



جامعة وهران للعلوم والتكنولوجيا محمد بوضياف
Université des Sciences et de la Technologie d'Oran Mohamed Boudiaf

Faculté de Physique

Département de Physique Energétique

Polycopié de Cours et Exercices

Destiné aux étudiants en 2ème année Licence,

Option : Sciences de la nature et de la vie (SNV) & Sciences de la matière (SM)

Titre :

Notions de base de la biophysique et ses applications



Elaboré par :

Dr. Sid Ahmed BELDJILALI

Maître de Conférences A

USTO-MB

Année universitaire : 2021/2022

Table des matières

Chapitre I : Généralités sur les solutions aqueuses.....	5
1. Introduction : Biophysique et ses applications	5
2. Solutions aqueuses et organiques.....	5
3. Concentrations	5
3.1. Par rapport au volume de la solution exprimé en litres.....	5
a. Concentration molaire (Molarité) C^M	5
b. Concentration ionique (ionarité) C^I	6
c. Concentration équivalente C^{Eq}	6
d. Concentration osmolaire (Osmolarité) C^O	7
e. Concentration pondérale (massique) C_p^M	8
3.2. Par rapport à la masse de solvant exprimé en Kg	8
a. Molalité C^m	8
b. Osmolalité C^θ	8
c. Concentration pondérale (massique) C_p^m	8
4. Fraction molaire f_i	8
5. Fraction massique (Pourcentage massique) f_i^m	9
6. Titre de la solution.....	10
7. Solubilité d'un soluté dans un solvant.....	10
8. Coefficient de dissociation	10
<i>Exercices avec corrigés</i>	11
Chapitre 2 : Propriétés électriques des solutions ioniques aqueuses.....	17
1. Solutions ioniques aqueuses et organiques.....	17
1.1. Dissolution des ions dans l'eau	17
1.2. Phénomène de solvatation	19
1.3. Force ionique d'une solution.....	19
1.4. Activité d'une espèce ionique	19
2. Propriétés électriques	20
2.1. Passage du courant	20
2.2. Mobilité ionique	21
2.3. Nombre de transfert ou de transport	22
2.4. Conductivité électrique d'une solution ionique aqueuse	23
2.5. Viscosité.....	23
<i>Exercices avec corrigés</i>	24
Chapitre 3 : Transfert de la matière : Diffusion membranaire.....	30

1.	Introduction.....	30
2.	Définition de la diffusion	30
3.	Diffusion à travers les membranes artificielles	30
3.1.	Définition de la membrane	30
3.2.	Types de membranes	30
a.	Membrane hémiperméable (semi-perméable).....	30
b.	Membrane dialysante	30
4.	Loi de Fick	30
5.	Débit volumique	31
6.	Flux massique	31
7.	Perméabilité membranaire	31
8.	Coefficient de diffusion	31
9.	Application de la diffusion : le rein artificiel.....	32
	<i>Exercices avec corrigés</i>	34
	Chapitre 4 : Phénomène d’Osmose.....	38
1.	Définition de l’osmose.....	38
2.	Osmomètre de Dutrochet	38
3.	Pression osmotique	39
3.1.	Loi de Pfeffer	39
a.	Loi expérimentale.....	39
b.	Loi théorique	39
c.	Loi de Van’t Hoff.....	39
d.	Loi de Pfeffer – Van’t Hoff	40
3.2.	Iso-osmotiques	40
4.	Cryoscopie – Loi de Raoult	40
	<i>Exercices avec corrigés</i>	41
	Chapitre 5 : Examens avec corrigés.....	44
	Bibliographie.....	48

PREFACE

L'objectif général de l'enseignement du cours de biophysique est de permettre aux étudiants en science de la nature et de la vie l'acquisition des notions de base de physique pour les différentes applications en sciences biologiques et naturelles.

A l'issue de cet enseignement, l'étudiant sera capable de :

- Étudier tout d'abord les propriétés des solutions et déterminer les différentes concentrations (massique, molaire, équivalente...).
- Comprendre les propriétés électriques des solutions (Résistivité, conductivité...).
- Maîtriser le principe de phénomène de diffusion nécessaire pour comprendre le transport des molécules des solutions à travers des membranes perméable ou semi perméable.
- Connaître pour la première fois le mécanisme des phénomènes d'osmose et pression osmotique.
- Assimiler les notions de base de l'hydrodynamique, notamment la viscosité et ses différents types et applications biologiques.

Ce polycopié est structuré en quatre chapitres. Dans chaque chapitre on présente un résumé du cours ensuite des exemples et exercices que l'on a traité en cours dans les trois parcours de biologie (sciences biologiques, sciences alimentaires et biotechnologies) au sein du département des enseignements de base en biologie de la faculté des sciences et de la nature et de la vie à l'Université des Sciences et de la technologie d'Oran Mohamed Boudiaf USTO-MB.



Merci,

Dr. Sid Ahmed BELDJILALI
Maître de Conférences classe A

Faculté de Physique,
Département de Physique énergétique,
Université des sciences et de la technologie d'Oran Mohamed
Boudiaf (USTO-MB).

E-mail : sabeldjilali@gmail.com

Année universitaire : 2021/2022

Chapitre I : Généralités sur les solutions aqueuses

1. Introduction : Biophysique et ses applications

La **biophysique** est une discipline à l'interface de la physique et la biologie où les outils d'observations des phénomènes physiques sont appliqués aux molécules d'intérêt biologique. La découverte progressive de l'unité des processus physiques intervenant dans toutes les cellules vivantes a été un moteur important pour le développement de la biophysique. Les physiciens cherchent en effet à expliquer l'essentiel des observations en proposant des théories synthétiques. Les succès les plus importants sont obtenus lorsque plusieurs observations dans des contextes différents, chez des organismes différents, sont rattachées à une même explication physique.

Plusieurs domaines de la biologie dans son sens le plus large ont bénéficié des avancées réalisées par la biophysique. Citons simplement la médecine, la biologie cellulaire ou encore la biologie moléculaire.

2. Solutions aqueuses et organiques

Une solution définit tout mélange homogène en phase condensé (liquide ou solide), on a donc une seule phase, comprenant :

le solvant et le soluté (ou le corps dissous). Si l'un des constituants est liquide, c'est lui le solvant.

Par exemple : Dans une solution aqueuse de cuivre (solide) d'ammoniac (gaz), le solvant est l'eau. Si deux ou plusieurs constituants sont liquides, donc le liquide le plus abondant est le solvant.

On distingue deux types de solutions : neutres tous les solutés sont des molécules (molécules, particules du corps dissous neutres) et les solutions électrolytiques sont des solutions de sels, de base (OH^-) et d'acide (H^+ , H_3O^+). Les solutions électrolytiques sont conductrices de courant électrique.

3. Concentrations

3.1. Par rapport au volume de la solution exprimé en litres

a. Concentration molaire (Molarité) C^M

C'est le rapport entre le nombre de moles de soluté sur le volume de la solution. Elle est définie par le symbole C^M .

$$C^M = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{Volume de la solution}} \quad (\text{mole/l}) \quad (1)$$

b. Concentration ionique (ionarité) C^I

C^I est le nombre d'ions multiplié par la molarité. Elle est définie par le symbole C^I .

$$C^I = v C^M \quad (\text{Ion gramme/l ou mole d'ion l}^{-1}) \quad (2)$$

avec : v = nombre d'ions fournis par la molécule en se dissociant.

c. Concentration équivalente $C_{\text{éq}}$

La concentration équivalente est le nombre d'équivalent gramme par litre de solution, où l'équivalent gramme représente la quantité de matière transportant une charge électrique égale à un Faraday (1F = 96500 coulombs).

Exemple :

- 23g de Na^+ (1 mol de Na^+) transportant 1F, donc correspond à 1Eq.
- 40 g de Ca^{+2} (1 mol de Ca^{+2} transportant 2F, donc correspond à 2Eq.
- 58.5g de NaCl (1 mol de NaCl) transportant 2F, correspond à 2 Eq.

En d'autre terme, pour une solution ionique, la concentration équivalente $C_{\text{éq}}(i)$ d'une espèce ionique i est égale au produit de la concentration molaire ionique C_i par la valeur absolue de la valence Z_i de l'ion comme :

$$C_{\text{éq}} = C^M(i) |Z_i| \quad (\text{Eq l}^{-1}) \quad (3)$$

Donc pour une solution contenant plusieurs espèces ioniques différentes, la concentration équivalente est égale à la somme des concentrations équivalentes des formes anioniques et cationiques.

$$C_{\text{éq}} = \sum_i C^{M-}(i) |Z_i^-| + \sum_j C^{M+}(j) |Z_j^+| \quad (4)$$

D'après le principe de l'électro-neutralité, on a :

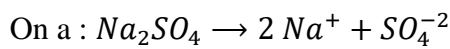
$$\sum_i C^{M-}(i) |Z_i^-| = \sum_j C^{M+}(j) |Z_j^+| \quad (5)$$

Et on en déduit que :

$$C_{\text{éq}} = 2 \sum_i C^{M^-}(i) |Z_i^-| = 2 \sum_j C^{M^+}(j) |Z_j^+| \quad (6)$$

Remarque : une molécule non ionisée : $C_{\text{éq}} = 0$

Exemple : Considérons une solution de Na_2SO_4 (142 g/mol) obtenue après dissolution d'une masse $m = 14.2$ g de cristaux de Na_2SO_4 dans 500 ml d'eau. Calculer la concentration équivalente de la solution.



La molarité du soluté Na_2SO_4 est donnée par :

$$C_{\text{Na}_2\text{SO}_4}^M = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{V} = \frac{\frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}}{V} = \frac{14.2}{\frac{142}{0.5}} = 0.2 \text{ mol l}^{-1}$$

Et par définition, la concentration équivalente de la solution est donnée par :

$$C_{\text{éqNa}_2\text{SO}_4} = C_{\text{éqNa}^+} + C_{\text{éqSO}_4^{2-}} = C_{\text{Na}^+}^M |Z_{\text{Na}^+}| + C_{\text{SO}_4^{2-}}^M |Z_{\text{SO}_4^{2-}}|$$

Avec : $Z_{\text{Na}^+} = 1$ et $Z_{\text{SO}_4^{2-}} = -2$

$$C_{\text{Na}^+}^M = 2 C_{\text{Na}_2\text{SO}_4}^M = 0.4 \text{ mol l}^{-1}$$

$$C_{\text{SO}_4^{2-}}^M = C_{\text{Na}_2\text{SO}_4}^M = 0.2 \text{ mol l}^{-1}$$

Nous trouvons : $C_{\text{éqNa}_2\text{SO}_4} = 0.8 \text{ Eq l}^{-1}$

d. Concentration osmolaire (Osmolarité) C^O

L'osmose est un phénomène de diffusion que l'on observe lorsque deux liquides de concentrations différentes sont séparés par une membrane perméable. Elle est définie par le symbole C^O .

$$C^O = i C^M \text{ (osmole/l)} \quad (7)$$

avec : i = Coefficient d'ionisation de Van't Hoff = c'est le nombre d'osmoles obtenues par molécules de soluté.

$$i = 1 + \alpha(v - 1) \quad (8)$$

α = Taux de dissociation de la molécule.

