

Cours
Exercices
corrigés
Exemples
d'applications

Stéphane Mathé

Chimie des solutions



DUNOD

Chimie des solutions

Cet ouvrage propose aux étudiants des premières années d'études supérieures un cours complet pour comprendre les concepts fondamentaux de la chimie des solutions et ses applications. Le premier chapitre expose les prérequis et la méthode scientifique à maîtriser pour aborder sereinement la discipline dans l'enseignement supérieur. Cette méthode, utilisée dans tous les chapitres, met l'accent sur la compréhension et la mise en équation des problèmes de chimie des solutions.

Stéphane Mathé

est docteur en chimie
et professeur agrégé
à l'INSA de Toulouse.

LES PLUS

- Un outil pédagogique
- De nombreux exemples d'applications concrètes
- Des points clefs rassemblés en fin de chapitre
- Des exercices corrigés

LE PUBLIC

- Étudiants en Licence 1 et 2 de Chimie et Sciences de la vie
- Candidats au CAPES de Sciences physiques et Chimie
- Élèves en classes préparatoires

SOMMAIRE

- Notions fondamentales
- Acido-basicité, pH des solutions
- Complexation
- Solubilité
- Oxydoréduction



9 782100 776702

4971290

ISBN 978-2-10-077670-2



SNV-CH 12062

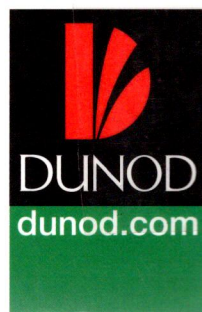


Table des matières

1	Notions fondamentales	1
	1. L'eau et les solutions aqueuses	1
	1.1 Le corps pur	1
	1.2 Les solutions aqueuses	3
	1.3 Le système étudié : la solution aqueuse	5
	2. Les réactions chimiques	6
	2.1 L'équation bilan	6
	2.2 L'avancement de la réaction	9
	2.3 Échange de matière entre la solution et l'extérieur : la mise en solution	11
	2.4 Les réactions en solution	13
	3. Réactions totales et réactions équilibrées	20
	3.1 La notion d'activité	20
	3.2 L'écriture des constantes d'équilibre	21
	3.3 Le déplacement d'équilibre	24
	3.4 Réaction équilibrée ou totale ?	25
	4. L'électroneutralité de la solution	25
	5. Le bilan matière	26
	6. La résolution d'un problème de chimie des solutions	28
	6.1 Identifier les inconnues du problème	28
	6.2 La mise en équation du système	30
	6.3 La résolution mathématique	30
	L'essentiel	31
	Entraînez-vous	35
2	Acido-basicité, pH des solutions	38
	1. Définition : pH, solution acide et solution basique	38
	2. Les acides et les bases	40
	2.1 Les acides forts	40
	2.2 Les bases fortes	41
	2.3 Les acides et les bases faibles	41
	2.4 Développement thermodynamique	44

3. La forces des acides et des bases	48
3.1 Acides forts et bases fortes	48
3.2 Acides et bases faibles : l'échelle des pK_a	49
3.3 Sens des réactions acido-basiques	50
4. Les domaines de prédominance	50
4.1 Oxonium et hydroxyde	51
4.2 Acides et bases faibles	51
5. Les calculs de pH	56
5.1 pH d'une solution d'acide ou de base forte	56
5.2 pH d'une solution d'acide faible	60
5.3 pH d'une solution de base faible	64
5.4 pH d'une solution d'acide α -aminé	66
5.5 pH d'une solution d'électrolyte fort	72
5.6 pH d'une solution contenant plusieurs espèces acido-basiques	75
L'essentiel	76
Entraînez-vous	79
3 Complexation	80
1. Description des complexes métalliques	80
2. Les équilibres de complexation	83
2.1 Réactions de complexation	83
2.2 Écriture des constantes d'équilibre	85
2.3 Réactions de complexation successives – domaines de prédominance	85
2.4 Mise en solution d'un complexe	89
3. Réaction d'échange de ligands	90
4. Complexation et solubilité	93
5. Complexation et oxydoréduction	95
6. Complexation et acido-basicité	98
7. Complexation et dosage	100
L'essentiel	101
Entraînez-vous	103
4 Solubilité	105
1. Équilibres de solubilité, bilan matière	105
2. Solubilité des solides et des liquides	107
2.1 Solides moléculaires et liquides	108
2.2 Solides ioniques	111

3. Solubilité des gaz	122
3.1 Fugacité en phase aqueuse	123
3.2 Fugacité en phase gazeuse	125
3.3 Équation traduisant l'équilibre à l'interface phase gazeuse-solution aqueuse	125
3.4 Calcul de solubilité	127
4. Équilibres simultanés aux interfaces gaz-solution-solide : le système calco-carbonique	133
4.1 Mise en équation	133
4.2 Mise en équation simplifiée : cas des eaux naturelles	136
4.3 Exploitation du graphe d'équilibre.	136
L'essentiel	140
Entraînez-vous	143
5 Oxydoréduction	146
1. Définitions	146
2. Équilibre à l'électrode et loi de Nernst	147
2.1 Équilibre à l'électrode : différence de potentiel (ddp) interfaciale	147
2.2 La loi de Nernst	149
2.3 Les différents types d'électrodes	150
3. Mesure d'un potentiel d'électrode : pile, échelle des potentiels standard	155
3.1 Les piles	155
3.2 Échelle des potentiels standard	158
3.3 Relation entre certains potentiels standard	163
3.4 Potentiel standard apparent	163
4. Stœchiométrie et prévision des réactions d'oxydoréduction	164
4.1 Stœchiométrie de la réaction	164
4.2 Prévision des réactions d'oxydoréduction	165
5. Domaines de prédominance : diagramme potentiel-pH	167
5.1 Cas de deux espèces en solution	167
5.2 Cas des réactions de dismutation	168
5.3 Cas des espèces solides	169
5.4 Diagramme potentiel-pH : exemple du fer	172
6. Domaine de stabilité thermodynamique de l'eau	177
7. Développement thermodynamique	179
7.1 Potentiel chimique et activité	179

Table des matières

7.2 Potentiel électrochimique	185
7.3 Condition d'équilibre électrochimique	188
7.4 Définition du potentiel d'oxydoréduction d'un couple FO/FR	191
7.5 Prévion du sens d'une réaction d'oxydoréduction	196
7.6 Détermination des grandeurs de réaction	197
L'essentiel	198
Entraînez-vous	201
 Solutions	 205
 Bibliographie	 273
 Index	 275