

PASS

PARCOURS
**SANTÉ
& L.A.S**

BIOPHYSIQUE

2^e édition

Le **cours complet**

De nombreuses **illustrations**

Des **conseils** pour les **épreuves**

Nombreux **QCM et exercices**

Tous les **corrigés détaillés**

AVEC CE LIVRE, DES **EXAMENS BLANCS**
CORRIGÉS À TÉLÉCHARGER !

Salah Belazreg

Rémy Perdrisot

EDISCIENCE

Salah Belazreg

Professeur agrégé et docteur en physique, il enseigne au lycée Camille Guérin à Poitiers. Il a enseigné la biophysique en classes préparatoires aux concours de Médecine. Il est aussi interrogateur en classes préparatoires scientifiques.

Rémy Perdrisot

Ancien élève de l'ENS-ULM, professeur de biophysique, assesseur du Doyen de la faculté de médecine de Poitiers, responsable du premier cycle.

© EdiScience, 2017, 2020, 2022

EdiScience est une marque de

Dunod Éditeur, 11 rue Paul Bert, 92240 Malakoff

www.dunod.com

ISBN 978-2-10-084731-0

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes de l'article L. 122-5, 2° et 3° a), d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective » et, d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (art. L. 122-4).

Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles L. 335-2 et suivants du Code de la propriété intellectuelle.

Avant-propos

Le présent ouvrage « tout-en-un », destiné aux étudiants de la L1 Santé (PASS, L.AS), s'ajoute à l'ouvrage de Physique de la même collection, ils couvrent la totalité du programme de la rentrée 2020, mis en place lors de la réforme PACES 2020. Il est complètement revu et corrigé.

Il s'adresse principalement aux étudiants de 1^{re} année Santé (PASS, L.AS), mais il intéressera aussi les étudiants en classes préparatoires Bio-Véto et Agro ainsi que les étudiants en L1 Sciences de la vie.

Chaque chapitre propose :

- un cours exposé de façon détaillée,
- des exemples concrets et quelques applications médicales pour mieux approfondir le cours,
- des exercices et QCM de difficultés variées,
- des corrections détaillées et comprenant de nombreuses illustrations,
- enfin, des épreuves issues des concours de PACES.

On espère que cet ouvrage, fruit d'une longue expérience, rédigé avec beaucoup d'attention, apporte une aide efficace aux étudiants dans la préparation de leurs examens et concours.

Remerciements

Nous remercions tout particulièrement Monsieur Marc Violino, ancien professeur en classes préparatoires aux grandes écoles au lycée Camille Guérin, ainsi que le Dr Frédérique Belazreg, médecin gériatre, pour leur relecture attentive de la plupart des chapitres de cet ouvrage et leurs remarques judicieuses.

Nos remerciements vont également au Pr Laurence Bordenave, de la faculté de médecine de Bordeaux, au Dr Damien Huglo, de la faculté de médecine de Lille, pour les annales qu'ils nous ont fournies, ainsi qu'au Dr Laurent Vervueren, médecin nucléaire au CHU de Poitiers, pour l'iconographie IRM.

Nos remerciements vont également aux éditions Dunod pour le soin et la présentation apportés à la réalisation de cet ouvrage et plus particulièrement à l'équipe éditoriale. Que les lecteurs, collègues enseignants et étudiants, qui voudront bien nous formuler leurs remarques constructives et critiques ou nous présenter leurs suggestions susceptibles d'améliorer cet ouvrage en soient par avance remerciés.

Poitiers, mars 2020

Les auteurs

Table des matières

Avant-propos	V
Chapitre 1	
Généralités sur les solutions aqueuses	1
■ 1. Étude des solutions	1
■ 2. Électrolytes	5
Exercices	12
Questions à choix multiples	13
Corrigés	14
Chapitre 2	
Thermodynamique chimique	20
■ 1. Les équilibres physico-chimiques	20
■ 2. Fonctions thermodynamiques	22
■ 3. Expressions du potentiel chimique	25
Exercices	26
Questions à choix multiples	27
Corrigés	29
Chapitre 3	
Propriétés acido-basiques des solutions	34
■ 1. Acides et bases en solution aqueuse	34
■ 2. pH d'une solution aqueuse	37