- $\alpha = 1$: dissociation totale
- $\alpha = 0$: pas de dissociation
- $0 < \alpha < 1$: dissociation partielle

ν = Nombre d'ions libérés par molécule de soluté dissociée totalement.

e. Concentration pondérale (massique) C_P^M

C'est le rapport de la masse de soluté $m_{\text{soluté}}$ au volume de la solution V_{solution} . Elle est définie par le symbole C_P^M .

$$C_P^M = M C^M = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ (g/l)} \quad (9)$$

Avec : M = Masse molaire

3.2. Par rapport à la masse de solvant exprimé en Kg

a. Molalité C^m

C'est le rapport entre le nombre de moles de soluté sur la masse du solvant. Elle est définie par le symbole C^m .

$$C^m = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{Masse du solvant}} \text{ (mole/Kg)} \quad (10)$$

b. Osmolalité C^θ

Elle est définie par le symbole C^θ .

$$C^\theta = i C^m \text{ (osmole/Kg)} \quad (11)$$

c. Concentration pondérale (massique) C_P^m

C'est le rapport de la masse de soluté $m_{\text{soluté}}$ sur la masse du solvant m_{solvant} . Elle est définie par le symbole C_P^m .

$$C_P^m = M C^m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \text{ (g/Kg)} \quad (12)$$

4. Fraction molaire f_i

C'est le rapport entre le nombre de mole n_i du composé i sur la somme de toutes les moles présentes dans la solution, y compris les n_0 moles du solvant.

$$f_i = 100 \times \frac{n_i}{n_0 + n_1 + \dots + n_i + \dots + n_n} \text{ (%) } \quad (13)$$

5. Fraction massique (Pourcentage massique) f_i^m

C'est le rapport entre la masse m_i du composé i sur la somme de toutes les masses présentes dans la solution, y compris la masse m_0 du solvant.

$$f_i^m = 100 \times \frac{m_i}{m_0 + m_1 + \dots + m_i + \dots + m_n} \quad (\%) \quad (14)$$

Exemple : On dissout 15g d'acide éthanóique CH_3COOH et 11g d'acide Chlorhydrique HCl dans un litre d'eau ($M = 18 \text{ g/mole}$).

- Calculer la fraction molaire de CH_3COOH et HCl en %.
- Calculer le pourcentage massique de la solution.

Solution :

On calcule d'abord les nombres de moles :

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = 0.25 \text{ mole}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = 0.30 \text{ mole}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = 55.55 \text{ mole}$$

- la fraction molaire de CH_3COOH :

$$f_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 100 \times \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{CH}_3\text{COOH}} + n_{\text{HCl}}} = 0.45 \%$$

- la fraction molaire de HCl :

$$f_{\text{HCl}} = 100 \times \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{CH}_3\text{COOH}} + n_{\text{HCl}}} = 0.53 \%$$

- Pourcentage massique de CH_3COOH :

$$f_{\text{CH}_3\text{COOH}}^m = 100 \times \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{CH}_3\text{COOH}} + m_{\text{HCl}}} = 1.46\%$$

- Pourcentage massique de HCl :

$$f_{HCl}^m = 100 \times \frac{m_{HCl}}{m_{H_2O} + m_{CH_3COOH} + m_{HCl}} = 1.07\%$$

6. Titre de la solution

Il exprime le rapport entre la masse du soluté sur la masse de la solution.

$$\tau = 100 \times \frac{\text{masse du soluté}}{\text{masse du soluté} + \text{masse du solvant}} \quad (\%) \quad (15)$$

7. Solubilité d'un soluté dans un solvant

Un morceau de sucre placé dans de l'eau disparaît dans celle-ci, on dit alors qu'il se dissout ; le sucre est donc soluble.

Toutefois si on met une grande quantité de sucre dans un petit volume d'eau, la totalité du sucre ne se dissout pas : la solution de sucre est dite alors saturée.

La solubilité S d'un cristal ionique (un sel peu soluble) dans l'eau est le nombre de moles du composé ionique capable de se dissoudre dans un litre de solution exprimé en mol/l.

8. Coefficient de dissociation

C'est le rapport du nombre de mole de molécules des solutés qui se sont dissociées sur le nombre initial de mole de molécules. C'est un nombre sans dimension.

Le degré de dissociation (ou d'ionisation) nous donne une mesure du déplacement de ces équilibres. Il est défini de la façon suivante :

$$\alpha = \frac{\text{Nombre de mole ionisées}}{\text{Nombre de mole en solution}} \quad (16)$$

Le degré d'ionisation est compris entre 0 et 1.

Exercices avec corrigés

Données : Masses molaires :

On donne les masses molaires suivantes :

$M_H = 1 \text{ g/mol}$; $M_O = 16 \text{ g/mol}$; $M_{Cl} = 35.5 \text{ g/mol}$; $M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$; $M_{Ca} = 40 \text{ g/mol}$; $M_{Glucose} = 180 \text{ g/mol}$.

Exercice 1 : Quel volume d'eau doit-on ajouter à un litre d'une solution de glucose à 0.2 mol/l pour obtenir une solution de concentration égal à 0.03 mol/l.

Solution de l'exercice 1 :

$$V_1 = 1 \text{ l}, C_{1 \text{ glucose}}^M = 0.2 \text{ mol/l}, C_{2 \text{ glucose}}^M = 0.03 \text{ mol/l}$$

$$\text{On a : } C_{1 \text{ glucose}}^M = \frac{n}{V_1} \Rightarrow n = C_{1 \text{ glucose}}^M V_1 = 0.2 \times 1 = 0.2 \text{ mole}$$

$$\text{Et : } C_{2 \text{ glucose}}^M = \frac{n}{V_2} \Rightarrow V_2 = \frac{n}{C_{2 \text{ glucose}}^M} = \frac{0.2}{0.03} = 6.67 \text{ l}$$

$$V_2 = V_1 + V_{\text{eau}} \Rightarrow V_{\text{eau}} = V_2 - V_1 = 6.67 - 1 = 5.67 \text{ l}$$

Exercice 2 :

On dispose d'iodure de potassium KI ($M = 166 \text{ g/mol}$) pour préparer une solution contenant 20% de KI et dont la masse volumique égale 1.165 g/ml. Quelles sont les masses d'eau et de KI nécessaires pour préparer 1 litre de cette solution ? En déduire successivement :

- La molarité
- Le titre de la solution exprimé en %
- La molalité en mole/Kg de solvant
- La fraction molaire de KI exprimé en %

Solution de l'exercice 2 :

- La masse de KI et H₂O :

$$\text{On a : } \rho_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{V_{\text{sol}}} \Rightarrow m_{\text{sol}} = \rho_{\text{sol}} \times V_{\text{sol}} = 1.165 \times 10^3 \times 1 = 1165 \text{ g}$$

- $m_{KI} = 20\% m_{\text{sol}} = 233 \text{ g}$
- $m_{H_2O} = m_{\text{sol}} - m_{KI} = 1165 - 233 = 932 \text{ g}$

a- Molarité :

$$C^M = \frac{n_{KI}}{V_{sol}} = \frac{m_{KI}}{M_{KI}V_{sol}} = \frac{233}{166 \times 1} = 1.4 \text{ mole/l}$$

b- Le titre :

$$\tau = \frac{m_{KI}}{m_{KI} + m_{eau}} = \frac{233}{233 + 932} = 0.2 = 20\%$$

c- Molalité :

$$C^m = \frac{n_{KI}}{m_{solvant}} = \frac{m_{KI}}{M_{KI}m_{eau}} = \frac{233}{166 \times 932 \cdot 10^{-3}} = 1.5 \text{ mole/Kg}$$

d- Fraction molaire :

$$f_{KI} = \frac{n_{KI}}{n_{KI} + n_{eau}} = \frac{\frac{233}{166}}{\frac{233}{166} + \frac{932}{18}} = 0.0264 = 2.64\%$$

Exercice 3 :

L'urée est une substance chimique largement utilisée en biophysique.

- 1- Donner sa formule chimique et sa masse molaire
- 2- On dissout 30 g de cette substance dans 999 g d'eau. Sachant que sa densité est : 1.323 g/cm³, calculer sa fraction molaire f_i en % et son osmolarité C^O .

Solution de l'exercice 3 :

1- L'urée :

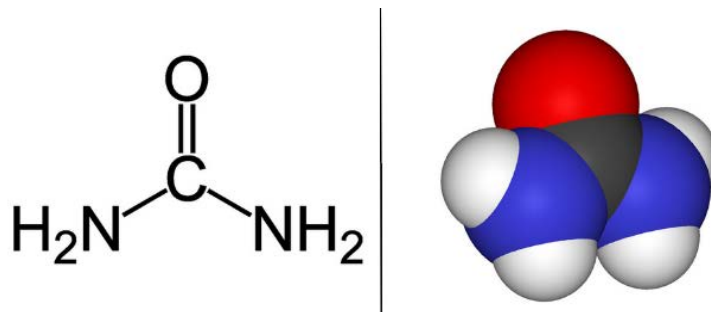


Figure 1. Structure de l'urée.

$$M_{urée} = M_O + M_C + 2 \times (M_N + 2M_H) = 60 \text{ g/mole}$$

2- $\rho_{urée} = 1.323 \text{ g/cm}^3$

$$m_{urée} = 30 \text{ g} \Rightarrow \rho_{urée} = \frac{m_{urée}}{V_{urée}} \Rightarrow V_{urée} = \frac{m_{urée}}{\rho_{urée}} = \frac{30}{1.323} = 22.68 \text{ cm}^3$$

- Volume total de la solution :

$$V_{Sol} = V_{eau} + V_{urée} = 999 + 22.68 = 1021.68 \text{ cm}^3 = 1.02 \text{ l}$$

- Nombre de mole d'urée :

$$n_{urée} = \frac{m_{urée}}{M_{urée}} = \frac{30}{60} = 0.5 \text{ mole}$$

a- Fraction molaire :

$$f_{urée} = \frac{n_{urée}}{n_{urée} + n_{eau}} = \frac{0.5}{0.5 + \frac{999}{18}} = 0.009 = 0.9\%$$

b- Osmolarité :

$$C^O = iC^M, \text{ avec : } i = 1 + \alpha(v - 1)$$

L'urée n'est pas dissociable $\Rightarrow \alpha = 0 \Rightarrow i = 1 \Rightarrow C^O = C^M$

\Rightarrow Nombre d'osmole = Nombre de moles

$$C^O = \frac{n_{urée}}{V_{Sol}} = \frac{0.5}{1.02} = 0.49 \text{ osmole/l}$$

Exercice 4 :

Un litre de solution renferme 18 g d'urée, 54 g de glucose et 8.775 g de NaCl. Calculer l'osmolarité globale de cette solution.

