

table des matières

PREMIÈRE PARTIE : STRUCTURE DE LA MATIÈRE

CHAPITRE 1

NOTIONS FONDAMENTALES

1 Définitions	1
1.1 Atomes et éléments	1
1.2 Molécules : Corps simple, Corps composé	2
1.3 Mole, Masse moléculaire, Masse atomique, Nombre d'AVOGADRO	2
2 Lois fondamentales	3
2.1 Réactions chimiques	3
2.2 Équation d'état des gaz parfaits	4
a) Expression de la loi et conséquences	4
b) Applications	5
2.3 Lois des solutions diluées	6
a) Lois de RAOULT	6
b) Loi de VAN 'T HOFF : pression osmotique	7
c) Applications des lois de RAOULT et de VAN 'T HOFF	8
Questions	9
Réponses	10

CHAPITRE 2

LES PARTICULES DE L'ATOME

1 L'électron	11
1.1 Discontinuité de l'électricité	11
1.2 Le rapport e/m	11
a) Expérience de W. CROOKES	11
b) Expérience de J.J. THOMSON	11
1.3 La charge e et la masse m	12
1.4 Les deux électricités de l'atome	13
a) Expérience de GOLDSTEIN	13
b) Le modèle atomique de J.J. THOMPSON	13
2 Le noyau	14
2.1 Sa mise en évidence	14
2.2 Le modèle atomique de RUTHERFORD	15
3 Le proton	15
3.1 L'extraction du proton	15
a) Expérience de RUTHERFORD	15
b) Chambre de WILSON	16
3.2 Charge et masse du proton	17

4 Le neutron	17
4.1 Son extraction	17
4.2 Charge et masse	17
a) Charge	17
b) Masse	17
c) Calcul de m_n . Choc entre un neutron et un ion A^+	17
5 Caractéristique de l'atome	18
5.1 Numéro atomique. Nombre de masse. Isotopes	18
a) Numéro atomique Z ou nombre de charge	18
b) Nombre de masse A	19
c) Isotopie	19
5.2 Masses des atomes	19
a) Principe de leur mesure	19
b) Spectromètre de masse	20
c) Échelle des masses atomiques	20
d) Séparation des isotopes	21
5.3 Le modèle actuel de l'atome	22
a) Les particules fondamentales	22
b) L'étude de l'atome	23
Questions	24
Réponses	25

CHAPITRE 3

L'ÉVOLUTION DU NOYAU

1 La cohésion du noyau	27
1.1 L'énergie de liaison	27
1.2 Nature des forces nucléaires	28
1.3 Stabilité des noyaux	29
a) Stabilité et énergie de liaison	29
b) Stabilité et nombre de nucléons	30
c) Les modèles nucléaires	31
2 Radioactivité naturelle	32
2.1 Émission α	32
2.2 Émission β	33
2.3 Rayonnement γ	33
2.4 Les familles radioactives naturelles	35
2.5 Loi de la désintégration radioactive : $A \rightarrow B$	36
a) Le nucléide formé n'est pas radioactif	36

b) Le nucléide formé B est lui-même radioactif	
1 ^{er} cas : A se désintègre plus vite que B	37
2 ^e cas : B se désintègre plus vite que A	38
2.6 Période radioactive.	39
3 Les réactions nucléaires et la radioactivité artificielle.	40
3.1 Transmutations nucléaires	40
3.2 Fission nucléaire.	40
3.3 Fusion nucléaire.	42
3.4 Section efficace	44
3.5 Radioactivité artificielle.	46
Premier cas : Noyaux ayant un excès de protons	46
a) Radioactivité β^+	46
b) Capture d'électrons	46
c) Radioactivité α	47
Deuxième cas : Noyaux ayant un excès de neutrons	47
a) Radioactivité β^-	47
b) Radioactivité neutronique	47
4 Application des isotopes	47
4.1 Datation des pièces archéologiques.	47
4.2 Datation des roches. Âge de la terre	48
4.3 Les isotopes en biologie et en médecine	48
4.4 Les isotopes en chimie	49
4.5 Détection, mesure et dangers de la radioactivité.	51
a) Détection et mesure de la radioactivité.	51
b) Dangers des radiations.	52
Questions	53
Réponses.	55