■ 3. Réactions acide-base : courbes de titrages	43
■ 4. Les systèmes tampons	44
■ 5. Diagramme de Davenport et troubles acido-basiques	46
Exercices	49
Questions à choix multiples	51
Corrigés	53

Chapitre 4

Oxydo-réduction

61

■ 1. Définition	61
■ 2. Potentiel d'oxydo-réduction	64
Exercices	71
Questions à choix multiples	72
Corrigés	73

Chapitre 5

Transports transmembranaires

77

■ 1. Généralités sur les phénomènes de transport	77
■ 2. Propriétés colligatives	83
■ 3. Phénomènes électriques	91
■ 4. Ultrafiltration	95
Exercices	98
Questions à choix multiples	99
Corrigés	102

Chapitre 6

Propriétés mécaniques des solutions

109

■ 1. Statique des fluides	109
■ 2. Dynamique des fluides	112
■ 3. Dynamique des fluides réels	113
■ 4. Les phénomènes de surface	119



Exercices	125
Questions à choix multiples	128
Corrigés	132

Chapitre 7

Biophysique cardiaque

143

■ 1. Biomécanique cardiaque	143
■ 2. Contrôle automatique biophysique mul du débit cardiaque - loi de starling	147
■ 3. La mesure des paramètres hémodynamiques	149
■ 4. Les bruits du cœur	158
Exercices	161
Questions à choix multiples	162
Corrigés	163

Chapitre 8

L'activité électrique du cœur - ECG

165

■ 1. Cellule myocardique isolée	165
■ 2. Au niveau du cœur entier	170
■ 3. Les dérivations de l'ECG	173
■ 4. L'axe électrique du cœur	177
■ 5. L'interprétation de l'ECG	179
Questions à choix multiples	181
Corrigés	184

Chapitre 9

Le noyau et les transformations nucléaires

186

■ 1. Le noyau atomique	187
■ 2. Stabilité des noyaux	191
■ 3. La radioactivité	193



■ 4. Les réactions nucléaires provoquées	205
Exercices	207
Questions à choix multiples	209
Corrigés	215

Chapitre 10

Interactions des rayonnements avec la matière

229

■ 1. Les interactions des particules chargées avec la matière	229
■ 2. Atténuation des photons x et γ	235
■ 3. Application : la production des rayons x	241
Exercices	245
Questions à choix multiples	246
Corrigés	247

Chapitre 11

La détection des rayonnements ionisants

255

■ 1. Émulsion photographique - autoradiographie	255
■ 2. La thermoluminescence	256
■ 3. La calorimétrie	256
■ 4. L'effet cerenkov	256
■ 5. Les compteurs à gaz ou compteurs à décharge	256
■ 6. Les compteurs à scintillation	258
■ 7. Les détecteurs à semi-conducteurs	259
■ 8. Principe d'une chaîne de détection	259
■ 9. Le comptage	260
■ 10. La spectrométrie	264
Exercices	268
Questions à choix multiples	271
Corrigés	272



Chapitre 12

Effets biologiques des rayonnements ionisants

279

■ 1. Dosimétrie des faisceaux de photons (x et γ)	279
■ 2. Cas des faisceaux de particules chargées	283
■ 3. Doses équivalente et efficace	283
■ 4. Effets biologiques des rayonnements ionisants	285
■ 5. Les effets déterministes	287
■ 6. Les effets stochastiques	292
Exercices	293
Questions à choix multiples	295
Corrigés	296

Chapitre 13

Ondes sonores et audition

302

■ 1. Propriétés des ondes sonores	302
■ 2. L'audition subjective	312
■ 3. L'audition objective	315
Exercices	321
Questions à choix multiples	322
Corrigés	326

Chapitre 14

Optique et anomalies de la vision

330

■ 1. Les troubles dioptriques des yeux	330
■ 2. Méthodes d'examen des caractéristiques oculaires	342
■ 3. Le rôle de la rétine dans la vision des couleurs	344
Exercices	347
Questions à choix multiples	348
Corrigés	350



Chapitre 15

Imagerie par isotopes radioactifs 353

- 1. Radiopharmaceutiques 353
- 2. Appareillages de détection 355
- 3. Réalisation des examens scintigraphiques 357
- 4. Traitement mathématique des images numériques 359
- Exercices 361
- Questions à choix multiples 362
- Corrigés 363

