



Tutorat physique : Séance n°5 ; les solutions biologiques (fait par C. Voyant)

Calculettes inutiles. Pour chaque QCM, indiquer quelles sont toutes les propositions exactes et uniquement les propositions exactes.

Données numériques :

Nombre d'Avogadro $N_A \sim 6.10^{23}$
RT=2500 Joules/mol
ln(3)=1.1
ln(5)=1.6

Masse molaire (g):

Na = 23
Cl = 35,5
Mg = 24,3
Urée = 60
Saccharose=342

l'osmolarité du liquide intracellulaire est de 290 mosm/l

QCM 1

Question de cours

Quelles sont les propositions exactes :

1) le nombre de moles est égal à la concentration molaire (ou molarité) multipliée par le volume

Vrai d'après la définition de la molarité

2) la molarité est fonction de la température de la solution

Vrai, les volumes varient en fonction de la température, la molarité aussi. Pour s'affranchir de ce phénomène, il est possible d'utiliser la molalité.

Pour aller plus loin et comprendre la dilatation (ou rétractation) du volume des fluides en fonction de la température, il faut regarder comment fonctionnent les thermomètres à mercure ou à alcool.

3) la masse d'une molécule d'eau pure est de $3 \cdot 10^{-10}$ g

Faux, l'eau est constituée de H et de O, la masse en uma d'une molécule d'eau est donc de 18uma, on peut ainsi dire que la masse molaire de l'eau est 18g (Cf tutorat n°3 de physique nucléaire). On sait que $1\text{g} = \text{Na.uma}$, donc la masse en gramme d'une molécule d'eau est de $m(\text{g}) = m(\text{uma}) \cdot (1/\text{Na}) = 3 \cdot 10^{-23}$ g

4) une solution aqueuse est une phase liquide ne contenant pas de solutés

Faux, une solution aqueuse, est une solution liquide contenant de l'eau (solvant) et des espèces ultraminoritaires (solutés)

5) dans le cas du plasma (70g de protéine par litre), on peut appliquer à température et pression ambiante standard, la relation

Molalité(mol.g^{-1}) = molarité(mol.l^{-1}).0,93

Faux, on sait que $\text{molalité} = \text{Nbre_moles} / \text{masse_solvant} = \text{Nbre_moles} / 930\text{g}$
 $= (\text{Nbre_moles} / 1000\text{g}) \cdot (1000 / 930)$
 $= (0,93)^{-1} \cdot \text{Nbre_moles} / 1000\text{g}$
 $= (0,93)^{-1} \cdot \text{Molarité}$

Dans ce petit calcul les autres solutés ne sont pas considérés. Notons aussi que l'on utilise le fait que le nombre de moles contenu dans 1000g de plasma correspond au nombre de mole contenu dans 1 litre de plasma ($\rho = 1000\text{g.l}^{-1}$).

a)1,2,4

b)1,2

c)1,2,5

d)1,5

e)autre réponse

QCM 2

Osmolarité et électrolyte faible

Soit une solution aqueuse contenant 585mg de NaCl dans 1 litre d'eau

a) la molarité de la solution est de 5mM à l'instant t_0 (avant que le processus de dissociation ne commence)

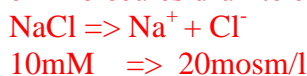
Faux, le nombre de moles de NaCl (Masse_molaire = 58.5g) peut être déterminé par la relation :

$$\begin{aligned} \text{Nbre_moles} &= \text{Masse_tot} / \text{Masse de 1 mole} \\ &= 0,585(\text{g}) / 58,5(\text{g}) = 10^{-2} \text{ moles} \end{aligned}$$

Le tout est plongé dans 1 litre d'eau, la molarité est donc de 10mM.

b) l'osmolarité est de 20 mosm/l si la totalité du NaCl est sous forme ionisée

Vrai, si tout le NaCl est sous forme ionisé, on peut dire que 1 molécule de NaCl va produire 2 molécules d'unité cinétique.



c) l'osmolarité est de 20 mosm/l si 10% du NaCl reste sous forme non dissocié

Faux, si le b) est vrai, le c) est forcément faux. Si l'on fait le calcul (qu'il faut savoir faire !!!), on trouve une osmolarité de 19 mosm/l

d) l'osmolarité reste inchangée si l'on rajoute 600mg d'urée à cette solution

Faux, les molécules d'urée sont des unités cinétiques, car l'urée est soluble (à faible concentration). Une fois en solution, l'osmolarité va donc être influencée par cet ajout

e) l'osmolarité sera de 30 mosm/l si l'on rajoute 600mg d'urée à cette solution et que la totalité du NaCl est sous forme dissociée

Vrai, le nombre de mole d'urée est de 10mmoles (=600/60000), et il n'y a pas de dissociation de la part de cette molécule, donc, le surplus induit par l'urée est de 10mosm/l. L'osmolarité totale vaut donc 30mosm/l.