CHAPITRE 4

LES ÉLECTRONS DANS L'ATOME

1 La nature ondulatoire de l'électron	56
1.1 Dualité onde-corpuscule	56
a) Ondes lumineuses et photons	57
b) Électrons et onde associée	57
Rappels fondamentaux sur les ondes.	59
Diffraction des électrons	60
1.2 Le principe d'incertitude d'HEISENBERG	61
a) Mécanique classique et mécanique ondulatoire.	61
b) Le principe d'incertitude : son énoncé et sa portée	61
c) Onde associée à une particule. Fonction d'onde ψ .	63
1.3 L'équation de SCHRÖDINGER.	66
a) Équation des ondes et équation de SCHRÖDINGER.	67
b) L'opérateur hamiltonien	68
c) Fonctions propres et valeurs propres.	68
d) Dégénérescence	70

2 Répartition des électrons	71
2.1 Fonctions d'onde pour l'hydrogène et les ions hydrogénoïdes.	72
a) Les différents types d'orbitales. Leur géométrie et leur représentation.	73
Orbitales s	75
Orbitales p	77
Orbitales d et f	80
b) Fonction de distribution radiale.	80
2.2 Niveaux d'énergie de l'hydrogène et des ions hydrogénoïdes.	83
Absorption et émission de la lumière.	84
Spectre d'émission de l'hydrogène	84
Spectre d'absorption de l'hydrogène	87
2.3 Orbitales et niveaux d'énergie des atomes à plusieurs électrons	88
2.4 Le nombre quantique de spin. Quatrième nombre quantique	91
a) Moments orbitaux et moments de spin.	92
b) Le couplage spin-orbite	93
2.5 Structure électronique des atomes	95
a) Le principe d'exclusion de PAULI	95
b) Le principe de stabilité.	96
c) Règles de HUND	96
2.6 L'atome dans un champ magnétique	97
a) Le champ magnétique est homogène : l'effet ZEEMAN	97
b) Le champ est inhomogène : expérience de STERN et GERLACH	99
2.7 L'ancienne théorie quantique	99
Questions	102
Réponses.	104

CHAPITRE 5

PROPRIÉTÉS PERIODIQUES DES ÉLÉMENTS

1 Périodicité des structures.	105
1.1 Introduction de la classification périodique	105
1.2 Les groupes et les périodes	106
1.3 Remarques	107
2 Périodicité des propriétés.	108
2.1 Volumes atomiques et rayons atomiques	108
2.2 Points de fusion et points d'ébullition	108
2.3 Énergie d'ionisation	111
a) Définition	111
b) Mesure des énergies d'ionisation	112
c) Périodicité des énergies d'ionisation	112
2.4 Affinité électronique	114
a) Définition	114

b) Périodicité	115
2.5 Électronégativité	115
a) Définition	115
b) Échelles d'électronégativité	116
1° Échelle de MULLIKEN	116
2° Échelle de PAULING	116
3° Échelle de ALLRED et ROCHOW	118
2.6 Les classes et les groupes	118
2.7 La classification de MENDELEIEV	119
Questions	122
Réponses	122

CHAPITRE 6

LES ÉLECTRONS DANS LA MOLÉCULE :
LA LIAISON INTRAMOLÉCULAIRE

1 Molécules diatomiques homonucléaires	123
1.1 La liaison covalente	123
1.2 Orbitales moléculaires monoélectroniques	124
a) Traitement de l'ion H_2^+ par la méthode LCAO	125
b) Interprétation physique des deux fonctions d'onde moléculaires	126
c) Énergie des orbitales moléculaires	127
1.3 La molécule d'hydrogène	129
1.4 Orbitales moléculaires σ et π	131
a) Formation des orbitales σ et π	131
b) Niveaux d'énergie des orbitales moléculaires	135
1.5 Molécules à plus de deux électrons	135
a) Configuration électronique	136
b) Modèle de la liaison de valence	137
Diagramme de LEWIS	137
2 Molécules diatomiques hétéronucléaires	138
2.1 Le moment dipolaire	139
2.2 Structure des molécules hétéronucléaires	139
a) Énergie des orbitales moléculaires	139
b) La méthode LCAO et le moment dipolaire	141
c) Modèle de la liaison de valence	142
2.3 La liaison ionique	142
2.4 Liaison covalente et liaison ionique	144
a) Constante de force et énergie de liaison	144
b) Caractère ionique partiel d'une liaison covalente	145
c) Pouvoir polarisant et polarisabilité	146
d) Longueur de liaison. Rayon atomique et rayon ionique	147
e) Aspect directionnel des liaisons ionique et covalente	149
Questions	151
Réponses	151