Chapitre 16

Bases physiques de l'échographie, applications 364

- 1. Propriétés physiques des ultrasons - physique acoustique 365
- 2. Formation des échos - impédance acoustique 368
- 3. Atténuation du faisceau ultrasonore 372
- 4. Imagerie médicale à l'aide des ultrasons 373
- 5. L'échographie doppler 375
- Exercices 378
- Questions à choix multiples 378
- Corrigés 380

Chapitre 17

Résonance magnétique nucléaire - Imagerie RMN 382

- 1. Les nombres quantiques 382
- 2. Électromagnétisme 385
- 3. Les bases physiques de la RMN 387



■ 4. Notions d'imagerie RMN	394
Questions à choix multiples	399
Corrigés	399
Annales 1	
Poitiers - Janvier 2011	403
Questions à choix multiples	403
Corrigés	411
Annales 2	
Poitiers - Juin 2011	413
Questions à choix multiples	413
Corrigés	416
Annales 3	
Poitiers - Janvier 2012	417
Questions à choix multiples	417
Corrigés	424
Index	425

Généralités sur les solutions aqueuses

1

Plan

1. Étude des solutions
2. Électrolytes

Objectifs

- Reconnaître un électrolyte fort d'un électrolyte faible
- Savoir calculer :
 - un taux de dissociation,
 - un coefficient d'ionisation,
 - les différentes concentrations molaires, particulières, équivalentes, ...

L'eau est le constituant fondamental de la matière vivante ; elle est indispensable à la vie. La teneur en eau d'un tissu atteste de sa vitalité et la déshydratation est un des signes les plus nets du vieillissement. D'un point de vue pondéral, un adulte renferme 70 à 75 % d'eau alors que chez l'enfant jeune cette valeur peut dépasser 80 %.

Les propriétés physicochimiques particulières de la molécule d'eau en font un bon solvant biologique des composés ioniques et moléculaires.

On traitera dans ce chapitre :

- les diverses façons d'exprimer la concentration d'un constituant dans une solution ;
- les électrolytes forts et faibles.

■ 1. Étude des solutions

■ 1.1. Étude structurale de l'eau

Structure de la molécule d'eau

La molécule d'eau H_2O est une molécule coudée et l'angle de liaison est $\widehat{HOH} = 104,5^\circ$. La longueur d'une liaison $O - H$ est $d = 0,96 \text{ \AA}$.

La molécule est polaire de moment dipolaire $\mu = 1,85 \text{ D}$ (1 D (debye) $\simeq \frac{1}{3} \cdot 10^{-29} \text{ C. m}$) (Fig. 1.1).

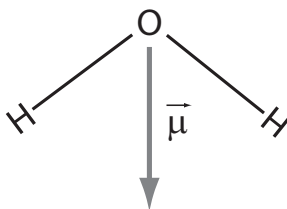


Figure 1.1

La liaison hydrogène

La liaison hydrogène (Fig. 1.2) est une liaison intermoléculaire attractive et beaucoup plus puissante que la force de Van der Waals. Sa longueur est de l'ordre de 2,5 à 3 Å.

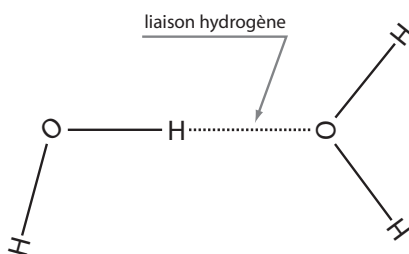


Figure 1.2

Elle est de nature électrostatique, environ 20 fois supérieure à une liaison de Van der Waals mais 20 fois inférieure à une liaison covalente.

Les trois états de l'eau

L'eau existe sous les trois états : l'état solide, liquide et gazeux.

L'existence d'une liaison hydrogène intermoléculaire entraîne des anomalies sur les propriétés physiques de l'eau. En effet, on observe une élévation des températures de fusion et d'ébullition.

Les graphes de la figure 1.3 donnent les évolutions des températures de fusion et d'ébullition de quelques composés hydrogénés de type H_2X .

Concentrations

Une solution est obtenue par dissolution d'une ou plusieurs espèces chimiques, appelées solutés, dans un solvant (généralement l'eau).