Solution de l'exercice 4 :

- Osmolarité :

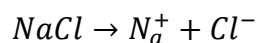
$$\text{Pas de dissociation} \Rightarrow C^O = C^M = \frac{n_{urée} + n_{glucose} + n_{Na^+} + n_{Cl^-}}{V}$$

Avec :

$$n_{urée} = \frac{m_{urée}}{M_{urée}} = \frac{18}{60} = 0.3 \text{ mole}$$

$$n_{glucose} = \frac{m_{glucose}}{M_{glucose}} = \frac{54}{180} = 0.3 \text{ mole}$$

NaCl est dissociable dans l'eau (dissociation totale : $\alpha = 1$)



$$\text{Et donc : } n_{Na^+} = n_{Cl^-} = n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}} = \frac{8.755}{58.5} = 0.15 \text{ mole}$$

$$\text{Donc : } C^0 = \frac{0.3+0.3+0.15+0.15}{1} = 0.9 \text{ osmole/l}$$

Exercice 5 :

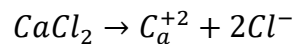
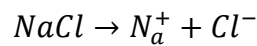
On mélange 90 cm^3 de solution de Chlorure de sodium à 0.750 M avec 75 cm^3 d'une solution de Chlorure de calcium à 0.60 M . Quelle est la concentration en ions chlore de la solution obtenue exprimée en molarité et en g/l (la dissociation est supposée totale).

Solution de l'exercice 5 :

$$V_1 = 90 \text{ cm}^3 \text{ de NaCl à } 0.750 \text{ M} = C_1^M$$

$$V_2 = 75 \text{ cm}^3 \text{ de CaCl}_2 \text{ à } 0.60 \text{ M} = C_2^M$$

On a :



a- Solution $NaCl$:

$$\text{Même coefficient stœchiométrique} \Rightarrow C_{1Cl^-}^M = C_1^M = 0.750 \text{ M} = \frac{n_{1Cl^-}}{V_1}$$

$$\Rightarrow n_{1Cl^-} = C_{1Cl^-}^M \times V_1 = 0.75 \times 90 \times 10^{-3} = 0.0675 \text{ mole}$$

b- Solution de $CaCl_2$:

$$C_{Cl^-}^M = 2C_2^M = 2 \times 0.60 = 1.2 \text{ M} = \frac{n_{2Cl^-}}{V_2}$$

$$\Rightarrow n_{2Cl^-} = C_{Cl^-}^M \times V_2 = 1.2 \times 75 \times 10^{-3} = 0.09 \text{ mole}$$

Dans le mélange : le nombre total de mole de Cl^- est :

$$n_{Cl^-_{tot}} = n_{1Cl^-} + n_{2Cl^-} = 0.157 \text{ mole}$$

Concentration pondérale :

$$C_{P_{Cl^-}}^M = \frac{m_{Cl^-}}{V_1 + V_2} = \frac{M_{Cl^-} \times n_{Cl^-_{tot}}}{V_1 + V_2} = \frac{35.5 \times 0.157}{(90 + 75) \times 10^{-3}} = 33.78 \text{ g/l}$$

Chapitre I : Généralités sur les solutions aqueuses

Exercice 6 :

Dans un récipient contenant 1 litre d'eau, on ajoute :

5,58g de NaCl (M=58,5)

3,28g de PO_4Na_3 (M=164)

9 g de glucose (M=180)

0,6 g d'urée (M=60)

a) Calculer la molarité, l'osmolarité et la concentration équivalente de la solution obtenue.

b) En déduire le coefficient global d'ionisation de cette solution

Solution de l'exercice 6 :

Composé chimique	$C_P^M (g/l)$	$C^M (mol/l)$	$C^O (milliosmole /l)$	$C_{\text{éq}} (mEq l^{-1})$
NaCl	5.85	0.1	200	200
PO_4Na_3	3.28	0.02	80	120
Glucose	9	0.05	50	0
Urée	0.6	0.01	10	0

a.

➤ Molarité de la solution :

$$C^M = 0.1 + 0.02 + 0.05 + 0.01 = 0.18 \text{ mol/l}$$

➤ Osmolarité de la solution :

$$C^O = 200 + 80 + 50 + 10 = 340 \text{ mosmole/l}$$

➤ Concentration équivalente de la solution :

$$C_{\text{éq}} = 200 + 120 = 320 \text{ mEq l}^{-1}$$

b. Coefficient global d'ionisation de la solution :

$$C^O = iC^M$$

$$\Rightarrow i = \frac{C^O}{C^M} = \frac{0.34}{0.18} = 1.89$$

Chapitre 2 : Propriétés électriques des solutions ioniques aqueuses

1. Solutions ioniques aqueuses et organiques

Une solution électrolytique est obtenue en dissolvant une substance appelée soluté dans un liquide appelé solvant. Le soluté peut être un solide, un liquide ou un gaz. Si le solvant est l'eau, la solution obtenue est une solution aqueuse.

Une solution électrolytique est une solution contenant des ions. Elle conduit le courant et elle est électriquement neutre.

Les ions sont des atomes ou des molécules qui sont chargés. Il existe deux types :

- Les cations : sont des ions chargés positivement
- Les anions : sont des ions chargés négativement

Quand on applique un champ électrique entre deux électrodes d'une cellule contenant une solution électrolytique, les cations (ions positifs) se déplacent vers la cathode (électrode négative) et les anions (ions négatifs) se déplacent vers l'anode.

1.1. Dissolution des ions dans l'eau

Le chlorure de sodium de formule chimique NaCl, se présente à l'œil nu sous forme d'une poudre blanche, comme le sel fin de table. Des échantillons de grande taille peuvent se présenter sous forme de cristaux de forme cubique à faces lisses.

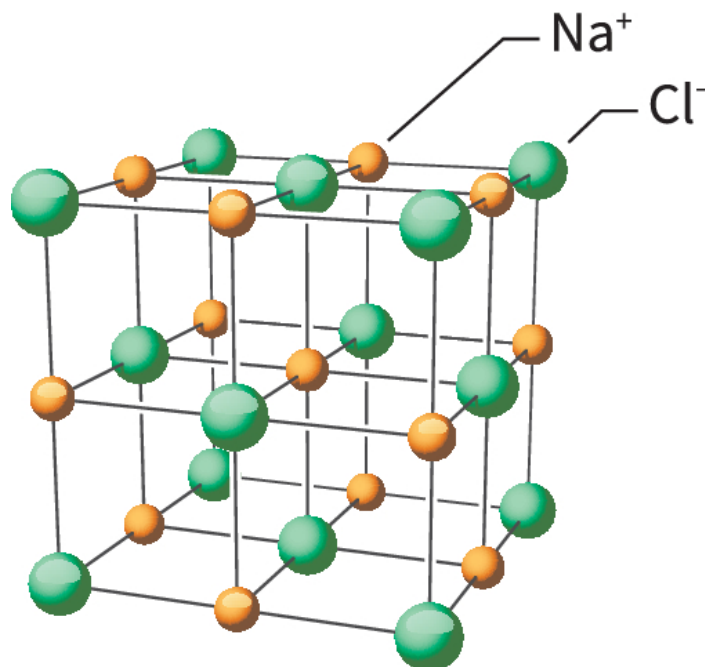


Figure 2. Structure cristalline du NaCl.

La force d'attraction assurant la cohésion des édifices cristallins est régie par la loi de coulomb :

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1q_2}{r^2} \quad (17)$$

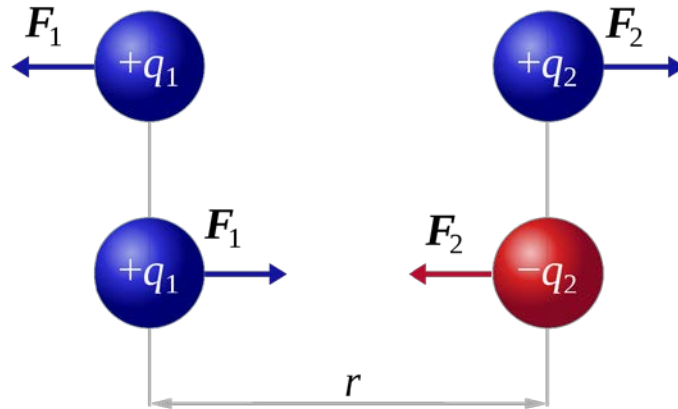


Figure 3. Représentation des forces d'attraction et répulsion.

Avec :

q_1, q_2 : Charge des deux ions

r : distance entre ces deux ions

ϵ_0 : permittivité du vide

Remarque :

Si l'on plonge un cristal de NaCl dans l'eau, la valeur de la permittivité du vide ϵ_0 sera remplacé dans la loi de coulomb par celle de l'eau qui est 80 fois plus grande.

$$\epsilon_{eau} = 80 \epsilon_0 \quad (18)$$

Dans ces conditions, la force d'attraction coulombienne diminue d'un facteur 80. Par conséquent, la distance entre les ions augmente, la liaison s'affaiblit d'avantage et le cristal se dissout complètement.

Il existe deux types d'électrolytes :

- **Electrolyte fort** : Si la dissociation est totale.
- **Electrolyte faible** : Si la dissociation est partielle.

1.2. Phénomène de solvation

La molécule d'eau se comportant comme un dipôle électrique, chaque ion en solution s'entoure d'un certain nombre de molécules d'eau ; c'est le phénomène d'hydratation des ions. Toutefois, si le solvant est organique, on l'appelle solvation.

1.3. Force ionique d'une solution

C'est une valeur numérique qui caractérise l'état de la solution à l'égard de ses propriétés électrostatiques. Elle est définie par la relation :

$$\mu = \frac{1}{2} \sum_i C_i^M Z_i^2 \quad (19)$$

Avec :

μ = la force ionique est sans unité

C_i^M = La molarité de la solution

Z_i = Charge des ions présents dans la solution

La force ionique permet de quantifier l'encombrement ionique d'une solution, qui tient en compte de l'effet des interactions interioniques de tous les ions, tels que les attractions ou les répulsions moléculaires.

1.4. Activité d'une espèce ionique

Lorsque les solutions ioniques ne sont pas très diluées, il y a des interactions entre les ions et l'on doit remplacer la notion de concentration molaire C^M par celle de l'activité A selon la relation :

$$A = \gamma C^M \quad (20)$$

A et C^M ayant la même unité, tandis que le coefficient γ est sans dimension.