CHAPITRE 7

STRUCTURE DES IONS ET DES
MOLÉCULES POLYATOMIQUES

1 Valence et coordinence	153
1.1 Valence	153
a) État fondamental. État de valence	153
b) Règle de l'octet	154
1.2 Coordinence	154
a) La liaison de coordinence	154
b) Nombre de coordination et complexes	155
2 Architecture des molécules	156
2.1 Hybridation tétragonale sp^3	157
a) Le méthane CH_4	157
b) Le diamant	158
c) L'ammoniac NH_3	158
d) L'eau H_2O	159
2.2 Hybridation trigonale sp^2	159
a) Le triméthylborane $B(CH_3)_3$	159
b) L'éthylène C_2H_4	160
2.3 Hybridation digonale sp	161
a) L'hydruure de béryllium $H-Be-H$	161
b) L'acétylène $H-C\equiv C-H$	161
c) Le cyanure d'hydrogène $H-C\equiv N$	162
2.4 Hybridation des orbitales d	162
a) Hybridation dsp^2	163
b) Hybridation d^2sp^3	163
2.5 Moments de liaison	165
3 Conformations et configurations	166
3.1 Conformations des molécules acycliques	167
1° La libre rotation. Cas de la molécule d'éthane	167
2° Autres exemples	169
3.2 Conformations des molécules cycliques	170
3.3 Configurations des stéréo-isomères cis-trans	173
a) Composés avec une double liaison	173
b) Composés cycliques	174
c) Complexes stéréo-isomères	175
3.4 Configurations des stéréo-isomères optiques	176
a) Lumière naturelle et lumière polarisée rectiligne	176
b) Activité optique	176
c) Énantiomérie et chiralité	178
d) Mesure de l'activité optique	189
e) Origine de l'activité optique	181
f) Structure de quelques composés actifs	183
3.5 Configurations des diastéréo-isomères	190
4 Délocalisation des électrons	191
4.1 Le benzène	191
a) Orbitales moléculaires π du benzène	192
b) Méthode de la mésomérie	194

c) Énergie de conjugaison ou énergie de mésomérie	195
4.2 Autres systèmes cycliques délocalisés	196
a) Cycles azotés	196
b) Cycles oxygénés ou soufrés	197
c) Le concept d'aromaticité	197
4.3 Systèmes délocalisés non cycliques	198
a) Le butadiène	198
b) Le dioxyde de carbone CO_2	198
c) Le dioxyde d'azote NO_2	200
d) Les oxydes de soufre SO_2 et SO_3	202
4.4 Caractère π des doublets non liants	202
a) Le trifluorure de bore	203
b) L'ion complexe PtCl_4^{--}	203
c) Amides substitués	203
4.5 Délocalisation et moment dipolaire	204
a) Effet inductif	205
b) Effet mésomère	205
c) Conclusion	205
Questions	206
Réponses	208