Le soluté peut être solide, liquide ou gazeux, moléculaire ou ionique.

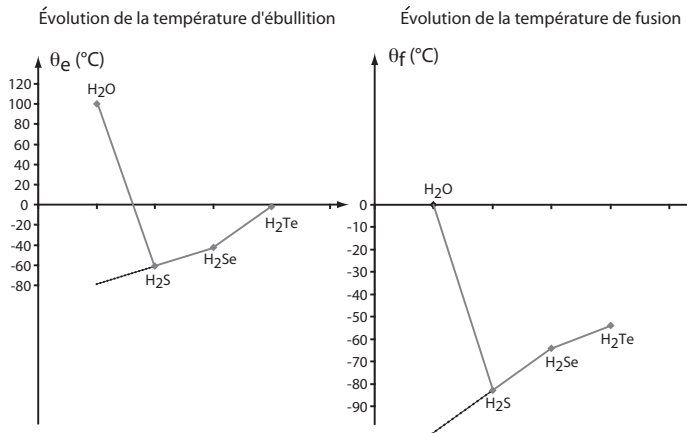


Figure 1.3

■ Concentration massique d'une espèce chimique

Elle représente la masse de soluté par litre de solution, soit :

$$c = \frac{m}{V} \quad (1)$$

(m en g, V en L et c en g. L⁻¹)

■ Concentration molaire d'une espèce chimique - molarité

Elle est numériquement égale à la quantité de matière de l'espèce chimique dissoute par litre de solution, soit :

$$C = \frac{n}{V} \quad (2)$$

(n en mol, V en L et C en mol. L⁻¹)

À noter

Si M représente la masse molaire moléculaire du soluté, alors :

$$c = C \times M \quad (3)$$

(c : en g. L⁻¹, C en mol. L⁻¹ et M en g. mol⁻¹)

■ Concentration molale - molalité

Elle représente la quantité de matière de l'espèce chimique dissoute par unité de masse de solvant. Elle s'exprime en mol. kg⁻¹.

■ Concentration pondérale

Elle représente la masse de l'espèce chimique dissoute par unité de masse de solvant. Elle s'exprime en g. kg⁻¹

1.2. Fraction molaire

Pour l'espèce chimique A_i dissoute dans un solvant, on définit sa fraction molaire f_i par :

$$f_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i} \quad (4)$$

(toutes les espèces chimiques présentes y compris le solvant)

1.3. Dissolution d'un gaz dans un liquide

Considérons un gaz et un liquide de natures différentes, en équilibre dans un vase clos.

Une certaine quantité du gaz est dissoute dans le liquide ; de même, quelques molécules du liquide passent à l'état vapeur.

On définit le coefficient de solubilité s par :

$$s = \frac{c_1}{c_2}$$

c_1 : concentration du gaz dans le liquide (masse du gaz dissoute dans l'unité de volume du liquide),

c_2 : concentration de la phase gazeuse surmontant le liquide (masse de vapeur renfermée dans l'unité de volume du gaz).

À l'équilibre, le volume v de gaz dissous dans les conditions standard est donné par :

$$v = sP_iV$$

(Loi de Henry)

où P_i représente la pression partielle du gaz en atmosphères et V le volume du liquide en litres.

1.4. Miscibilité des liquides

Un mélange de deux liquides miscibles (soluté avec solvant) sera caractérisé par le **titre** de la solution obtenue et non par la concentration.

On définit le **titre d'une solution** par le rapport de la masse du soluté à la masse totale de la solution, soit :

$$\tau = 100 \times \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}}, \text{ avec } m_{\text{solution}} = m_{\text{soluté}} + m_{\text{solvant}} \quad (5)$$

Deux cas peuvent se présenter :

- Les liquides sont miscibles en toutes proportions.

Le titre τ peut prendre toutes les valeurs comprises entre 0 et 100 %.

Exemple de liquides miscibles en toutes proportions : l'eau et l'éthanol.

- Les liquides ne sont pas miscibles en toutes proportions.