γ : est le coefficient d'activité ou $0 < \gamma \leq 1$ (Il est égal à 1 pour les solutions idéales diluée).

L'activité est toujours inférieure à la concentration molaire ($A < C^M$) sauf à dilution infinie ou $A = C^M$.

Remarque :

- Pour des forces ioniques μ très faibles, inférieures à 0.001, on peut confondre l'activité et la concentration molaire ($\gamma = 1$).

- Par contre, pour des forces ioniques égales ou supérieures à 0.1, le coefficient γ est nettement inférieur à 1 et cela d'autant plus que la valeur des ions en solution est élevée.

Electrolyte	μ	Valence	γ
HCl	0.1	1	0.80
H ₂ SO ₄	0.1	2	0.30

2. Propriétés électriques

Lorsqu'on applique une différence de potentiel (U) sur deux lames parallèles plongées dans une solution ionique on peut enregistrer un courant électrique (I). La solution dans ce cas est conductrice avec une résistance électrique (R).

2.1. Passage du courant

Les liquides tels que l'huile, l'eau pure et les solutions de glucose ou l'urée laissent peu ou pas du tout passer le courant électrique. Par contre, les solutions ioniques aqueuses conduisent le courant électrique.

La résistance électrique R d'une solution électrolytique de résistivité ρ placée dans une cuve de longueur l et de section S a pour expression :

$$R = \rho \frac{l}{S} \quad (21)$$

Avec:

[R]: Ohm (Ω) ; $[\rho]$: $\Omega \text{ m}$; $[l]$: m ; $[S]$: m²

Le transport du courant dans une solution électrolytique étant assuré par tous les ions, sa conductivité dépend donc essentiellement :

- du nombre d'ions présents, c'est-à-dire leurs concentrations ;
- des caractéristiques propres des ions (leur charge et leur mobilité).

La conductivité électrique χ s'exprime en $\Omega^{-1}\text{m}^{-1}$. Elle est l'inverse de la résistivité.

$$\chi = \frac{1}{\rho} \quad (22)$$

Remarque :

Au lieu de $\Omega^{-1}m^{-1}$, on utilise aussi l'unité *siemens.m⁻¹* (avec : 1 *siemens* = 1 Ω^{-1})

2.2. Mobilité ionique

Lorsqu'un courant électrique traverse une solution électrolytique, le transport des charges est dû au mouvement des ions, aussi bien de ceux qui sont chargés positivement que de ceux qui sont chargés négativement.

La mobilité ionique U d'un ion est la vitesse v de cet ion dans un champ électrique unité ($E = 1 \text{ V m}^{-1}$).

Un ion de charge q placé dans un champ électrique \vec{E} est soumis à une force :

$$\vec{F} = q\vec{E} \quad (23)$$

Sous l'influence de cette force, l'ion se déplace dans le solvant, mais il est freiné par la viscosité du milieu qui se manifeste par la force \vec{f} définie selon la loi de Stokes :

$$\vec{f} = \frac{q\vec{E}}{6\pi\eta r} \quad (24)$$

Et par définition la mobilité est défini par :

$$U = \frac{q}{6\pi\eta r} \quad (25)$$

Avec :

$$\vec{v} = U \vec{E} \quad (26)$$

Remarque :

Dans le système international, $[U] = m^2 \text{ V}^{-1} \text{ s}^{-1}$

η est le coefficient de viscosité du milieu, il est inversement proportionnel à la température.

Dans le système international, $[\eta] = \text{Poiseuille} (\text{Kg m}^{-1} \text{ s}^{-1})$

Dans le système CGS, $[\eta] = \text{Poise} (\text{g cm}^{-1} \text{ s}^{-1})$

r : représente le rayon de l'ion solvaté.

2.3. Nombre de transfert ou de transport

A partir de la détermination expérimentale de U_+ et U_- pour un électrolyte quelconque, on définit deux rapports t_+ et t_- .

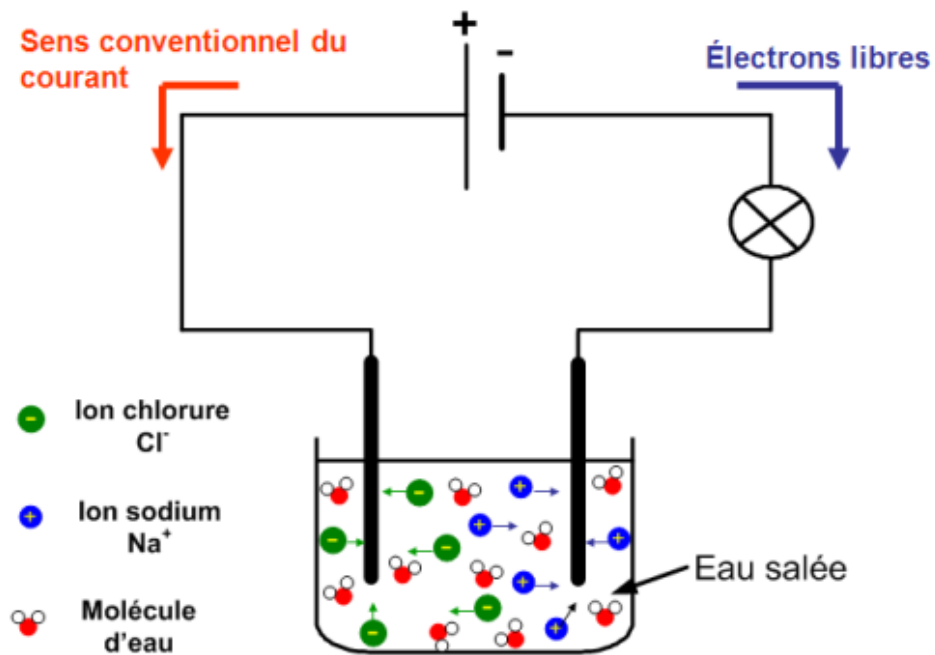


Figure 4. Passage du courant électrique dans un électrolyte.

$$t_+ = \frac{I_+}{I} = \frac{U_+}{U_+ + U_-} = \text{nombre de transfert des cations} \quad (27)$$

$$t_- = \frac{I_-}{I} = \frac{U_-}{U_+ + U_-} = \text{nombre de transfert des anions} \quad (28)$$

Avec :

I = le courant total appliqué entre les électrodes.

I_+ = fraction du courant correspondant au déplacement des charges positives +.

I_- = fraction du courant correspondant au déplacement des charges négatives -.

Remarque : Les mobilités ioniques comme les conductivités ioniques sont plutôt déduites expérimentalement et non pas mesurées.

2.4. Conductivité électrique d'une solution ionique aqueuse

La conductivité d'une solution est une mesure de la capacité d'un soluté à transporter une charge. La conductivité d'un électrolyte résulte de la mobilité des ions à l'intérieur de la solution. Elle peut être calculée par la relation de Kohlrausch à dilution infinie en négligeant les interactions entre les cations et les anions.

Connaissant U_+ et U_- pour un électrolyte binaire, on a l'expression :

$$\chi = F C^M Z \alpha (U_+ + U_-) \quad (29)$$

Avec :

C^M = concentration molaire de l'électrolyte en *mole m⁻³*.

Z = valence de l'électrolyte

U_- = Mobilité de l'anion en *m² s⁻¹ V⁻¹*.

U_+ = Mobilité de cation en *m² s⁻¹ V⁻¹*.

F = 1 Faraday = 96500 coulomb

2.5. Viscosité

L'eau, l'huile, le miel coulent différemment : l'eau coule vite, mais avec des tourbillons ; le miel coule lentement, mais de façon bien régulière. En effet, la viscosité peut être définie comme la résistance à l'écoulement uniforme et sans turbulence se produisant dans la masse d'une matière.

- La viscosité se manifeste chaque fois que les couches voisines d'un même fluide sont en mouvement relatif, c'est à dire lorsqu'il s'établit un gradient de vitesse.
- La viscosité est la grande facilité avec laquelle les différentes couches d'un fluide se déplacent les unes par rapport aux autres.
- Elle est l'expression des forces mécaniques de frottement à l'intérieur du fluide et des forces de liaisons intermoléculaires qu'il faut rompre pour mobiliser les unes par rapport aux autres les molécules d'un fluide en écoulement.
- La fluidité est l'inverse de la viscosité.

Remarque :

On définit ainsi la conductivité équivalente Λ en utilisant la molarité :

$$\Lambda = \frac{\chi}{C^M Z} (\Omega^{-1} m^2 Eq g^{-1}) \quad (30)$$

Exercices avec corrigés

Données : Conductivité équivalentes à 25°C (10^{-4} S.m² mol⁻¹); $\Lambda_{HO^-} = 198.6$; $\Lambda_{Na^+} = 50.1$; $\Lambda_{Cl^-} = 76.3$; $\Lambda_{H^+} = 350$; $\Lambda_{K^+} = 73.5$.

Exercice 1 : La conductivité d'une solution de Chlorure de Sodium est 0.125 S.m⁻¹. Calculer la concentration molaire de l'électrolyte et sa conductivité équivalente.

Sachant que dans le champ électrique unitaire : $U_{Na^+} = 5.1 \cdot 10^{-8}$ m/s et $U_{Cl^-} = 7.9 \cdot 10^{-3}$ m/s.

Solution de l'exercice 1 :

a- Conductivité :

On a :

$$\alpha = 1, z = 1, U_+ = U_{Na^+} = 5.1 \times 10^{-8} \text{ m/s}, U_- = U_{Cl^-} = 7.9 \times 10^{-8} \text{ m/s}$$

$$\text{On a: } \chi = F C^M z \alpha (U_+ + U_-)$$

$$C^M = \frac{\chi}{F z \alpha (U_+ + U_-)} = \frac{0.125}{96500 \times (5.1 + 7.9) \times 10^{-8}} \approx 10 \text{ mole m}^{-3}$$

b- Conductivité équivalente :

$$\Lambda = \frac{\chi}{C^M z} = \frac{0.125}{10} = 0.0125 \text{ } \Omega^{-1} \text{ m}^2 \text{ Eq } g^{-1}$$

Exercice 2 :

Quelle est la force ionique d'une solution constituée de 1 litre de KCl à 0.1M et de 2 litres de $CaCl_2$ à 0.01M, on considérera une dissociation totale.

