

Manuel

de

Chimie générale

Chimie des solutions

2^e édition

Elisabeth Bardez

→ L1/L2
→ PACES

**Cours
+ Exos**

DUNOD

MINI MANUEL

Elisabeth BARDEZ

Mini Manuel de Chimie générale Chimie des solutions

2^e édition

Comment aller à l'essentiel, comprendre les méthodes et les démarches avant de les mettre en application ?

Conçus pour faciliter aussi bien l'apprentissage que la révision, les Mini Manuels proposent un **cours concis et richement illustré** pour vous accompagner jusqu'à l'examen. Des **exemples sous forme d'encarts, des mises en garde et des méthodes** pour éviter les pièges et connaître les astuces, enfin **des exercices, QCM ou QROC tous corrigés** complètent le cours.

Cette nouvelle édition actualisée présente l'essentiel à comprendre et à savoir en chimie des solutions pour tout étudiant en L1/L2 de Sciences de la Matière ou Sciences de la Vie et de la Terre et en PACES. L'auteur met l'accent sur le sens physique des concepts et des calculs et a le souci constant d'articuler les notions fondamentales avec les préoccupations de la vie d'aujourd'hui (environnement, énergie, santé, recherche...).

Contenu :

- Solutions ioniques
- L'eau solvant
- Acides et bases
- pH des solutions
- Dosages et tampons
- Complexations - solubilité des composés ioniques
- Oxydoréduction
- Thermodynamique redox et potentiels d'électrodes

Elisabeth Bardez

Professeur des
Universités honoraire
au Conservatoire
National des Arts
et Métiers (Paris).

Public :

- ◆ **L1/L2 Sciences de la Matière et Sciences de la Vie**
- ◆ **PACES**



9 782100 710171

8633314

ISBN 978-2-10-071017-1



Table des matières



1	Solutions ioniques	3
1.1	Solutions : définitions et constitution	3
	a) Définitions	3
	b) Solvatation	4
1.2	Expressions de la composition d'une solution	5
	a) Fraction molaire, fraction massique, fraction volumique	5
	b) Pourcentages (ou compositions centésimales)	6
	c) Concentrations molaire, massique et molale	7
1.3	Solutions réelles et solutions idéales, activité	8
	a) Solutions réelles	8
	b) Solutions idéales et solutions infiniment diluées	9
	c) Activité	9
1.4	Phénomènes régissant l'apparition d'ions en solution	11
	a) Substances susceptibles de se dissoudre sous forme d'ions	12
	b) Solvolysé et ionisation	12
	c) Dissociation des paires d'ions et dispersion des ions	13
	Encadré 1. Les paires d'ions dans l'arsenal de la matière vivante	14
1.5	Force des électrolytes	15
	a) Électrolyte fort, électrolyte faible	15
	b) Loi de dilution d'Ostwald	17
	Points clefs	18
	Exercices	19
	Solutions	20
2	L'eau, solvant des ions	23
2.1	La molécule d'eau et l'eau liquide pure	24
	a) La molécule d'eau isolée	24
	b) L'eau solide	25
	c) L'eau liquide	26

2.2 Hydratation des ions	30
a) Interactions ion-dipôle	30
b) Liaisons de coordination	31
c) Stabilité chimique des cations hydratés	32
d) L'ion H^+ et son hydratation	32
e) Enthalpie d'hydratation	34
f) Labilité des molécules d'eau d'hydratation	35
g) Cas des ions très peu polarisants	35
2.3 L'eau, solvant ionisant, dissociant et amphotère	36
a) Dissolution des cristaux ioniques par l'eau	36
b) Dissolution de substances à caractère acide ou basique	37
2.4 Aspects thermodynamiques de la dissolution des cristaux ioniques	38
a) Enthalpie de dissolution	38
b) Entropie et enthalpie libre de dissolution	40
2.5 Activité des ions en solution aqueuse	40
2.6 Noms et formules des ions et des composés ioniques	42
a) Tableaux des principaux ions	42
b) Formules et noms des composés ioniques	45
Points clefs	45
Exercices	46
Solutions	47
3 Acides et bases en solution aqueuse pH, K_A et pK_A	51
3.1 H_3O^+, OH^-, et auto-ionisation de l'eau	52
a) Auto-ionisation de l'eau liquide	52
b) H_3O^+ , OH^- dans l'eau : des ions ?	53
3.2 Acides et bases : histoire, modèles et définitions	54
a) Histoire et vocabulaire	54
b) Théorie d'Arrhenius	55
c) Théorie de Brønsted-Lowry	57
3.3 Autoprotolyse de l'eau	60
a) De l'auto-ionisation à l'autoprotolyse	60
b) Produit ionique de l'eau	60
c) Rétrogradation de l'équilibre d'autoprotolyse	62

3.4 Concept de pH	64
a) Origine du concept de pH	64
b) Définition actuelle du pH	64
c) Validité de la formule approchée $\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+]$	64
d) Échelle de pH en solution aqueuse	65

Encadré 2. Acides et bases au quotidien	
De la canette de boisson à l'odeur du poisson	66

3.5 Force des acides et des bases dans l'eau	67
a) Couple acide/base et réaction acide-base	67
b) Acides et bases forts. Nivellement par le solvant	68
c) Acides et bases faibles. K_A et $\text{p}K_A$	69

3.6 Prédominance et diagramme de distribution des espèces en fonction du pH	74
a) Répartition des espèces acido-basiques à un pH donné	74
b) Distribution en fonction du pH	75

Encadré 3. Acido-basicité de Lewis	79
---	----

Points clefs	79
---------------------	----

Exercices	80
------------------	----

Solutions	83
------------------	----

4 pH des solutions d'acides et de bases **89**

4.1 Méthode de résolution, conventions de langage et d'écriture	90
--	-----------

a) Méthodologie du calcul de pH	90
b) Conventions de langage et d'écriture	91

4.2 pH d'une solution d'un monoacide fort	93
--	-----------

a) Présentation générale	93
b) Acide fort à $c \geq 3 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	93
c) Acide fort à $c < 3 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	94

4.3 pH d'une solution d'une monobase forte	95
---	-----------

a) Présentation générale	95
b) Base d'Arrhenius : soude NaOH	95
c) Base de Brønsted : éthanolate de sodium $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$	96
d) Solutions basiques : du calcul à la pratique	96