluté, pour congeler l'eau il faut 0°C, mais pour congeler tous le mélange, il faut -10°C)
- Cette différence de température est ΔO = abaissement cryoscopique, et on a ΔO qui est proportionnel à l'osmolalité $\Delta O = K \times C$ avec K une constante pour les solutions dont le solvant est l'eau (solution aqueuse) => Osmolarité = Osmolalité
- On sait que $\Pi_{os} = R \cdot T \cdot C$ et on a $\Delta O = K \times C$ donc => $\Pi_{os} = \frac{R \cdot T}{K} \cdot \Delta O$ (Relation entre ΔO et Π_{os}) => cette relation peut s'écrire sous la forme $Y = a \times X \Rightarrow$ Donc c'est une fonction linéaire
- On peut donc déduire Π_{os} graphiquement de la courbe pour chaque valeur de ΔO , ou bien algébriquement en appliquant la relation au-dessus)

-> Osmolarité : (quantitatif)

- Compare les concentrations entre 2 solutions (A et B)
- Mesurable
- $C_{os}A < C_{os}B \Rightarrow$ A est hypo-osmotique par rapport à B
- $C_{os}A = C_{os}B \Rightarrow$ A et B sont iso-osmotique
- $C_{os}A > C_{os}B \Rightarrow$ A est hyper-osmotique par rapport à B

-> Tonicité : (qualitatif)

- Décrit l'effet d'une solution sur le volume d'une cellule
- Solution hypotonique/MIC => Entrée d'eau dans la cellule (gonflement)
- Solution isotonique/MIC => Pas de mouvement (volume inchangé)
- Solution hypertonique/MIC => Sortie d'eau de la cellule (rétrécissement)
- Ne se mesure pas, effet à constater uniquement
- Lorsque la solution est isotonique/MIC => Les osmolarité efficaces (c.a.d : les osmolarités des substances non diffusible uniquement) sont les mêmes

-> Attention ! une solution iso-osmotique n'est pas forcément isotonique !

-> Exemple :

- Une solution contient : NaCl (0,1 osmol/L) + Glucose (0,1 osmol/L) + Urée (0,1 osmol/L)
- Sachant que le glucose est non diffusible alors que le glucose et NaCl le sont
- On peut donc conclure que cette solution est iso-osmotique car on a les mêmes C_{os} (0,1 = 0,1 = 0,1)
- Mais n'est pas isotonique car l'urée diffuse à travers la membrane du globule rouge et donc l'osmolarité efficace de cette solution = 0,2 osmol/L

-> On utilise l'osmose lors de la détection d'anémies hémolytiques. On met les globules rouges dans des solutions de plus en plus hypotonique => entrée d'eau dans le globule rouge => augmentation du volume => jusqu'à hémolyse (4,6 g/L)

-> On utilise l'osmose également lors de l'injection de sérums isotoniques :

- Pour soluté non dissociable (1 mole = 1 osmole => $C_{os} = \frac{C_p}{M}$) avec M (glucose) = 180
- Exemple : Si on veut une solution à $C_{os} = 0,3$ osmol/L, il faut $C_p = C_{os} \times M = 0,3 \times 180 = 54$ g/L = 5,4%
- Pour soluté dissociable (1 molécule donne $n i_{ions}$: $C_{os} = n i \times \frac{C_p}{M}$) avec $n i = 2$ et $M = 58,5$
- Exemple : si on veut une solution à $C_{os} = 0,3$ osmol/L, il faut pas $C_p = \frac{M \cdot C_{os}}{2} = \frac{58,5 \times 0,3}{2} = 9$ g/L = 9%

C) Diffusion à travers une membrane perméable à tous les ions par potentiel chimique : (différence de C)

-> Similaire à la diffusion dans une même solution $dq = -D S \frac{dc}{dx} dt$

-> Chaque ion se déplace son μ : $\mu_i = \mu_i^\circ + R.T. \ln C_i$

-> Du milieu le plus concentré vers le moins concentré

-> Le flux : $\Phi_{1 \rightarrow 2} = \frac{dn}{dt} = -D.S. \frac{(C_2 - C_1)}{e} = -P.S (C_2 - C_1)$ avec P une cte pour chaque membrane

-> Le travail : $\Delta W_1 = n(\mu_1 - \mu_2)$

- Si $\mu_1 > \mu_2 \Rightarrow \Delta W_1 > 0 \Rightarrow$ Travail spontané
- Si $\mu_1 < \mu_2 \Rightarrow \Delta W_1 < 0 \Rightarrow$ Besoin d'énergie pour faire passer les ions de 1 à 2