Solution de l'exercice 2 :

La force ionique est :

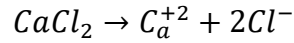
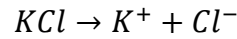
$$\mu = \frac{1}{2} \sum_i C_i^M Z_i^2$$

Chapitre 2 : Propriétés électriques des solutions ioniques aqueuses

Avec : $V_1 = 1$ litre de KCl à $0.1 M = C_{KCl}^M$

$V_2 = 2$ litre de $CaCl_2$ à $0.01 M = C_{CaCl_2}^M$

On a :



La force ionique s'écrit donc :

$$\mu = \frac{1}{2} (C_{K^+}^{M'} z_{K^+}^2 + C_{Cl^-}^{M'} z_{Cl^-}^2 + C_{Ca^{+2}}^{M'} z_{Ca^{+2}}^2 + C_{Cl^-}^{M'} z_{Cl^-}^2)$$

Avec : $z_{K^+}^2 = (+1)^2 = 1$; $z_{Cl^-}^2 = (-1)^2 = 1$; $z_{Ca^{+2}}^2 = (+2)^2 = 4$; $z_{Cl^-}^2 = (-1)^2 = 1$.

La force ionique devient :

$$\mu = \frac{1}{2} (C_{K^+}^{M'} + C_{Cl^-}^{M'} + 4C_{Ca^{+2}}^{M'} + C_{Cl^-}^{M'})$$

Remarque : Le signe « ' » exprime les nouvelles concentrations par rapport au volume total.

- **Calcul des nouvelles concentrations :**

a- $C_{KCl}^{M'}$:

$$C_{KCl}^{M'} = \frac{n_{KCl}}{V_{tot}} = \frac{n_{KCl}}{V_1 + V_2}, \text{ et on a : } C_{KCl}^M = \frac{n_{KCl}}{V_1} \Rightarrow n_{KCl} = V_1 \times C_{KCl}^M$$

La nouvelle concentration de KCl devient :

$$C_{KCl}^{M'} = \frac{V_1 \times C_{KCl}^M}{V_1 + V_2} = \frac{0.1 \times 1}{1 + 2} = 0.033 \text{ mol/l}$$

b- $C_{CaCl_2}^{M'}$:

$$C_{CaCl_2}^{M'} = \frac{n_{CaCl_2}}{V_{tot}} = \frac{n_{CaCl_2}}{V_1 + V_2}, \text{ et on a : } C_{CaCl_2}^M = \frac{n_{CaCl_2}}{V_2} \Rightarrow n_{CaCl_2} = V_2 \times C_{CaCl_2}^M$$

La nouvelle concentration de $CaCl_2$ devient :

$$C_{CaCl_2}^{M'} = \frac{V_2 \times C_{CaCl_2}^M}{V_1 + V_2} = \frac{0.01 \times 2}{1 + 2} = 0.0066 \text{ mol/l}$$

A partir des équations chimiques de dissociation, on a :

$$C'_{K^+} = C'_{Cl^-} = C'_{KCl} = 0.033 \text{ mol/l}$$

$$C'_{Ca^{+2}} = C'_{CaCl_2} = 0.0066 \text{ mol/l}$$

$$C'_{Cl^-} = 2C'_{CaCl_2} = 0.013 \text{ mol/l}$$

Donc la force ionique est :

$$\mu = \frac{1}{2}(0.033 + 0.033 + 4 \times 0.0066 + 0.013) = 0.0527$$

Exercice 3 :

Calculer la longueur d'une cuve cylindrique de section 90 cm^2 , de résistance électrique de $6.10^3 \Omega$, remplie d'un produit de résistivité égale à $500 \Omega \text{ m}$.

Solution de l'exercice 3 :

On a :

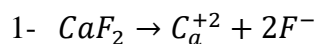
$$R = \rho \frac{l}{S} \Rightarrow l = \frac{R S}{\rho} = \frac{6 \times 10^3 \times 90 \times 10^{-4}}{500} = 0.108 \text{ m} = 10.8 \text{ cm}$$

Exercice 4 :

- 1- Ecrire l'équation bilan de la dissolution du fluorure de calcium CaF_2 dans l'eau.
- 2- Calculer sa conductivité molaire à 18° ?
- 3- La conductivité à 18° d'une solution saturée de fluorure de calcium est de $3,71 \text{ mS.m}^{-1}$
Déduire les concentrations molaires des ions de la solution et la solubilité du fluorure de calcium à 18° ?

On donne : $\Lambda_{F^-} = 4.04 \text{ mS.m}^2 \text{ mol}^{-1}$, $\Lambda_{Ca^{+2}} = 10.5 \text{ mS.m}^2 \text{ mol}^{-1}$

Solution de l'exercice 4 :



2- Conductivité : $\Lambda_{\text{CaF}_2} = \Lambda_{\text{Ca}^{+2}} + 2\Lambda_{\text{F}^-} = 10.5 + 2(4.04) = 18.58 \text{ mS.m}^2 \text{ mol}^{-1}$

3- Molarité :

On a :

$$\chi_{\text{CaF}_2} = 3.71 \text{ mS.m}^{-1}$$

On a :

$$\begin{aligned}\chi_{CaF_2} &= \chi_{Ca^{+2}} + \chi_{F^-} = \Lambda_{Ca^{+2}} C_{Ca^{+2}}^M + \Lambda_{F^-} C_{F^-}^M \\ \Rightarrow \chi_{CaF_2} &= \Lambda_{Ca^{+2}} C_{CaF_2}^M + 2 \Lambda_{F^-} C_{CaF_2}^M \\ \Rightarrow \chi_{CaF_2} &= (\Lambda_{Ca^{+2}} + 2 \Lambda_{F^-}) C_{CaF_2}^M\end{aligned}$$

Et donc :

$$\begin{aligned}C_{CaF_2}^M &= \frac{\chi_{CaF_2}}{\Lambda_{Ca^{+2}} + 2 \Lambda_{F^-}} \\ C_{CaF_2}^M &= \frac{3.71 \times 10^{-3}}{10.5 \times 10^{-3} + 2 \times 4.04 \times 10^{-3}} = \frac{3.71}{10.5 + 8.08} \approx 0.200 \text{ mol m}^{-3} \\ C_{CaF_2}^M &\approx 0.200 \times 10^{-3} \text{ mol/l}\end{aligned}$$

4- Solubilité de CaF_2 :

On a :

$$C_{Ca^{+2}}^M = C_{CaF_2}^M = 0.200 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$C_{F^-}^M = 2C_{CaF_2}^M = 0.400 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$$

Exercice 5 :

Déterminer à 25°C la conductivité et la résistivité des solutions suivantes :

- Une solution de HCl (acide fort) à 0.1M
- Une solution résultant du mélange d'un volume $V_1 = 50$ ml d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_1 égale à 1.10^{-3} mol/l avec un volume $V_2 = 200$ ml d'une solution aqueuse de chlorure de sodium, de concentration molaire C_2 égale à $1.52 \cdot 10^{-3}$ mol/l. La dissociation en ions HO^- , Cl^- et Na^+ dans ce mélange est supposée totale.

Solution de l'exercice 5 :

La conductivité d'une solution électrolytique :

$$\chi_{sol} = \sum_i 10^3 |z_i| C_i^M \Lambda_i$$

Avec :

C_i^M : Molarité de l'ion i en mol/l.

Λ_i : Conductivité équivalente de l'ion i .

z_i : La valence de l'ion i .

La conductivité et la résistivité :

- HCl :

➤ χ_{HCl} :

$$\begin{aligned}\chi_{HCl} &= 10^3 |z_{H^+}| C_{H^+}^M \Lambda_{H^+} + 10^3 |z_{Cl^-}| C_{Cl^-}^M \Lambda_{Cl^-} \\ \chi_{HCl} &= 1 \times 0.1 \times 10^3 \times 350 \times 10^{-4} + 1 \times 0.1 \times 10^3 \times 76.3 \times 10^{-4} \\ \chi_{HCl} &= 4.263 \Omega^{-1}m^{-1}\end{aligned}$$

➤ ρ_{HCl} :

$$\rho_{HCl} = \frac{1}{\chi_{HCl}} = 0.23 \Omega \cdot m$$

- Une solution résultant d'un mélange :

$$\begin{aligned}V_1 &= 50 \text{ ml (NaOH)} \rightarrow C_1^M = 10^{-3} \text{ mol/l} \\ V_2 &= 200 \text{ ml (NaCl)} \rightarrow C_2^M = 1.52 \times 10^{-3} \text{ mol/l}\end{aligned}$$

➤ χ_2 :

$$\begin{aligned}\chi_2 &= 10^3 |z_{Na^+}| C_{Na^+}^{M'} \Lambda_{Na^+} + 10^3 |z_{OH^-}| C_{OH^-}^{M'} \Lambda_{OH^-} + 10^3 |z_{Na^+}| C_{Na^+}^{M'} \Lambda_{Na^+} \\ &\quad + 10^3 |z_{Cl^-}| C_{Cl^-}^{M'} \Lambda_{Cl^-}\end{aligned}$$

➤ $NaOH$:

On a :



Avec :

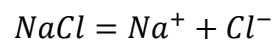
$$C_{NaOH}^M = C_{Na^+}^M = C_{OH^-}^M$$

Les nouvelles concentrations :

$$C_{Na^+}^{M'} = C_{OH^-}^{M'} = \frac{V_1 C_1^M}{V_1 + V_2} = \frac{50 \times 10^{-3} \times 10^{-3}}{(50 + 200)10^{-3}} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$$

➤ *NaCl* :

On a :



Avec :

$$C_{NaCl}^M = C_{Na^+}^M = C_{Cl^-}^M$$

Les nouvelles concentrations :

$$C_{Na^+}^{M'} = C_{Cl^-}^{M'} = \frac{V_2 C_2^M}{V_1 + V_2} = \frac{200 \times 10^{-3} \times 1.52 \times 10^{-3}}{(50 + 200)10^{-3}} = 1.216 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$$

Donc la conductivité de la solution est :

$$\chi_2 = 2.03 \times 10^{-2} \Omega^{-1} m^{-1}$$

La résistivité de la solution :

$$\rho_2 = \frac{1}{\chi_2} = 49.15 \Omega \cdot m$$

Chapitre 3 : Transfert de la matière : Diffusion membranaire

1. Introduction

La diffusion est connue comme un moyen d'échange des molécules de soluté d'un compartiment à l'autre à travers une membrane. Elle tend à uniformiser la distribution des particules (des ions ou des molécules non dissociables), donc s'effectuant dans le sens des concentrations décroissantes. Les particules se déplacent donc d'une région de forte concentration vers une région de faible concentration.

2. Définition de la diffusion

Lorsqu'il y a une différence de concentration, il y a le phénomène de diffusion (dialyse).

C'est le mouvement des molécules du soluté, qui s'effectue toujours du milieu le plus concentré vers le milieu le moins concentré. Cependant, la diffusion est un phénomène irréversible.