Exemple : étude de la dissolution du phénol dans l'eau

Cette étude nous amène aux observations suivantes :

- lorsqu'on ajoute progressivement du phénol dans l'eau, on observe la dissolution du phénol et le mélange reste homogène jusqu'à un certain titre τ en phénol,
- lorsque le titre atteint une certaine valeur τ_m , il n'y a plus dissolution, mais on observe l'apparition d'une seconde couche liquide qui, contrairement à la première, renferme plus de phénol que d'eau : on dit qu'il y a **saturation**.

À noter

Le titre τ_m augmente avec la température et pour des températures supérieures à une certaine valeur θ (température critique de miscibilité), les liquides deviennent miscibles en toutes proportions.

2. Électrolytes

Un électrolyte est une solution qui permet le passage du courant électrique.

L'étude de telles solutions conduit Arrhénius (Svante), chimiste et physicien suédois, en 1887 à postuler l'existence d'ions se déplaçant sous l'action d'un champ électrique $\vec{E}$ qui règne entre deux électrodes. Il constata, par conséquent, qu'il y a transport de matière dans la solution : les cations (ions positifs) se déplacent vers la cathode et les anions (ions négatifs) se déplacent vers l'anode.

2.1. Conductivité d'un électrolyte

On rappelle les principaux résultats suivants.

Pour une solution contenant l'anion A^{x-} à la concentration C^- et le cation C^{y+} à la concentration C^+ et si S représente la surface des électrodes, on montre que l'intensité du courant qui traverse un tel électrolyte est donnée par :

$$I = \frac{dQ}{dt} = (C^- \mu^- z^- + C^+ \mu^+ z^+) E S \mathcal{F} \quad (6)$$

- μ^- et μ^+ représentent les mobilités des ions, $\mu^- < 0$ et $\mu^+ > 0$;
- z^- et z^+ représentent les **valences des ions** A^{x-} et C^{y+} ;
- $\mathcal{F} = N_A e$, appelé le faraday, représente la quantité d'électricité d'une mole d'électrons et vaut :

$$1\mathcal{F} = N_A e = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} \quad (7)$$

Exemple

- Solution contenant des ions K^+ et Cl^- :
pour l'ion K^+ : $z^+ = +1$ et $\mu^+ > 0$,
pour l'ion Cl^- : $z^- = -1$ et $\mu^- < 0$
- Solution contenant des ions Na^+ et SO_4^{2-} :
pour l'ion Na^+ : $z^+ = +1$ et $\mu^+ > 0$,
pour l'ion SO_4^{2-} : $z^- = -2$ et $\mu^- < 0$

Si on désigne par $\vec{j}$ le vecteur densité de courant et par γ la conductivité électrique de la solution, on montre que :

$$\vec{j} = \rho^- \vec{v}^- + \rho^+ \vec{v}^+ = \sum_i \rho_i \vec{v}_i \quad (8)$$

(cas de plusieurs ions)

Dans le cas de plusieurs ions, si on note par z_i la valence de l'espèce A_i , par C_i sa concentration et par μ_i sa mobilité, alors :

$$\vec{j} = \sum_i \rho_i \vec{v}_i = \gamma \vec{E} \text{ avec } \gamma = (\sum_i z_i C_i \mu_i) \mathcal{F} = \sum_i |z_i| C_i \Lambda_i, \mu_i \text{ et } z_i \text{ de même signe} \quad (9)$$

($\Lambda_i = |\mu_i| \mathcal{F}$ représente la conductivité molaire de l'ion "i")

On peut aussi écrire :

$$\gamma = \sum_i \gamma_i = \sum_i |z_i| C_i \Lambda_i \quad (10)$$

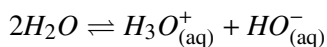
(la conductivité totale est égale à la somme des contributions de tous les ions)

Dans le système S.I. : γ s'exprime en $S \cdot m^{-1}$, C_i en $mol \cdot m^{-3}$, μ_i en $m^2 \cdot V^{-1} \cdot s^{-1}$ et Λ_i en $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$.

Exemple numérique

Des mesures conductimétriques donnent, pour l'eau pure, à 25 °C :
 $\gamma = 5,5 \cdot 10^{-6} S \cdot m^{-1}$.

