

Chapitre 1

États de la matière et milieu intérieur

I. À propos des états de la matière

Exemples de notions d'intérêts :

La matière se présente sous forme de solide, liquide ou de gaz :

Dans le chapitre sur l'hémodynamique, nous verrons le couplage entre phase solide et liquide. Celui-ci intervient, en particulier, dans la viscosité sanguine et donc dans le débit sanguin. Il intervient aussi dans l'interaction globules rouges/paroi vasculaire donc dans l'athérome.

Les changements d'états interviennent dans la régulation thermique (évaporation de la sueur).

La notion de solution permet d'exprimer la quantité de matière (les dosages biologiques) ainsi que certains flux et transports de molécules.

L'étude des états solide, liquide ou gazeux est certes intéressante et classique. Toutefois, pour les études de santé, l'intérêt se porte principalement sur la « matière vivante ». Cette expression « matière vivante » est un peu désuète maintenant car les organismes vivants ne contiennent pas une ou des matières propres à la vie. Les organismes vivants sont constitués des mêmes matériaux que la matière inerte. **Ce qui rend la matière vivante est son organisation.** Différentes disciplines décrivent cette organisation à plusieurs niveaux.

Nous sommes à l'ère post-génomique où l'on sait que chaque fonction cellulaire, chaque entité biologique ou physiologique est vue sous l'angle d'un **réseau complexe de systèmes en interaction**. Ce sont des systèmes moléculaires dont l'imagerie moléculaire permet l'étude *in vivo*. Quand un événement quelconque survient, cela active un ou plusieurs gènes qui vont produire, en réponse, des protéines qui vont elles-mêmes entrer en interaction pour gérer ce problème. (Cela se traduit par des flux moléculaires ou ioniques). Le véritable intérêt de l'étude des états de la matière est **la compréhension de son état organisé et de sa capacité à s'auto-organiser.**

Avertissement aux étudiant(e)s

Normalement vous avez étudiés le cours de votre professeur, ainsi les QCM vous sont proposés souvent en prétest. Les explications viennent ensuite en espérant que, quelques fois, vous découvrirez un point de vue différent, sur des notions classiques, et qui n'est pas toujours immédiatement apparent en face d'un cours magistral.

QCM 1. Un état (ou phase) de la matière dépend, à l'échelle moléculaire :

- A. De l'agitation thermique
- B. De forces d'attraction
- C. De forces de répulsion
- D. De forces intermoléculaires
- E. D'interactions électromagnétiques

QCM 2. Sachant que les molécules sont neutres électriquement, on peut dire que des liaisons intermoléculaires :

- A. Ne peuvent correspondre qu'à des liaisons covalentes
- B. Peuvent être des liaisons hydrogène
- C. Peuvent se faire entre dipôles induits
- D. Peuvent diminuer en $\frac{1}{r^6}$
- E. Pourront être d'autant plus fortes que les molécules sont éloignées.

QCM 3. La relation de Boltzmann : $\frac{n}{N} = e^{-\frac{E}{kT}}$ pour un gaz parfait de température T en Kelvin

Avec n = nombre de molécules d'énergie E

N = nombre total de molécules

k = constante de Boltzmann = $1.38 \cdot 10^{-23}$ Joule par Kelvin et par molécule

- A. Explique le fait, qu'à température constante, le nombre de molécules d'énergie E sera d'autant plus faible que E sera plus important.
- B. Exprime la probabilité qu'une molécule ait une énergie E, à la température T
- C. Est équivalente à l'équation $E = kT \ln\left(\frac{N}{n}\right)$ où ln désigne le logarithme népérien.
- D. Veut dire qu'il y a toujours moins de molécules de grande énergie que de molécules de faible énergie.
- E. Est équivalente à l'équation : $N = n e^{-\frac{E}{kT}}$

QCM 4. Pour un gaz, il est vrai que :