QCM 3

Molarité et solution non aqueuse

On dissout 30g d'urée dans 1 litre d'alcool de densité 0,8.

a) la concentration pondérale est de 30g/l

Vrai, d'après la définition de la concentration massique.

b) la concentration pondérale est de 24g/l

Faux, Cf a)

c) la molalité est de 0.625 mol/kg (± 0.01 mol/kg)

Vrai, le nombre de mole d'urée est de 0,5 (=30/60), la masse de solvant (d'après la définition de la densité et de la masse volumique) est de 800g, la concentration molale est donc de $0,5/0,8$ mol/kg soit 0.625 mol/kg. Ce genre d'application numérique ne doit pas poser de problème, il est impératif de savoir les faire sans calculatrice (quitte à faire des approximations).

d) la molarité est de 0,5 mol/l

Vrai, le nombre de mole d'urée est de 0,5 (=30/60), le volume totale de la solution est de 1 litre, la concentration molaire est donc de 0.5 mole/l

e) si on remplace l'alcool par de l'eau la concentration pondérale et la molarité sont inchangées

Vrai, la concentration pondérale est aussi de 30g/l, et la molarité qui ne fait intervenir que le volume du solvant et non sa masse, est aussi de 0.5 mole/l. Le résultat aurait été différent dans le cas de la molalité.

QCM 4

Relation entre molarité, osmolarité et équivalent de charge

On dispose d'une solution contenant 953mg de $MgCl_2$ dans 1 litre d'eau, 20% de cette molécule reste non dissocié.

a) la masse molaire du $MgCl_2$ est de 953 mg

Faux, la masse molaire vaut 95,3g ($24,3+2.(35,5)$)

b) la molarité liée au MgCl_2 est de 10 mM à l'instant t_0 (avant que le processus de dissociation ne commence)

Vrai, le nombre de mole de MgCl_2 est calculé à partir de la formule

$\text{Nbre_moles} = \text{Masse_tot} / \text{Masse de 1 mole}$,

On obtient $\text{Nbre_moles_MgCl}_2 = 0.953/95.3 = 10^{-2}$ moles = 10 mmoles

Le volume de la solution est de 1 litre, la molarité est donc de 10 mM.

c) l'osmolarité de la solution est de 10 mosm/l

Faux, l'osmolarité est forcément supérieure à la molarité du fait de la dissociation du MgCl_2 . Le calcul de l'osmolarité nécessite de comprendre le processus de dissociation du soluté.

$\text{MgCl}_2 \Rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

Quand la dissociation aura lieu, 1 molécule de MgCl_2 donnera 3 molécules d'unité cinétique. Comme 80% des molécules sont dissociées et 20% reste non dissociées, on aura pour 1 molécule de MgCl_2 , $0,2.(1) + 0,8.(3) = 2,6$ molécules d'unité cinétique, donc pour n_{MgCl_2} molécules de MgCl_2 (1 mole) 2,6 moles d'UC. Ce qui revient à $n_{\text{UC}} = [0,8.3 + 0,2.1]n_{\text{MgCl}_2}$, avec n_{UC} le nombre de moles d'unités cinétiques et n_{MgCl_2} le nombre de moles de MgCl_2 . Comme on a 1 Litre de solvant, l'osmolarité vaut $2,6 \times (\text{molarité du MgCl}_2)$ donc $2,6.10 = 26$ mosm/l.

d) la concentration équivalente de cations est égale à la concentration équivalente d'anions

Vrai, d'après le principe de l'électroneutralité. Faire le calcul pour s'en convaincre.

e) la concentration équivalente de cations est de 8meq/l

Faux, si l'on considère le nombre de mole de Mg^{2+} il faut tenir compte de la règle de dissociation. Ainsi le nombre de cation correspond à $0,2.(0) + 0,8.(1) = 0,8$ ion pour 1 molécule de MgCl_2 initialement. Au total on aura 8mM de Mg^{2+} . D'après la charge de l'ion, la concentration équivalente en cation correspond à 16meq/l. Dans le cours une autre définition a été donnée pour la concentration équivalente de cations, dans cette dernière, on ne tient pas compte de la relation de dissociation, autrement dit, pour cet exercice la réponse serait 20 meq/l et non 16 meq/l. Dans les deux cas, l'affirmation e) reste fausse

QCM 5

Exercice sur l'utilisation du potentiel chimique de soluté

On considère une enceinte fermée et séparée en deux bacs A et B, de même volume ($V = 1$ litre) remplies d'eau. Les deux bacs sont séparés par une paroi imperméable. Le bac A contient 34,2 g de saccharose et le bac B 171 g de saccharose.

a) les concentrations molaires C_{imper}^A et C_{imper}^B de Saccharose dans les deux bacs sont identiques.