L'eau pure contient, en plus du solvant, des ions $H_3O^+_{(aq)}$ et $HO^-_{(aq)}$ en quantités égales. La présence des ions résulte de l'ionisation partielle de l'eau, ce qui se traduit par l'équation :



On donne les conductivités molaires ioniques :

$$\Lambda_{H_3O^+} = 350 \cdot 10^{-4} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1} \text{ et } \Lambda_{HO^-} = 198 \cdot 10^{-4} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}.$$

1. Quelles sont, à cette température, les concentrations en ions $H_3O^+_{(aq)}$ et $HO^-_{(aq)}$?
2. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre K associée à l'autoprotolyse de l'eau ?

Réponse

1. La conductivité γ est donnée par :

$$\gamma = \sum_i \gamma_i = \sum_i |z_i| C_i \Lambda_i$$

Comme $z_{H_3O^+} = +1$, $z_{HO^-} = -1$ et $[H_3O^+]_{eq} = [HO^-]_{eq}$, alors :

$$\gamma = | +1 | \times [H_3O^+]_{eq} \times \Lambda_{H_3O^+} + | -1 | \times [HO^-]_{eq} \times \Lambda_{HO^-} = [H_3O^+]_{eq} \times (\Lambda_{H_3O^+} + \Lambda_{HO^-})$$

soit :

$$[H_3O^+]_{eq} = [HO^-]_{eq} = \frac{\gamma}{\Lambda_{H_3O^+} + \Lambda_{HO^-}}$$

Numériquement :

$$[H_3O^+]_{eq} = [HO^-]_{eq} = \frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{350 \cdot 10^{-4} + 198 \cdot 10^{-4}} = 1,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol. m}^{-3},$$

$$\text{soit } 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

2. La constante d'équilibre K associée à l'autoprotolyse de l'eau est :

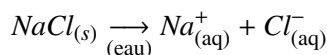
$$K = [H_3O^+]_{eq} \times [HO^-]_{eq} = 1,00 \cdot 10^{-14}, \text{ à } 25^\circ\text{C}$$

2.2. Électrolytes forts**Définition**

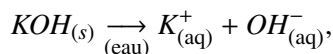
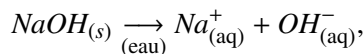
On appellera **électrolyte fort**, tout électrolyte qui se dissocie totalement dans l'eau.

Exemple

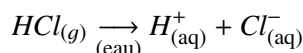
- La dissolution de $NaCl_{(s)}$ entraîne une dissociation totale des cristaux solides $NaCl_{(s)}$ et on écrit :



- De même la dissolution de la soude ($NaOH$), de la potasse (KOH) et du chlorure d'hydrogène gazeux (HCl) entraîne une réaction totale :



et



À noter

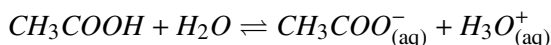
Conclusion : dans un électrolyte fort, on ne trouve que des ions majoritaires (apportés par la dissolution du cristal ou de la molécule) et les molécules du solvant.

2.3. Électrolytes faibles**Taux de dissociation α**

Dans ce cas, l'ionisation du soluté, ou la dissociation, n'est pas totale, on dit qu'elle est partielle. La solution contient donc les ions (apportés par l'ionisation du soluté), des molécules du soluté et celles du solvant.

Exemple

Si on ajoute de l'acide acétique CH_3COOH dans l'eau, il s'ensuit une ionisation partielle et l'on peut écrire :



Il s'agit d'un équilibre chimique auquel on peut associer la constante d'équilibre, ou constante d'acidité,

$$K = \frac{[CH_3COO^-_{(aq)}][H_3O^+_{(aq)}]}{[CH_3COOH]}$$

On définit le taux de dissociation α de l'électrolyte faible, par :

$$\alpha = \frac{\text{nombre de molécules dissociées}}{\text{nombre total initial de molécules introduites dans le solvant}} \quad (11)$$

Ainsi, pour l'équilibre précédent, on peut écrire :

	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
État initial	C			
État final	$C(1 - \alpha)$	excès	$C\alpha$	$C\alpha$

et par suite,

$$K = \frac{[CH_3COO^-_{(aq)}][H_3O^+_{(aq)}]}{[CH_3COOH]} = C \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

D'une façon générale, pour un soluté AB dissous dans l'eau, on peut écrire :

	$AB + H_2O \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + B^+_{(aq)}$		
État initial	C		
État final	$C(1 - \alpha)$	$C\alpha$	$C\alpha$

$$, K = \frac{[A^-_{(aq)}][B^+_{(aq)}]}{[AB]} = C \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \quad (12)$$