3. Diffusion à travers les membranes artificielles

3.1. Définition de la membrane

Une membrane est une barrière de quelques centaines de nanomètres à quelques millimètres d'épaisseur, sélective, qui sous l'effet d'une force de transfert, va permettre ou interdire le passage de certaines espèces ioniques moléculaires entre les deux milieux qu'elle sépare.

3.2. Types de membranes

a. Membrane hémiperméable (semi-perméable)

C'est une membrane qui laisse passer l'eau mais arrête le soluté.

b. Membrane dialysante

C'est une membrane qui laisse passer l'eau et les micromolécules et arrête les macromolécules (molécules de masses molaires supérieures à 10000 g/mol).

4. Loi de Fick

Elle explique le déplacement de la matière. Elle est donnée par l'expression suivante :

$$\frac{\Delta m}{\Delta t} = -D S \frac{\Delta C_P^M}{\Delta x} \beta \quad (31)$$

Où :

β : Coefficient de partage entre les deux milieux.

$\beta = 1$, lorsque les deux liquides sont miscibles, ce qui est pratiquement toujours le cas.

Δm : Masse de soluté se déplaçant pendant le temps Δt .

C_p^M : Concentration pondérale en g cm^{-3} ou en Kg m^{-3} .

S : Surface de diffusion en cm^2 ou en m^2 .

D : Coefficient de diffusion en $\text{cm}^2 \text{s}^{-1}$ ou en $\text{m}^2 \text{s}^{-1}$.

Δx : Distance parcourue

Remarque :

Miscible : se dit d'une substance qui peut être mélangé de façon homogène avec une autre.

5. Débit volumique

Le débit est la quantité de la matière (soluté) qui traverse la membrane par unité de temps.

$$J_M = -D S \frac{\Delta C_p^M}{\Delta x} \quad (32)$$

6. Flux massique

Le flux est le débit par unité de surface.

$$\Phi = \frac{\Delta m}{S \Delta t} = -D \frac{\Delta C_p^M}{\Delta x} \quad (33)$$

7. Perméabilité membranaire

La perméabilité P dépend de la diffusibilité d'un soluté particulier, de l'épaisseur de la membrane et de la surface utile des pores rapportée à la surface S de la membrane.

$$P = \frac{D}{\Delta x} \beta = -\frac{\Delta m}{\Delta t} \frac{1}{S} \frac{1}{\Delta C_p^M} \quad (34)$$

8. Coefficient de diffusion

Pour des particules de forme sphérique, le coefficient de diffusion est donné par :

$$D = \frac{K_B T}{6\pi\eta r} \quad (35)$$

Avec :

T : La température absolue du milieu en Kelvin.

K_B : La constante de Boltzmann = $1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$.

$f: 6\pi\eta r =$ Coefficient de frottement pour des particules sphériques de rayon r .

η : La viscosité du milieu.

Remarque :

Pour des particules de forme quelconque d'un soluté de masse molaire M , le coefficient de diffusion est donné par :

$$D = \frac{K_B T}{\sqrt[3]{M}} \quad (36)$$

9. Application de la diffusion : le rein artificiel

Le rôle d'un rein est l'échange des molécules solubles avec l'extérieur : certains ions sont réabsorbés ou excrétés (Na^+), d'autres molécules (produits par catabolisme comme l'urée, la créatinine) qui sont éliminées. Lors d'une insuffisance rénale grave, cette fonction devient insuffisante et il faut la remplacer. On utilise un rein artificiel dont le principe repose sur la dialyse. Du sang est prélevé en continu à un patient pour être purifié et réinjecté immédiatement (pendant 3 à 4 h environs). Le rein artificiel fonctionne sur le principe de dialyse membranaire.

Cette dernière consiste en deux compartiments séparés par une membrane dialysante. Dans l'un, on fait circuler le sang contenant de l'eau, des ions, des micromolécules (urée, glucose, ...), des macromolécules (protéines) et cellules (GR, GB, plaquettes). Dans l'autre circule, le liquide de dialyse dont la concentration en ions et en micromolécules est fixée (par renouvellement ou par utilisation d'un très grand volume liquidien). Ils ne peuvent être échangés que les micromolécules et les ions de tailles relativement faibles.

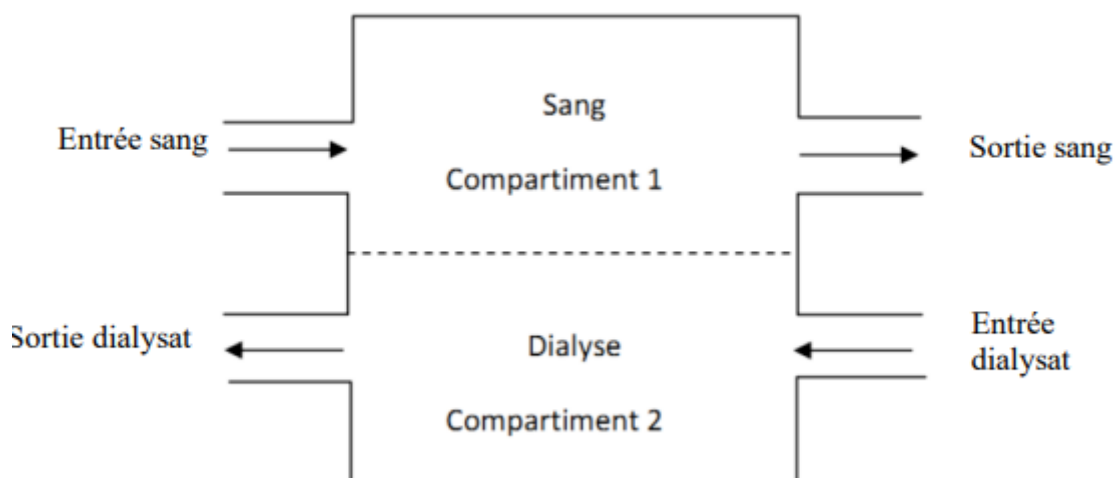


Figure 5. Schéma de principe de la dialyse rénale artificielle (hémodialyse).

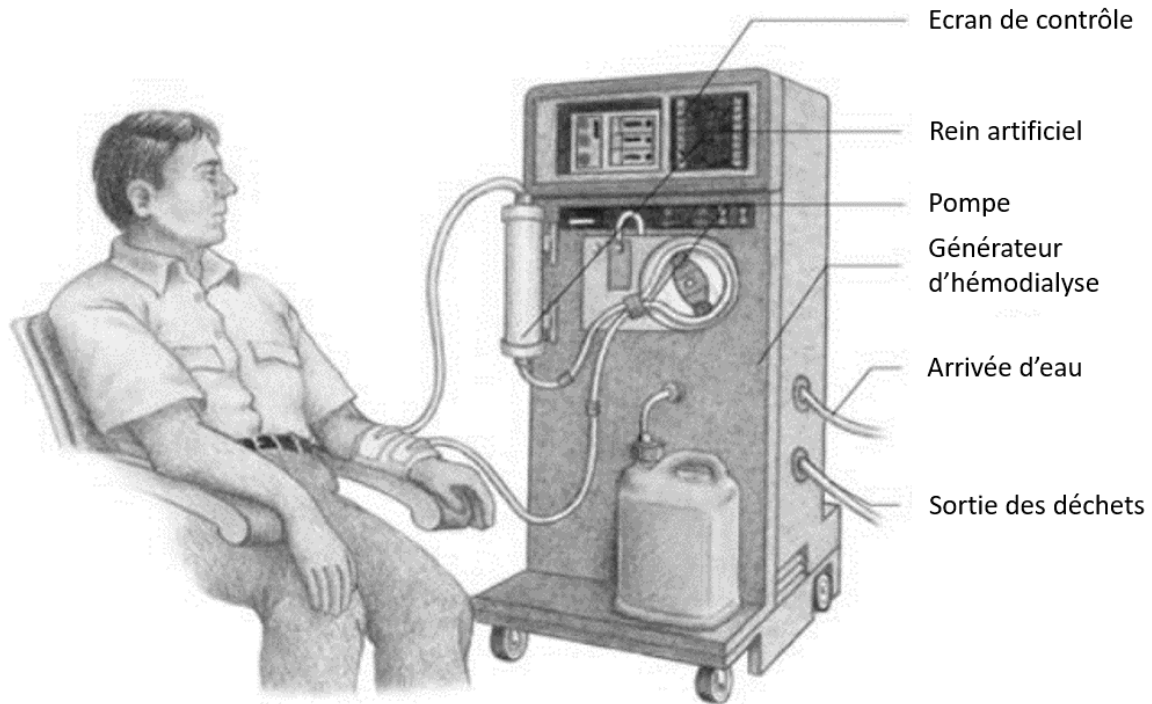


Figure 6. Dispositif médical de l'Hémodialyseur.

L'hémodialyseur est une machine dont le rôle est de remplacer le travail du rein. Elle permet ainsi d'épurer une grande quantité de sang (en moyenne 70 L par séance d'hémodialyse) de ses déchets toxiques et de l'eau retenue en excès. Bien qu'indispensable, elle n'est pas sans contraintes : elle astreint à vie à des séances de dialyse, elle mobilise pendant plusieurs heures le malade.

Le malade est relié à cette machine appelée le dialyseur ou plus simplement un "rein artificiel". A l'intérieur, le sang est débarrassé de ses déchets et, une fois épuré, il est réintroduit dans le système circulatoire. Il existe deux tuyaux :

- Un pour le sang qui sort,
- Un pour le sang qui rentre, relie le bras du malade à la machine.

Exercices avec corrigés

Exercice 1 :

Soit une solution d'hémoglobine de concentration 10^{-4} mol/l qui diffuse à travers une membrane de surface diffusante 20 cm^2 jusqu'à une concentration de $1.4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$.

- Déterminer la masse d'hémoglobine qui s'est déplacée de 5 cm pendant 1 minute .