- A. S'il est parfait, son énergie est $E = PV = nRT$
- B. La pression d'un gaz parfait est : $P = c RT$ avec $c = \frac{n}{V}$
- C. La pression d'un gaz réel est : $P - \Pi$
- D. Pour un gaz réel, dans un récipient de volume V, chaque molécule peut parcourir le volume V par agitation thermique
- E. Pour un gaz réel, plus le covolume est important plus le volume offert à l'agitation thermique sera important

QCM 5. Le sevoflurane est un anesthésique produisant une anesthésie générale. Ce produit est à l'état liquide dans un flacon. Pour l'administrer, on branche le flacon sur un vaporisateur où il passe à l'état de vapeur. Cette vapeur est respirée

par le malade, par l'intermédiaire d'un masque. Elle passe ainsi dans les alvéoles pulmonaires puis dans le sang. La chaleur latente de vaporisation L du sevoflurane est : $L = 168 \text{ J/g}$.

Quand le sevoflurane se vaporise, il est vrai que :

- A. Sa température augmente dans le flacon.
- B. Il reçoit la quantité de chaleur L
- C. L est une chaleur spécifique (massique)
- D. L sert à casser les liaisons intermoléculaires du liquide
- E. Le vaporisateur se refroidit pendant la vaporisation.

II. À propos des solutions

QCM 6. On veut préparer une perfusion glucosée à 5 %, en ajoutant du glucose ($M = 180 \text{ g/mol}$) dans un flacon de perfusion contenant 1 000 ml d'eau stérile ($M = 18 \text{ g/mol}$), pour l'administrer par voie veineuse.

- A. On ajoute 50 mg de glucose au flacon
- B. La molarité du glucose sera : $28 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$
- C. La molarité de l'eau sera de 55.55 mol/l
- D. La solution glucosée sera une solution diluée
- E. L'osmolarité de la perfusion sera de 280 mosm

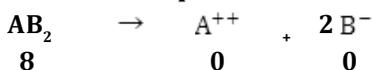
QCM 7. On veut préparer une perfusion de NaCl à 0.9 % dans un flacon de 1 000 ml contenant de l'eau pour préparation injectable.

Pour Na $M = 23 \text{ g/mol}$; pour Cl $M = 35 \text{ g/mol}$

- A. On ajoute 9 g de NaCl au flacon
- B. Osmolarité du Na = 391 mosm/l
- C. Osmolarité du Cl = 155 mosm/l
- D. Le coefficient de dissociation de van't Hoff $i = 1$
- E. Osmolarité de la perfusion = 310 mosm/l

QCM 8. On met en solution une molécule de formule AB_2 dans 1 000 ml d'eau. Elle se dissocie entièrement :

Le bilan de départ est :



Après dissociation :

- A. Il y a 8 ions positifs
- B. Il y a 2 ions négatifs
- C. La ceq en ions négatifs est de 8 eq/l
- D. La ceq en ions positifs est de 16 eq/l
- E. La solution est électriquement neutre

QCM 9. À propos des solutions :

- A. Une solution molaire notée M contient 1 mol.L⁻¹
- B. Une solution décimolaire M/10 a une osmolarité de 0,1 osm
- C. Une solution millimolaire M/1 000 a une pression osmotique de 1 mosm
- D. Une solution décimolaire N/10 a une C_{eq} = 0.1 Eq. L⁻¹
- E. Une solution électroneutre contenant une C_{eq+} décimolaire contient forcément une C_{eq-} décimolaire

Expressions des concentrations**Soluté :**

Masse m masse molaire M nombre de moles $n = \frac{m}{M} = \frac{x}{N}$

Avec x = nombre de molécules dans la masse m et N nombre d'Avogadro

Coefficient d'ionisation de van't Hoff : $i = 1 + \alpha(\beta - 1)$

Avec $\alpha = \frac{\text{nombre de mole dissociée}}{\text{nombre de mole initial}}$ = coefficient de dissociation

$\beta = n^+ + n^-$ où n^+ est le nombre d'ions positifs et n^- le nombre d'ions négatifs

Solvant :

Volume V nombre de mole n_0

Fraction molaire :

Solution diluée ou idéale $f = \frac{n}{n_0}$ solution réelle $f = \frac{n}{n+n_0}$

Concentration pondérale $c_p = \frac{m}{V}$ souvent en g/L

Concentration molaire $c = \frac{n}{V}$ en mol/l avec $c = \frac{c_p}{M}$

$n = c V$ est aussi le stock de molécules dans le volume de distribution V.