CHAPITRE 8

LES ÉTATS DE LA MATIÈRE

LES LIAISONS INTERMOLECULAIRES

A. État gazeux	211
1 Le gaz parfait	211
1.1 La théorie cinétique	211
a) Hypothèses	211
b) Calcul de la pression d'un gaz parfait	212
c) La loi de MARIOTTE	213
d) Interprétation cinétique de la température	214
e) Équipartition de l'énergie	214
1.2 Distribution des vitesses et des énergies moléculaires	214
a) Fonction de distribution des vitesses	214
b) Distribution des énergies	216
2 Le gaz réel	216
2.1 Équation d'état des gaz réels	216
2.2 Les forces intermoléculaires	218
B. État solide	219
1 Cristaux moléculaires	220
1.1 Les liaisons de VAN DER WAALS	220
a) Cristaux apolaires : le cristal d'iode	220
b) Cristaux polaires : le cristal de monoxyde de carbone CO	221
c) Propriétés des liaisons de VAN DER WAALS	222
1.2 La liaison hydrogène	224
a) Nature de la liaison hydrogène	224
b) Le cristal de glace	225
c) Les liaisons hydrogène non linéaires	225

d) Importance des liaisons hydrogène	
2 Cristaux covalents	
2.1 Le diamant et le graphite	
2.2 Autres exemples	
a) Macrostructures tridimensionnelles	
b) Macrostructures bidimensionnelles	
c) Macrostructures unidimensionnelles	
3 Cristaux métalliques	
3.1 Nature de la liaison métallique	
3.2 Conséquence importante : la conductibilité	
a) Conductibilité thermique	
b) Conductibilité électrique	
3.3 Autres propriétés des métaux	
4 Cristaux ioniques	
4.1 Le cristal de chlorure de sodium	
a) Maille cristalline	
b) Ions contenus dans une maille	
c) Compacité du cristal	
4.2 Propriétés des cristaux ioniques	
4.3 Calcul de l'énergie cristalline	
a) Calcul de l'énergie totale coulombienne E_c	
b) Évaluation du terme de répulsion E_R	
c) Calcul de l'énergie cristalline E_{crist}	
d) Résultats numériques	
4.4 Stoechiométrie et nonstoechiométrie	
a) Les défauts dans les réseaux cristallins	
b) Conséquences sur les propriétés	
c) Importance des composés non-stoechiométriques	
5 L'étude des solides par les rayons X ou radio-cristallographie	
5.1 Réseaux et systèmes cristallins	
5.2 La diffraction des rayons X par les cristaux	
5.3 Application : diagramme de rayons X d'un solide	
C. État liquide	
1 Structure des liquides et changements d'état	
1.1 Aspect structural des changements d'état	
a) Transformation solide $\rightleftharpoons$ liquide	
b) Transformation liquide $\rightleftharpoons$ gaz	
c) Le désordre dans les liquides	
1.2 Diffraction des rayons X par les liquides	
1.3 Vaporisation	
a) Vaporisation dans un récipient ouvert : évaporation	
b) Vaporisation dans un récipient fermé	
1.4 Ébullition	
a) Mécanisme de l'ébullition	
b) Ébullition d'un mélange de liquides	
c) Distillation fractionnée	
1.5 Fusion	

1.6	Dissolution	259
a)	Mécanisme de la dissolution	259
b)	Dissolution sélective et chromatographie	260
2	Structure et constantes physiques	263
2.1	Point de fusion	263
2.2	Point d'ébullition	264
2.3	Solubilité	264
2.4	Rôle des liaisons hydrogène	264
	Questions	265
	Réponses	268

CHAPITRE 9

PROPRIÉTÉS OPTIQUES ET MAGNÉTIQUES DE LA MATIÈRE

A. Propriétés optiques	271
1 Énergie des molécules	271
1.1 Niveaux vibrationnels	272
a) Vibration d'objets de dimensions macroscopiques	272
b) Vibration d'une molécule diatomique	274
1.2 Niveaux rotationnels	274
a) Rotation d'un système rigide de deux boules de dimensions macroscopiques	275
b) Rotation d'une molécule diatomique	276
1.3 Niveaux électroniques	277
1.4 Molécules polyatomiques	278
a) Degrés de liberté	278
b) Niveaux d'énergie	278
1.5 Énergie de translation	279
2 Spectroscopie d'absorption	280
2.1 Mécanisme de l'absorption des radiations	281
a) La molécule tourne	281
b) La molécule vibre	282