Faux, la concentration dans B est plus importante que la concentration dans A, on a

$$C_{\text{imper}}^A = 34.2/342 = 0.1 \text{ mol/l}$$

$$C_{\text{imper}}^B = 171/342 = 0.5 \text{ mol/l}$$

b) si on remplace la paroi par une membrane hémiperméable, il y aura un flux net d'eau entre les deux compartiments (de A vers B)

Faux, on aurait un flux de solvant allant du moins concentré vers le plus concentré si les deux bacs n'étaient pas déjà remplis d'eau (cas d'un récipient ouvert par exemple). De plus, n'oublions pas qu'aucune hypothèse sur la compressibilité du fluide n'a été formulée, dans le cas général, l'eau est un fluide incompressible.

c) à l'équilibre, les concentrations molaires de saccharose dans les deux bacs est de 0.3 mol/l si la membrane imperméable est remplacée par une membrane poreuse (passage du saccharose possible)

Vrai, à l'équilibre, on a la même concentration dans les deux bacs, il y a aura 0.6 mole de saccharose réparti dans les deux litres de solvant, ce qui revient à une concentration de 0.3 mol/l

d) la variation du potentiel chimique du saccharose $\Delta\mu_B = \mu_B^{por} - \mu_B^{imper}$ dans le compartiment B entre l'état avec membrane imperméable et celui avec membrane poreuse vaut $\Delta\mu=2750J.mol^{-1}$

Faux, il suffit d'appliquer la formule du potentiel chimique au compartiment B. On obtient pour les deux états (membrane imperméable/membrane poreuse) :

$$\left. \begin{aligned} \mu_B^{imper} &= \mu_0 + RT \ln(C_{imper}^B) \\ \mu_B^{por} &= \mu_0 + RT \ln(C_{por}^B) \end{aligned} \right\} \Delta\mu = RT \cdot \ln(C_{por}^B / C_{imper}^B)$$

L'application numérique conduit à $\Delta\mu=-1250J.mol^{-1}$. Attention, dans le \ln l'argument est sans dimension, il y a en fait un C_0 masqué qui correspond à une concentration de 1mole/l, le μ_0 est relatif à cette concentration de référence.

e) la variation du potentiel chimique du saccharose $\Delta\mu_A = \mu_A^{por} - \mu_A^{imper}$ dans le compartiment A entre l'état avec membrane imperméable et celui avec membrane poreuse vaut $\Delta\mu=2750J.mol^{-1}$

Vrai, il suffit d'appliquer la formule de d), on obtient $\Delta\mu=2750J.mol^{-1}$. On remarquera que l'on parle de potentiel chimique de soluté et non de solvant, la réponse de l'exercice aurait été différente. En fait, l'utilisation du potentiel chimique est surtout intéressante pour prédire ce que sera l'équilibre du système. Ainsi, à l'équilibre, le potentiel chimique des deux bacs doit être identique, cela revient dans notre cas à :

$RT \cdot \ln(C_{por}^B) = RT \cdot \ln(C_{por}^A)$ soit $C_{por}^B = C_{por}^A$ (solution qui peut paraître intuitive dans le cas simple de l'exercice).

Exercice Complémentaire

QCM 6

Approximation entre concentration en cation majoritaire et osmolarité totale

On veut effectuer des expériences in-vitro avec des bronches isolées de rat. On utilise la solution physiologique suivante (la concentration est en mMol/l) :

Produit	Concentration
Na Cl	118,4 mM
KCl	4,7 mM
CaCl ₂ . 2H ₂ O*	2,5 mM
MgSO ₄ . 7H ₂ O	1,2 mM
KH ₂ PO ₄	1,2 mM
NaHCO ₃	25,0 mM
D-glucose	11,1 mM

a) Na⁺ est le cation principal de cette solution

Vrai, les deux produits les plus représentés dans la solution sont formés de l'élément Na. Après mise en solution, on aura donc principalement le cation Na⁺

b) la concentration molaire de Na⁺ est de 118.4mM (±5%)

Faux, car le cation Na⁺ apparaît avec la dissolution du NaCl (Na⁺+Cl⁻) et du NaHCO₃ (Na⁺+HCO₃⁻). La concentration en Na⁺ est donc de 118,4+25=143,4mM

c) en première approximation (= en ne considérant que le cation Na⁺), on peut considérer que l'osmolarité de la solution est de 290 mosm/l (±5%)

Vrai, si l'on considère uniquement le cation Na⁺, on a 143.4mM. De plus, en tenant compte de l'électroneutralité de la solution et de l'approximation que les dissolutions sont de type X=> Cation⁺ + Anion⁻, on aura logiquement 143.4mM d'anions. La concentration d'unité cinétique totale est donc approximativement 143,4x2=286,8 mosm/l

d) la solution est isotonique vis-à-vis du milieu intracellulaire

Vrai, car les concentrations intracellulaires (290 mosm/l) et extracellulaires sont presque identiques.

e) on ne doit pas utiliser cette solution car il y aura un phénomène de turgescence

Faux, car il y a turgescence uniquement si l'osmolarité intracellulaire est supérieure à l'extracellulaire et que la membrane entourant la cellule ne laisse passer que l'eau.