On donne :

$$D_{\text{hémoglobine}} = 6.9 \cdot 10^{-7} \text{ cm}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

$$M = 68000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Solution de l'exercice 1 :

On a la loi de Fick :

$$\Delta m = -D S \frac{\Delta C_P^M}{\Delta x} \Delta t$$

$$\text{On a : } C_{P_1}^M = 68000 \times 10^{-4} \text{ g/l} = 6.8 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

$$\text{Et : } C_{P_2}^M = 68000 \times 1.4 \times 10^{-5} \text{ g/l} \approx 1 \text{ g/l} \approx 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

$$\Delta m = -\frac{6.9 \times 10^{-7} \times 20(10^{-3} - 6.8 \times 10^{-3})}{5} \times 60 = 9.6 \times 10^{-7} \text{ g}$$

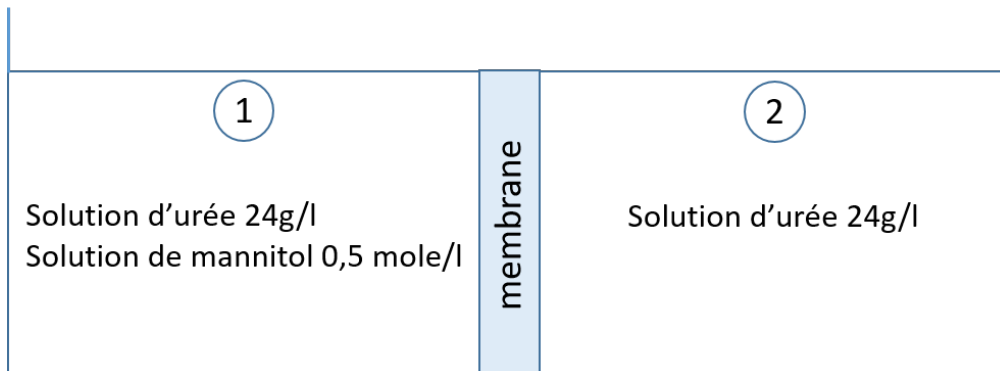
Exercice 2 :

Soit un récipient composé de deux compartiments séparés par une membrane de surface diffusante 10 cm^2 . Elle laisse passer les molécules de l'urée et mannitol.

- 1- Quels sont les gradients de concentration de l'urée et du mannitol ?
- 2- Sachant que la masse de mannitol qui traverse la membrane par unité de temps est $1.5 \times 10^{-9} \text{ Kg/s}$. Calculer l'épaisseur de la paroi diffusante. Donner les résultats en unités conventionnelles.

On donne pour le mannitol : $D = 0.40 \text{ cm}^2/\text{jour}$ et $M = 182 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solution de l'exercice 2 :



$$D_{mannitol} = 0.40 \text{ cm}^2/\text{jour}$$

$$M_{mannitol} = 182 \text{ g/mol}$$

1- Gradient de concentration $\frac{\Delta C_P^M}{\Delta x}$:

a- L'urée :

$$\text{Concentration identique dans les deux compartiments} \Rightarrow \frac{\Delta C_P^M}{\Delta x} = 0$$

\Rightarrow Il n'y a pas de diffusion.

b- Mannitol :

$$\text{On a : } C^M = 0.5 \text{ mole/l et } C_P^M = M C^M = 182 \times 0.5 = 91 \text{ g/l} = 91 \text{ Kg/m}^3$$

Et donc :

$$\frac{\Delta C_P^M}{\Delta x} = -\frac{91}{\Delta x} \text{ Kg/m}^4$$

2- L'épaisseur de la paroi :

$$\text{On a : } D = 0.40 \text{ cm}^2/\text{jour} = \frac{0.40}{24} \text{ cm}^2/\text{h}$$

$$\text{et : } S = 10 \text{ cm}^2, \Delta C_P^M = -91 \text{ g/l}$$

La loi de Fick nous donne :

$$\Delta x = -D S \frac{\Delta C_P^M}{\Delta m} \Delta t \approx 1 \text{ cm}$$

Exercice 3 :

- 1- Sachant que la molécule de glycérine est composée de trois atomes de carbones et trois groupements hydroxyles. Quelle est sa formule chimique ?
En déduire sa masse molaire.
- 2- Sachant que la molécule du sucre est composée de douze atomes de carbone et onze groupements hydroxyles. Quelle est sa formule chimique ?
En déduire sa masse molaire.
- 3- Une masse inconnue de glycérine dissoute dans 2.5 Kg de solvant. En abaisse la température de congélation autant que si on avait dissout 2.5 g de sucre dans 125 g du même solvant.
Calculer la masse de glycérine dissoute.

Solution de l'exercice 3 :

- 1- Formule de la glycérine : $C_3H_8O_3$

$$M_{\text{glycérine}} = 36 + 8 + 48 = 92 \text{ g/mol}$$

- 2- Formule de sucre : $C_{12}H_{22}O_{11}$

$$M_{\text{sucré}} = 342 \text{ g/mol}$$

- 3- L'abaissement cryoscopique :

$$\Delta\theta_c = \kappa_c C^\theta$$

Soluté n'est pas ionisé $\Rightarrow i = 1 \Rightarrow C^\theta = C^m$

Et donc :

$$\Delta\theta_c = \kappa_c C^\theta = \kappa_c C^m = \kappa_c \frac{C_P^m}{M}$$

Avec :

$$C_P^m = \frac{m_{\text{soluté}} (g)}{m_{\text{solvant}} (Kg)}$$

- L'abaissement cryoscopique pour le sucre :

$$\Delta\theta_{c_{\text{sucre}}} = \kappa_c \frac{2.5}{0.125 \times 342}$$

- L'abaissement cryoscopique pour la glycérine :

$$\Delta\theta_{c_{\text{glycérine}}} = \kappa_c \frac{m_{\text{glycérine}}}{2.5 \times 92}$$

On a le même abaissement cryoscopique : $\Delta\theta_{c_{\text{sucre}}} = \Delta\theta_{c_{\text{glycérine}}}$

$$\Rightarrow \kappa_c \frac{2.5}{0.125 \times 342} = \kappa_c \frac{m_{\text{glycérine}}}{2.5 \times 92}$$

$$\Rightarrow m_{\text{glycérine}} = 13.45 \text{ g}$$

Au départ, le flux de solvant entrant (F_e) est très supérieur au flux sortant (F_s). Après un certain temps, l'état atteint l'équilibre.

3. Pression osmotique

La pression osmotique d'une solution est la pression hydrostatique qu'il faut exercer sur la solution pour empêcher son solvant pur de traverser la membrane qui sépare les deux phases.

3.1. Loi de Pfeffer

a. Loi expérimentale

$$\Pi = \kappa_v C^O T \quad (37)$$

Avec :

C^O = osmolarité en osmole/l de solution.

κ_v = est une constante qui ne dépend que de la solution.

b. Loi théorique

$$\Pi = \kappa_m C^\theta T \quad (38)$$

Avec :

C^θ = osmolalité en osmole/Kg de solvant.

κ_m = est une constante qui ne dépend que du solvant.

Remarque :

- Pour des solution neutres : $C^O = C^M$
- Pour des électrolytes : $C^O = i C^M$

c. Loi de Van't Hoff

$\kappa_v = R$ = Constante des gaz parfaits

On applique la loi des gaz parfaits pour une solution de n molécules neutres dans un volume V à la température absolue T , et on obtient :

$$\Pi V = n R T \quad (39)$$

d. Loi de Pfeffer – Van't Hoff

On pose : $C^M = \frac{n}{V}$

- Pour une solution neutre :

$$\Pi = C^M R T \quad (40)$$

- Pour une solution électrolytique :

$$\Pi = i C^M R T \quad (41)$$

Remarque :

- Seuls les solutés non diffusibles participent à la pression osmotique.
- S'il y a n solutés non diffusibles différents, on a :

$$\Pi = \sum_{i=1}^n C_i^O R T \quad (42)$$

Avec :

R : Constante des gaz parfaits = $8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mole}^{-1}$.

3.2. Iso-osmotiques

Deux solutions sont iso-osmotiques si par rapport à une membrane hémiperméable parfaite et opposées à un solvant pur, elles ont la même pression osmotique. Dans ces conditions, elles ont la même concentration osmolaire.

$$\Pi_1 = \Pi_2 \Rightarrow C_1^O R T = C_2^O R T \Rightarrow C_1^O = C_2^O \quad (43)$$

4. Cryoscopie – Loi de Raoult

L'expérience montre que l'introduction de soluté dans un solvant abaisse la température du début de congélation. Cet abaissement cryoscopique est proportionnel à l'osmolarité de la solution selon la loi de Raoult :

$$\Delta\theta_c = \kappa_c C^\theta \quad (44)$$

Avec :

$\Delta\theta_c$: Abaissement cryoscopique en °C.

κ_c : Constante cryoscopique en °C Kg osmole⁻¹.

Exercices avec corrigés

Exercice 1 :

La remontée de la sève dans les arbres est le résultat de la pression osmotique exercée par la différence de concentration du sucre entre la sève au niveau des racines et l'eau de la terre.

Si (1%) de la masse la sève est sous forme de sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$) et la température est de $27^{\circ}C$

1- Calculer la concentration du sucre dans la sève exprimée en mole / litre.

2- Calculer la pression osmotique.

3- La hauteur maximale atteinte par la sève au niveau de ces arbres.

$O_{16}, H_{1}, C_{12}, R = 8.31 \text{ J. }^{\circ}K. \text{ mole}^{-1}$.

Solution de l'exercice 1 :

1- Pour calculer la concentration en mol/litre ; on considère un litre de la sève qui équivaut à 1 Kg.

$1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g} \Rightarrow 1\%$ de cette masse de la sève est sous forme de sucre :

Masse du sucre dans un litre de la sève : $m_{\text{sucre}} = \frac{1000}{100} = 10 \text{ g}$

Masse molaire du sucre = 342 g/mol

Alors la molarité est : $C^M = \frac{10/342}{1} = 0.029 \text{ mol/l}$

2- La pression osmotique : $\Pi = C^M R T = 0.029 \times 10^3 \times 8.31 \times 300 = 7.3 \times 10^4 \text{ Pa}$

3- La hauteur maximale atteinte par la sève au niveau de ces arbres :

La pression osmotique est équilibrée par la pression de la colonne du liquide dans les tiges qui est (ρgh).

$$\Rightarrow \Pi = \rho gh \Rightarrow h = \frac{\Pi}{\rho g} = \frac{7.3 \times 10^4}{10^3 \times 10} = 7.3 \text{ m}$$

Remarque : Il reste à noter que cette valeur est mesurée à partir des racines jusqu'au sommet de l'arbre.

Exercice 2 :

Supposons que la loi de la pression osmotique est applicable dans le cas d'un rein ayant sécrété pendant 12 h. (01 l.) d'urée et si

$$\Delta\theta_c = 2.24 \text{ }^\circ\text{C.}, RT = 2600 \text{ J.}, \kappa_c = 1.86 \text{ }^\circ\text{C l / osmol}$$

- a) Calculer la puissance moyenne correspondante.
- b) Quelle est la pression osmotique si ce travail est développé en 02 s.