-> Si une solution contient plusieurs ions, pour garder l'électroneutralité, chaque ions qui passe s'accompagne d'un ion de charge opposé ou provoque le retour d'un ion de même charge

D) Diffusion à travers une membrane perméable à tous les ions par potentiel électrique : (Différence de V)

-> Les ions se déplacent sous l'effet de la DDP ($V = V_1 - V_2$) selon leur charges et leur mobilité U

-> Le flux :

• Pour les cations : $\Phi_{1 \rightarrow 2} = -U^+ . C . S . \frac{(V_2 - V_1)}{e}$

• Pour les anions : $\Phi_{1 \rightarrow 2} = U^- . C . S . \frac{(V_2 - V_1)}{e}$

-> Le travail : $\Delta W_2 = Q.(V_1 - V_2)$ avec $Q = n.z.f$ avec Q : charge globale et z : nombre de charges de l'ion => Donc :

$\Delta W_2 = n.z.f.(V_1 - V_2)$

- Si $V_1 > V_2$, et $z > 0 \Rightarrow \Delta W_2 > 0 \Rightarrow$ Déplacement spontané
- Si $V_1 < V_2$, et $z > 0 \Rightarrow \Delta W_2 < 0 \Rightarrow$ Besoin d'énergie pour faire passer les ions de 1 à 2

E) Diffusion à travers une membrane sélective perméable à tous les ions par DDP électro-chimique :

-> C_1 différent de C_2 et V_1 différent de V_2

-> Les ions se déplace selon 2 potentiel (électrique et chimique)

-> À l'équilibre = arrêt de diffusion, les concentrations ne change plus

-> Autant d'ions qui passent de 1 à 2 par Δc que d'ions qui passent de 2 à 1 par ΔV

-> $\Delta W_1 = -\Delta W_2 \Leftrightarrow \Delta W_1 + \Delta W_2 = 0$ en remplaçant chaque ΔW par son expression => $\frac{\mu_1}{zF} + V_1 = \frac{\mu_2}{zF} + V_2$

-> $\frac{\mu}{zF} + V$: potentiel électrochimique

F) Diffusion à travers une membrane sélective perméable à 2 cations K^+ et Na^+ de mobilité U différente :

-> Si $U_{K^+} > U_{Na^+} \Rightarrow$ Accumulation de charge + dans le compartiment 1 et - dans le compartiment 2

-> Vitesse de diffusion K^+ > vitesse de diffusion Na^+ , Relation de Goldman : $V = V_1 - V_2 = \frac{RT}{F} \ln \frac{U_{K^+}[K^+]_2 + U_{Na^+}[Na^+]_2}{U_{K^+}[K^+]_1 + U_{Na^+}[Na^+]_1}$

-> Or il y a une DDP de diffusion qui ralentit K^+ et favorise Na^+ afin d'égaliser les flux des 2 cations jusqu'à atteindre l'équilibre, c'est-à-dire, la concentration de chaque ion est la même dans les 2 compartiments

G) Diffusion à travers une membrane sélective perméable à un seul type d'ions :

-> La membrane laisse passer un seul ion => Apparition d'une DDP de membrane qui stoppe le passage de cet ion jusqu'à atteindre l'équilibre, c'est-à-dire, l'ion ne diffuse plus (potentiel électrochimique de l'ion est le même dans les 2 compartiments)

-> Relation de Nernst : $V_1 - V_2 = \frac{RT}{zF} \ln \frac{[X^+]_2}{[X^+]_1}$ (applicable à l'équilibre pour ion diffusible)

H) Diffusion à travers une membrane sélective perméable aux petits ions et imperméable aux macromolécules :

- > Les petits ions diffusent selon leur gradient de concentration
- > R-, macromolécules (ion) ne diffuse pas, elle repousse les ions de même charge (c'est-à-dire négatif) et attire les ions de charge opposé (c'est-à-dire positif) ce qui fait maintenir l'électroneutralité
- > À l'équilibre, égalisation du potentiel électrochimique, attention, les concentration de chaque ion n'est pas la même dans chaque compartiment (car R- attire les ions positifs et repousse les ions négatifs)
- > On utilise la relation de Nernst : $[X^+]_1 \times [Y^-]_1 = [X^+]_2 \times [Y^-]_2$ Même si : $[X^+]_1 > [X^+]_2$ et $[Y^-]_1 < [Y^-]_2$
- > Ce phénomène est présent dans les cellules vivantes