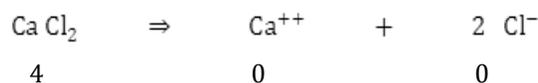
La concentration à utiliser est toujours :

$$C_{osm} = C i \quad \text{avec} \quad i = 1 + \alpha (\beta - 1)$$

Si le soluté n'est pas dissocié alors : $\alpha = 0$ et $i = 1$ donc on retrouve c

Deux façons de calculer C_{osm} :

Ex : calculer l'osmolarité d'une solution de chlorure de Calcium dont le coefficient de dissociation est $\alpha = \frac{3}{4}$. Avant dissolution, il y a 4 osmol/L de Ca Cl₂



Utilisation du coefficient de dissociation seul :

Pour Ca⁺⁺ $\frac{3}{4} * 4 = 3$ pour Cl⁻ $\frac{3}{4} * 4 = 3$ et $2 * 3 = 6$

Il reste 1 mol de Ca Cl₂ puisque 3 sur 4 ce sont dissociées

L'osmolarité est 1+3+6 = 10 osm

Utilisation du coefficient d'ionisation de van't Hoff $i = 1 + \alpha (\beta - 1)$

α = coeff de dissociation et $\beta = n^+ + n^-$

Avec $n = 4$ moles $\alpha = 3/4$ $n^+ = 1$ $n^- = 2$

$$i = 1 - \alpha + \alpha n^+ + \alpha n^-$$

$$i = 1 - \frac{3}{4} + \frac{3}{4} + \frac{3}{4} \cdot 2 = \frac{10}{4}$$

$$C_{\text{osm}} = C \cdot i = 4 \cdot \frac{10}{4} = 10 \text{ osm}$$

$$\text{Concentration équivalente } C_{\text{eq}} = \sum Z_i C_{\text{osm}}^+ = \sum Z_i C_{\text{osm}}^-$$

IZI = valeur absolue de Z

Si la solution contient n charges électriques e^- , elle contient une quantité d'électricité $q = n e^-$

Si on a 1 mole d'électricité, c'est-à-dire $\mathcal{N} e^-$ ou $\mathcal{N} e^+$, on dira qu'il y a 1 Faraday d'électricité

$$1,6 \times 10^{-19} \times 6,02 \times 10^{23} = 96\,500 \text{ Cb (Coulomb)} = 1 \mathcal{F}$$

Exemple :

$$1 \text{ mole de Na}^+ \Rightarrow 1 * \mathcal{N} = 1 \mathcal{F}$$

$$1 \text{ mole de Ca}^{2+} \Rightarrow 2 * \mathcal{N} = 2 \mathcal{F}$$

En imagerie médicale

Quand on fait une image sur un malade, on peut mesurer la concentration d'une molécule.

Cette mesure *in vivo* s'appelle la quantification de l'image.

Concentration partielle

La concentration de chaque molécule différente ou de chaque ion présent dans la solution s'appelle individuellement la concentration partielle de cette particule.

La concentration de la solution est la somme de toutes les concentrations partielles.

Par exemple, dans un mélange de glucose et de NaCl on a :

$$\text{Concentration partielle en glucose} = C_1$$

$$\text{Concentration partielle en sodium} = C_2$$

$$\text{Concentration partielle en chlore} = C_3$$

La concentration de la solution est $C_0 = C_1 + C_2 + C_3$

Les concentrations sont calculées avec le coefficient i de Van't Hoff.