- $\alpha = 0$: la dissociation est nulle
- $0 < \alpha < 1$: la dissociation est partielle et on note $AB \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + B^+_{(aq)}$
- $\alpha = 1$: la dissociation est totale et on note $AB \longrightarrow A^-_{(aq)} + B^+_{(aq)}$

Détermination du taux de dissociation α

- Si $\alpha \ll 1$, nous pouvons écrire $K \simeq C\alpha^2$, soit $\alpha \simeq \sqrt{\frac{K}{C}}$.
- Si α n'est pas petit devant 1, on ne peut donc pas négliger α devant 1, il faut donc résoudre l'équation du second degré en α : $C\alpha^2 + K\alpha - K = 0$

Concentration molaire particulière ou osmolarité

Définition

On définit la **concentration molaire particulière** ou **osmolarité** ω comme étant le nombre de moles particulières (molécules et ions) dissoutes par litre de solution.

Pour le soluté AB dissous dans l'eau, l'osmolarité ω est :

	$AB + H_2O \rightleftharpoons A_{(aq)}^- + B_{(aq)}^+$		
ε_i	C		
ε_f	$C(1 - \alpha)$	$C\alpha$	$C\alpha$

avec $\omega = C(1 - \alpha) + C\alpha + C\alpha = C(1 + \alpha)$ (13)
(ω en osmol.L⁻¹)

Exemple

On dissout 0,1 mol d'un acide faible, noté AH , dans un volume $V = 1$ L d'eau. Le coefficient de dissociation de cet acide est $\alpha = 0,08$.

Déterminons la constante d'équilibre K ainsi que l'osmolarité ω d'une telle solution.

La dissolution de cet acide s'écrit :

	$AH + H_2O \rightleftharpoons A_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$		
État initial	C		
État final	$C(1 - \alpha)$	$C\alpha$	$C\alpha$

, $K = \frac{[A_{(aq)}^-][H_3O_{(aq)}^+]}{[AH]} = C \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$

La concentration molaire de la solution est $C = \frac{0,1}{1} = 0,1$ mol.L⁻¹.

On a $K = C \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$,

soit numériquement $K = 0,1 \times \frac{(0,08)^2}{1 - 0,08} \simeq 6,96 \cdot 10^{-4}$.

D'après la relation 1.13, $\omega = C(1 - \alpha) + C\alpha + C\alpha = C(1 + \alpha)$.

Application numérique : $\omega = 0,1 \times (1 + 0,08) = 0,108$ osmol.L⁻¹,
soit 108 mosmol.L⁻¹.

Concentration équivalente

Définition

Pour une espèce ionique donnée, la concentration équivalente représente le nombre de moles particulières par litre de solution, soit :

$$C_{eq(i)} = C_i \cdot |z_i| \quad (14)$$

($C_{eq(i)}$ en $eq.L^{-1}$)

C_i : concentration molaire de l'ion i en $mol.L^{-1}$,

z_i : valence de l'ion i .

Pour une solution contenant N ions, sa concentration équivalente est :

$$C_{eq} = \sum_i z_i^+ C_i^+ + \sum_j |z_j^-| C_j^- \quad (15)$$

Remarque

Une solution étant électriquement neutre, on a donc :

$$\sum_i z_i^+ C_i^+ = \sum_j |z_j^-| C_j^-$$

et par suite

$$C_{eq} = 2 \sum_i z_i^+ C_i^+ = 2 \sum_j |z_j^-| C_j^- \quad (16)$$

Exemple

Considérons une solution de Na_2SO_4 obtenue après dissolution d'une masse de $m = 14,2$ g de cristaux Na_2SO_4 dans 500 mL d'eau.

Cette masse de 14,2 g correspond à une quantité de matière

$$n(Na_2SO_4) = \frac{m}{M(Na_2SO_4)}$$

Comme $M(Na_2SO_4) = 142$ g. mol^{-1} , il s'ensuit :

$$n(Na_2SO_4) = \frac{14,2}{142} = 0,1 \text{ mol.}$$

La concentration de la solution en soluté est : $C = \frac{0,1}{0,5} = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$

La dissociation de Na_2SO_4 se traduit par l'équation :