2.2	Spectroscopie infra-rouge	282
a)	Principe du spectromètre	282
b)	Spectre de vibration-rotation d'une molécule diatomique à l'état gazeux : le chlorure d'hydrogène	283
c)	Spectre infra-rouge des molécules polyatomiques	286
2.3	Spectroscopie électronique	288
a)	Principe de la spectroscopie électronique	288
b)	Relation entre la délocalisation des électrons et l'absorption ultraviolette ou visible	290
c)	Couleur des corps	290
d)	Spectres électroniques des ions complexes métalliques	292
3	Spectroscopie de diffusion	295
	Règles de sélection	296
	Intensité des raies RAMAN	297
	Spectromètre RAMAN	297
B.	Propriétés magnétiques	298
1	Paramagnétisme et diamagnétisme	298
1.1	Magnétisme et structure électronique	299
1.2	Propriétés magnétiques des ions	299
a)	Ions libres	299
b)	Ions complexes	300
2	Résonance magnétique nucléaire	300
a)	Le spin nucléaire	300
b)	Le cas du proton ^1H	300
c)	Principe de la résonance nucléaire	302
d)	Spectromètre de résonance magnétique nucléaire	302
e)	Utilité de la spectroscopie RMN	302
	Questions	303
	Réponses	305

DEUXIÈME PARTIE : LA RÉACTION CHIMIQUE

CHAPITRE 10

PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE ET THERMOCHIMIE

1 Le premier principe de la thermodynamique . . .	312
1.1 Définitions . . .	312
a) Système . . .	312
b) État, fonctions d'état . . .	312
c) Transformation quasi statique, transformation réversible . . .	312

1.2 Énoncé du premier principe : l'énergie interne	313
1.3 Expression mathématique du premier principe	314
1.4 Expression différentielle du premier principe	315
a) Calcul du travail échangé au cours d'une transformation réversible	315
b) Expression différentielle du premier principe	316
1.5 Autres énoncés du premier principe	317

2 Application aux réactions chimiques, Thermochimie	318
2.1 Expressions de la chaleur de réaction	318
a) Réaction à volume constant	318
b) Réaction à pression constante	318
c) Relation entre chaleur de réaction à volume constant et chaleur de réaction à pression constante	318
d) Ordre de grandeur de la différence entre la chaleur de réaction à pression constante et la chaleur de réaction à volume constant	319
e) Conclusions	320
2.2 Enthalpies de formation	320
a) Formation d'un composé	320
b) Formation d'une liaison	321
2.3 Variation de l'enthalpie de réaction avec la température	323
2.4 Détermination des enthalpies de réaction	324
a) Mesure des enthalpies de réaction	325
b) Calcul des enthalpies de réaction	326
Questions	330
Réponses	331

CHAPITRE 11

SECOND PRINCIPE DE LA
THERMODYNAMIQUE ET ÉVOLUTION
DES SYSTÈMES CHIMIQUES

1 Le second principe de la thermodynamique	333
1.1 Évolutions naturelles	333
1.2 Énoncé du second principe	334
1.3 Fonctionnement des machines thermiques	335
2 La notion d'entropie	336
2.1 Définition de l'entropie	336
2.2 L'entropie et le second principe	338
2.4 La signification statistique de l'entropie	341
a) Entropie et désordre moléculaire	341
b) Interprétation de certains phénomènes physico-chimiques	342
c) L'entropie absolue	343
2.5 Calculs d'entropies	344
a) Entropie d'une substance	344
b) Entropie d'une réaction	345
3 Évolution d'un système non isolé	346
3.1 Définition de l'enthalpie libre	346
3.2 Critère de transformation	347
3.3 Application aux réactions chimiques	348
Questions	351
Réponses	352