Dans ce cas le terme de molarité désigne la concentration totale de la solution

Molarité et molalité

L'inconvénient de la molarité est de dépendre de la température de mesure qui peut faire varier le volume. Aussi, on définit la **molalité** qui est le nombre de mole par kg de solvant (l'eau).

$$C_{\text{mol}} = \frac{n}{1 \text{ kg d'eau}} = \text{mole kg}^{-1}$$

C'est le vrai calcul utilisé en biochimie mais en routine clinique la molarité reste utilisée.

Exemple :

Le plasma contient environ 70 g de protéines et la molarité du Na est de 142 mol/l (1 g de protéine occupe un volume de 1 ml) donc molalité du Na : $\frac{142}{1-0,07} = 153 \text{ mol/kg}$. C'est le

chiffre que l'on devrait prendre pour l'osmose mais par ailleurs, la dissociation du NaCl

dans l'organisme est incomplète $\alpha = 0,97$ d'où la correction $153 \times 0,97 = 148$ mol/kg ainsi on a : $\frac{142 \times 0,97}{0,93} = 148$ on garde donc la molarité en pratique quotidienne.

Pour les solutions très concentrées ou réelles on remplace la notion de concentration par celle d'activité $a = \gamma * c$ en mole l⁻¹

γ est le coefficient d'activité, que l'on prend égal à 1 en général (n'est pas utilisé en pratique.)

QCM 10. Une analyse de sang chez un diabétique donne :

Glycémie = 20 mmol/l et natrémie = 142 mmol/l

- A. La glycémie est d'environ 4 g/l
- B. La ceq de glucose est de 20 meq
- C. La natrémie est la concentration de Na dans le plasma
- D. L'osmolarité du glucose est de 20 mosm
- E. L'osmolarité du plasma est de 304 mosm

Mesure : cryoscopie

On utilise le fait que l'eau pure gèle à 0 °C et que si on ajoute des molécules dans cette eau, elle gèlera plus difficilement donc à une température plus basse (effet antigel).

Ainsi, on mesure la température de congélation de la solution et cette température est proportionnelle à la concentration donc à la pression osmotique.

Comme cette température est inférieure à 0° on l'appelle delta cryoscopique et on l'exprime par la loi de Raoult :

$$\Delta\theta = K C_{osm}$$

Pour l'eau $K = 1,86 \text{ °C osmol}^{-1}$

Exemple : plasma $\Delta\theta = 0,56 \text{ °C}$ cela veut dire que le plasma ne gèle pas à 0 °C comme l'eau pure mais à -0,56 °C d'où $C_{osm} = 0,56/1,86 = 0,301$ osm soit 301 mosm

La cryoscopie mesure l'osmolarité vraie du plasma car toutes les molécules sont représentées dans l'échantillon, alors qu'on ne peut en doser que certaines.

Ébulliométrie

L'augmentation de la température d'ébullition est proportionnelle à l'osmolarité (ou à la fraction molaire) du soluté

$$\Delta\theta = K' C_{osm} \text{ Pour l'eau : } K' = 0,51 \text{ °C osmole}^{-1}$$

Cette fois l'eau plus le soluté va bouillir à une température supérieure à 100 °C

En pratique on dose la glycémie et la natrémie.

III. A propos des volumes liquidiens

Nos cellules baignent dans le milieu intérieur. Elles ne sont pas en contact avec le milieu extérieur. Notre organisme est constitué de 70 % d'eau séparée en plusieurs compartiments.

A. Les différents volumes

QCM 11. Sachant que l'organisme contient plusieurs compartiments liquidiens, on peut dire :

- A. Les membranes cellulaires séparent toujours les liquides intracellulaires du liquide plasmatique.
- B. Pour un sujet sain de 60 kg, le volume interstitiel est estimé à 9 l.
- C. Si je connais l'Ht d'un sujet et son volume extracellulaire, alors cela me suffit pour calculer, sans faire d'estimation, son volume globulaire.
- D. Si je connais la volémie (VS) d'un patient et son Ht alors je peux calculer son volume plasmatique (VP).
- E. Le volume globulaire (VG) est une partie du volume intracellulaire.