III) Dans l'organisme :

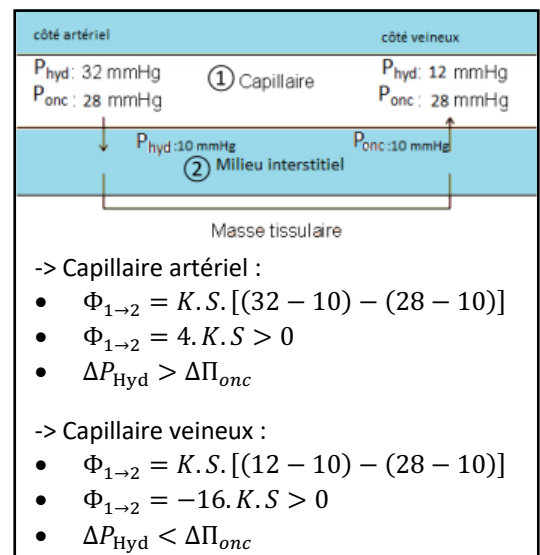
A) Potentiel électrique cellulaire :

-> Au repos :

- La cellule est soumise à un potentiel = -75 mV, négatif à l'intérieur et positif à l'extérieur
- Canaux K^+ ouvert et canaux Na^+ fermé
- Perméabilité à $K^+ > Na^+$ au repos
- Potentiel créé par $K^+ = -90$ mV
- Potentiel créé par $Na^+ = +65$ mV
- Potentiel de la cellule : $V_{cell} = V_{int} - V_{ext}$
- Puisque le potentiel de la cellule V_{cell} au repos est plus proche à celui créé par K^+ alors on utilise la relation de Goldman, mais puisque Na^+ est négligeable on l'a enlevé => $V_{cell} = \frac{RT}{F} \ln \frac{[K^+]_{ext}}{[K^+]_{int}}$

-> En action :

- Inversion brutale et transitoire du potentiel de repos
- Un stimulus chimique, électrique ou mécanique arrive
- Ouverture des canaux Na^+ et fermeture des canaux K^+
- Perméabilité à $Na^+ > K^+$
- Dépolarisation
- V_{int} devient > 0 et $V_{ext} < 0$
- $V_{cell} = +40$ mV, plus proche de celui de Na^+
- Arrêt de la simulation
- Fermeture des canaux Na^+ et réouverture des canaux K^+
- Repolarisation
- $V_{int} < 0$ et $V_{ext} > 0$
- $V_{cell} = -70$ mV redevient plus proche de celui de K^+



B) Filtration le long d'un capillaires :

- > La paroi des capillaires est dialysante : perméable au micromolécule et imperméable aux macromolécules
- > Pression efficace de filtration : $P_{eff} = P_{Hyd} - \Pi_{onc}$
- > Le flux : $\Phi_{1 \rightarrow 2} = K.S(P_{eff1} - P_{eff2}) = K.S(\Delta P_{Hyd} - \Delta \Pi_{onc})$
- > Les ions diffusent selon leur gradient de concentration

C) Absorption intestinale :

- > Normalement, le flux passe de l'intestin vers le sang, mais cela peut augmenter ou diminuer
- > A jeun, $P_{Hyd} = 0$ dans l'intestin, donc passage dans l'intestin, mais Π_{onc} est très élevé dans le sang, alors pas de passage dans l'intestin, l'eau reste dans le sang
- > En postprandial, P_{Hyd} très élevé (devient supérieur P_{Hyd} du sang) + Π_{onc} dans le sang => l'eau diffuse vers le sang
- > En cas d'inflammation, P_{Hyd} très élevé dans les capillaires et donc le flux peut s'inverser et devenir du sang vers l'intestin (il faut que $P_{Hyd} > \Pi_{onc}$ dans le sang)

-> Rappel : P_{Hyd} fait sortir, Π_{onc} garde à l'intérieur :

- Pression homologue (2) : P_{Hyd} sang avec Π_{onc} intestin / Π_{onc} sang avec P_{Hyd} intestin
- Pression antagoniste (4) : P_{Hyd} sang avec P_{Hyd} intestin / P_{Hyd} sang avec Π_{onc} sang / Π_{onc} sang avec Π_{onc} intestin / P_{Hyd} intestin avec Π_{onc} intestin