Solution de l'exercice 2 :

On a :

$$1 \text{ l} = 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$12 \text{ h} = 43200 \text{ s}$$

a- Puissance moyenne :

Pour calculer la pression osmotique, on doit déterminer la concentration. Celle-ci est calculée à partir de la loi de Raoult :

$$\Delta\theta_c = \kappa_c C^\theta \Rightarrow C^\theta = \frac{\Delta\theta_c}{\kappa_c}$$

La pression osmotique :

$$\Pi = C^\theta R T = R T \frac{\Delta\theta_c}{\kappa_c} = 2600 \times \frac{2.24}{1.86} = 3131.18 \text{ Pa}$$

Pour calculer la puissance développée, il faut commencer par calculer le travail :

$$W = \Pi V$$

$$\text{La puissance : } P = \frac{W}{t} \Rightarrow P = \frac{\Pi V}{t} \Rightarrow P = \frac{3131.18 \times 10^{-3}}{43200} = 7.24 \times 10^{-5} \text{ Watt}$$

b- Pression osmotique si ce travail est développé en 02 s :

$$\text{On a : } P = \frac{\Pi V}{t} \Rightarrow \Pi = \frac{Pt}{V} \Rightarrow \Pi = \frac{7.24 \times 10^{-5} \times 2}{10^{-3}} = 14.48 \times 10^{-2} \text{ Pa}$$

Exercice 3 :

Calculer la pression osmotique à 27 °C d'une solution aqueuse contenant 9 g de glucose et 2,925 g de NaCl dans un litre de solvant. $R = 8,31 \text{ J.K/mole}$; $M_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mole}$; $M_{glucose} = 180 \text{ g/mole}$.

Solution de l'exercice 3 :

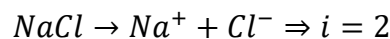
La pression osmotique exercée : $\Delta\Pi = \Pi_1 - \Pi_2$

On a : $\Pi_1 = \Pi_{glucose} - \Pi_{NaCl}$ et : $\Pi_2 = 0 \Rightarrow \Delta\Pi = (\Pi_{glucose} + \Pi_{NaCl})$

Par définition de la pression osmotique exercée par une solution :

$$\Pi = iC^M R T \text{ et } i = 1 + \alpha(v - 1)$$

- Le glucose n'est pas dissocié : $i = 1$
- Les molécules de $NaCl$ sont complètement dissociées.



Finalelement :

$$\begin{aligned} \Delta\Pi &= (i_{glucose} C_{glucose}^M R T + i_{NaCl} C_{NaCl}^M R T) \\ \Rightarrow \Delta\Pi &= R T (i_{glucose} C_{glucose}^M + i_{NaCl} C_{NaCl}^M) \\ \Rightarrow \Delta\Pi &= R T \left(i_{glucose} \frac{m_{glucose}}{M_{glucose} V_{solvant}} + i_{NaCl} \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl} V_{solvant}} \right) \\ \Rightarrow \Delta\Pi &= 8.31 \times 300 \times \left(1 \times \frac{9 \times 10^{-3}}{180 \times 10^{-3} \times 10^{-3}} + 2 \times \frac{2.925 \times 10^{-3}}{58.5 \times 10^{-3} \times 10^{-3}} \right) \\ &= 3.74 \times 10^5 Pa \end{aligned}$$

Avec :

- $R = 8.31 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$
- $T = 27^\circ\text{C} = 300\text{K}$
- $M_{glucose} = 180 \text{ g/mol} = 180 \times 10^{-3} \text{ Kg mol}^{-1}$
- $M_{NaCl} = 58.5 \text{ g/mol} = 58.5 \times 10^{-3} \text{ Kg mol}^{-1}$
- $m_{glucose} = 9 \text{ g} = 9 \times 10^{-3} \text{ Kg}$
- $m_{NaCl} = 2.925 \text{ g} = 2.925 \times 10^{-3} \text{ Kg}$
- $V_{solvant} = 1\text{l} = 10^{-3} \text{ m}^3$

Chapitre 5 : Examens avec corrigés

Exercice 1 :

La force ionique d'une solution constituée de $V_1 = 3$ litres de HCl à $0.2M$ et de $V_2 = 3$ litres de $CaCl_2$ à $0.04M$ a l'expression suivante :

$$\mu = \frac{1}{2} [C_{H^+}^{M'} z_{H^+}^2 + C_{Cl^-}^{M'} z_{Cl^-}^2 + C_{Na^+}^{M'} z_{Na^+}^2 + C_{Cl^-}^{M'} z_{Cl^-}^2]$$

	Questions	Réponses
1	Volume totale V_T	$V_{tot} = V_1 + V_2 = 6l$
	Equation chimique de dissociation de HCl	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
	Equation chimique de dissociation de $CaCl_2$	$CaCl_2 \rightarrow Ca^{+2} + 2Cl^-$
2	Molarité de HCl par rapport à V_T	<p>Loi :</p> $C_{HCl}^{M'} = \frac{V_1 \times C_{HCl}^M}{V_{tot}}$ <p>Résultat :</p> $C_{HCl}^{M'} = \frac{3 \times 0.2}{6} = 0.1 \text{ mol/l}$
3	Déduire la molarité de H^+ par rapport à V_T en utilisant les coefficients stœchiométriques de l'équation chimique de dissociation du HCl	<p>Loi :</p> $C_{H^+}' = C_{HCl}' = 0.1 \text{ mol/l}$
4	Déduire la molarité de Cl^- par rapport à V_T en utilisant les coefficients stœchiométriques de l'équation chimique de dissociation du HCl	<p>Loi :</p> $C_{Cl^-}' = C_{HCl}' = 0.1 \text{ mol/l}$
5	Molarité de $CaCl_2$ par rapport à V_T	<p>Loi :</p> $C_{CaCl_2}^{M'} = \frac{V_2 \times C_{CaCl_2}^M}{V_{tot}}$

		<p>Résultat :</p> $C_{CaCl_2}^{M'} = \frac{3 \times 0.04}{6} = 0.02 \text{ mol/l}$
6	Déduire la molarité de Ca^{+2} par rapport à V_T en utilisant les coefficients stœchiométriques de l'équation chimique de dissociation du $CaCl_2$	<p>Loi :</p> $C'_{Ca^{+2}} = C'_{CaCl_2} = 0.02 \text{ mol/l}$
7	Déduire la molarité de Cl^- par rapport à V_T en utilisant les coefficients stœchiométriques de l'équation chimique de dissociation du $CaCl_2$	<p>Loi :</p> $C'_{Cl^-} = 2C'_{CaCl_2} = 0.04 \text{ mol/l}$
8	Donner la valeur de la force ionique	$\mu = \frac{1}{2} [C_{H^+}^{M'} (z_{H^+}^2) + C_{Cl^-}^{M'} z_{Cl^-}^2 + C_{Na^+}^{M'} z_{Na^+}^2 + C_{Cl^-}^{M'} z_{Cl^-}^2]$ $\mu = \frac{1}{2} [0.1 \times (+1)^2 + 0.1 \times (-1)^2 + 0.02 \times (+2)^2 + 0.04 \times (-1)^2]$ <p>et donc : $\mu = 0.16$</p>

On Donne: $M_{Glucose} = 180 \text{ g/mol}$, $M_{urée} = 60 \text{ g/mol}$, $M_{Cl} = 35.5 \text{ g/mol}$, $M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$

Exercice 2 :

On dispose d'iodure de potassium KI ($M = 166\text{g/mol}$) pour préparer une solution contenant 20% de KI. On donne la masse d'eau $m_{H_2O} = 932\text{g}$ et la masse de d'iodure de potassium $m_{KI} = 233\text{g}$ nécessaires pour préparer 1 litre de cette solution.

	Questions	Réponses
1	Molarité	<p>Loi :</p> $C^M = \frac{n_{KI}}{V_{Sol}} = \frac{m_{KI}}{M_{KI}V_{Sol}}$ <p>Résultat :</p> $C^M = \frac{233}{166 \times 1} = 1.4 \text{ mol/l}$
2	Le titre en %	<p>Loi :</p> $\tau = \frac{m_{KI}}{m_{KI} + m_{H_2O}}$ <p>Résultat :</p> $\tau = \frac{233}{233 + 932} = 0.2 = 20\%$
3	La molalité en mole/Kg de solvant	<p>Loi :</p> $C^m = \frac{n_{KI}}{m_{Solvant}} = \frac{m_{KI}}{M_{KI}m_{H_2O}}$ <p>Résultat :</p> $C^m = \frac{233}{166 \times 932 \times 10^{-3}} = 1.5 \text{ mol/Kg}$
4	La fraction molaire exprimée en %	<p>Loi :</p> $f_{KI} = \frac{n_{KI}}{n_{KI} + n_{H_2O}} = \frac{\frac{m_{KI}}{M_{KI}}}{\frac{m_{KI}}{M_{KI}} + \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}}$ <p>Résultat :</p> $f_{KI} = \frac{\frac{233}{166}}{\frac{233}{166} + \frac{932}{18}} = 0.0264 = 2.64\%$

Exercice 3 :

Soit une solution d'hémoglobine de concentration $5 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l}$ qui diffuse à travers une membrane de surface diffusante 10 cm^2 jusqu'à une concentration de $3 \cdot 10^{-5} \text{ mole/l}$.

On donne : $D_{\text{Hémoglobine}} = 6.9 \cdot 10^{-7} \text{ cm}^2 \text{ s}^{-1}$, $M_{\text{Hémoglobine}} = 68000 \text{ g.mol}^{-1}$.

	Questions	Réponses
1	Ecrire la loi de Fick	$\frac{\Delta m}{\Delta t} = -D S \frac{\Delta C_P^M}{\Delta x}$
2	Calculer la concentration pondérale dans le milieu (1)	<p>Loi :</p> $C_{P_1}^M = M C_1^M$ <p>Résultat :</p> $C_{P_1}^M = 34 \text{ g/l} = 34 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
3	Calculer la concentration pondérale dans le milieu (2)	<p>Loi :</p> $C_{P_2}^M = M C_2^M$ <p>Résultat :</p> $C_{P_2}^M = 2.04 \text{ g/l} = 2.04 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
4	Calculer la variation de la concentration pondérale	<p>Loi :</p> $\Delta C_P^M = C_{P_2}^M - C_{P_1}^M$ <p>Résultat :</p> $\Delta C_P^M = -31.96 \text{ g/l} = -31.96 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
5	Déterminer la masse d'hémoglobine Δm qui s'est déplacée de 6 cm pendant 4 min	<p>Loi :</p> $\Delta m = -D S \frac{\Delta C_P^M}{\Delta x} \Delta t$ <p>Résultat :</p> $\Delta m = 8820.96 \times 10^{-9} \text{ g}$

Bibliographie

- [1] Geneviève M. L. Dumas, Roger I. Ben-Aïm, Antoine Gédéon, L'indispensable en réactions ioniques en solution aqueuse, Bréal, 2003.
- [2] Stéphane Mathé, Chimie des solutions, Dunod, 2018.
- [3] Emanuel Shechter, Biochimie et biophysique des membranes, Dunod, 2004.
- [4] Alain Durand, Jean-Marie Escanté, Amar Naoun, Biophysique, Ellipses, 2003.