QCM 12. Un patient présente un Ht = 42 % et une volémie de 4,2 l :

- A. Le volume globulaire est de 1 764 ml.
- B. Le volume plasmatique est de 3 042 ml
- C. $VG = 0,724 VP$
- D. L'hématocrite vrai est 0.72
- E. Le volume plasmatique est de 2436 ml.

QCM 13. Pour mesurer les différents secteurs liquidiens de l'organisme avec la méthode des indicateurs radioactifs, on peut :

- A. Utiliser la formule $V = n/C$
- B. Être obligé de piquer deux fois le malade pour pouvoir injecter le produit et une autre fois pour prélever du sang afin de mesurer la concentration du produit.
- C. Prélever immédiatement après l'injection pour mesurer la concentration.
- D. Dire que l'espace de dilution et l'espace de diffusion représente la même chose.
- E. Dire qu'avec des produits radioactifs adaptés, on peut mesurer directement tous les secteurs liquidiens.

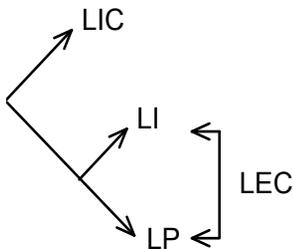
QCM 14. Pour mesurer le VG d'un patient on mesure son Ht que l'on trouve égal à 52 %, puis on lui injecte de la sérum-albumine marquée à l'iode 131 (1,85 MBq). Après dilution, on prélève 1 ml de plasma dont l'activité mesurée est de 625 Bq :

- A. L'espace de diffusion de la sérum-albumine est le volume extra-cellulaire
- B. Le volume plasmatique est de 2960 ml
- C. La volémie est de 5 692 ml
- D. Le volume globulaire est de 3 207 ml
- E. Le volume globulaire est de 2 959 ml

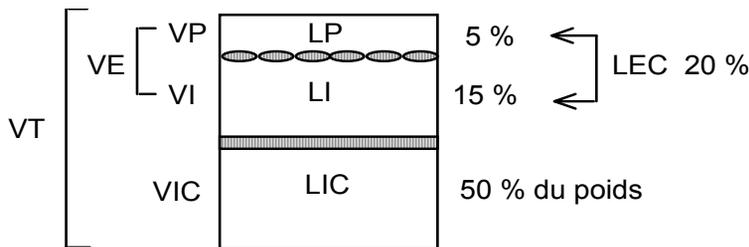
QCM 15. On injecte de la Sérums Albumine (SA) marquée à l'¹³¹I d'activité 1,85 MBq ml⁻¹. On prélève plus tard 1 ml de sang dont on mesure l'activité qui est de 625 Bq ml⁻¹. On a mesuré l'Ht qui est de 38 %

- A. Le volume plasmatique (vp) est de 338 ml
- B. Le volume plasmatique (vp) est de 2960 ml
- C. La volémie (vs) est de 7790 ml
- D. La volémie (vs) est de 4775 ml
- E. Le volume globulaire (vg) est de 1814 ml

Les membranes cellulaires séparent les liquides intracellulaires (LIC) des liquides extracellulaires (LEC) formés des liquides interstitiels (LI) et du plasma (LP) séparé par la membrane endothéliale des capillaires sanguins.



Les volumes



VT = VE + VIC = VP + VI + VIC

Remarque : le sang n'est pas un compartiment liquidien c'est un tissu

Le sang est formé du plasma (VP) et des globules rouges (VG)

Le volume sanguin total (VS) ou volémie est d'environ 5 l pour un individu de 70 kg.

VS = VG + VP

On appelle hématocrite le rapport $Ht = \frac{VG}{VS} \approx 45 \%$ soit 45 ml de globules rouges (ou hématies) pour 100 ml de sang.