CHAPITRE 12

LES ÉQUILIBRES CHIMIQUES

1 Définition des équilibres chimiques	353
1.1 Réaction complète - Réaction incomplète	353
a) Pas d'évolution	353
b) Évolution	353
c) Évolution, jusqu'à disparition d'une ou plusieurs substances	353
1.2 Étude expérimentale d'une réaction incomplète	354
1.3 Équilibre homogène - Équilibre hétérogène - Phase	355
a) Équilibre homogène	355
b) Équilibre hétérogène	355
c) Phase	356
2 La constante d'équilibre	356
2.1 Loi de GULDBERG et WAAGE	356
a) Cas général	356
b) Cas d'un équilibre hétérogène	356
c) Cas particulier des systèmes gazeux	356
2.2 Démonstration de la loi de GULDBERG et WAAGE	356
2.3 Variation de la constante d'équilibre avec la température	356
a) Équation de VAN 'T HOFF	356
b) Application	356
3 Les facteurs d'équilibre	356
3.1 Principe de LE CHATELIER et conséquences	356
a) Température	356
b) Pression totale	356
c) Concentrations (ou pressions partielles)	356
3.2 Variance d'un système en équilibre	356
a) Définition de la variance	356
b) Calcul de la variance	356
c) Règle des phases	356
d) Représentations des équilibres	356
4 Aspects complémentaires de l'étude des équilibres	356
4.1 Coefficient de dissociation	356
a) Sa définition	356
b) Détermination du coefficient de dissociation	356
4.2 Rendement d'une réaction équilibrée	356
a) Influence des proportions des réactifs	356
b) Rendement par rapport à un réactif	356
c) Introduction d'un gaz inerte dans un équilibre homogène gazeux	356
Questions	356
Réponses	356

CHAPITRE 13

OXYDO - RÉDUCTION

1 Les notions d'oxydation et de réduction	356
---	-----

1.1 Sens classiques de l'oxydation et de la réduction	375	2.1 Définitions des acides et des bases	400
a) Première définition	375	2.2 Conséquences de la définition de BRØNSTED	402
b) Extensions des notions	375	a) Couple acide-base conjugués	402
c) Réactions ioniques : interprétation de l'oxydo-réduction	375	b) Comportement de l'eau. Les substances amphotères	402
1.2 Nombre d'oxydation d'un élément	376	c) Acidité et basicité multiples. Molarité. Normalité	403
a) Définition du nombre d'oxydation	376	2.3 Force des acides et des bases	403
b) Détermination du nombre d'oxydation	377	a) Les deux types d'acides et de bases	403
1.3 Applications du nombre d'oxydation	378	b) Force relative des acides et des bases	405
a) Définition de l'oxydo-réduction	378	Questions	406
b) Propriétés chimiques des éléments	378	Réponses	407
c) Détermination des coefficients d'une réaction	379		
1.4 Limites dans l'utilisation du nombre d'oxydation	380	CHAPITRE 15	
2 Oxydo-réduction et électrochimie	380	LE pH DES ACIDES ET DES BASES	
2.1 Électrolyse	381	1 Calcul du pH d'un acide (ou d'une base)	409
2.2 Piles électrochimiques	381	1.1 Acide fort et base forte	409
2.3 Potentiel d'électrode	383	1.2 Acide et base faibles	409
a) Équation de NERNST	383	1.3 Validité des approximations. Calcul rigoureux	410
b) Définition et mesure du potentiel d'électrode	383	2 Mesure du pH	412
2.4 Applications	386	2.1 Méthodes électrochimiques	412
a) Détermination des constantes d'équilibre d'oxydo-réduction	386	a) Principe	412
b) Mesure du pouvoir oxydant (et du pouvoir réducteur)	386	b) Réalisation pratique de la mesure. pH mètre	413
c) Titrages d'oxydo-réduction	388	2.2 Indicateurs colorés	414
d) Énergie d'oxydo-réduction	389	a) Définition	414
Questions	391	b) Domaine de virage	414
Réponses	392	c) Utilisation de l'indicateur coloré	415
		3 Neutralisation d'un acide par une base et inversement	415
CHAPITRE 14		3.1 Acide et base forts	416
LES SOLUTIONS IONIQUES		3.2 Acide faible — Base forte	418
ACIDES ET BASES		3.3 Base faible — Acide fort	421
1 La dissociation ionique	393	3.4 Les solutions tampons	421
1.1 Mise en évidence et mécanisme de la dissociation ionique	393	a) Définition et exemples	422
a) Existence des ions en solution	395	b) Mise en évidence de l'effet tampon	423
b) Mécanisme de la dissociation	395	c) Réalisation d'une solution tampon	423
1.2 L'équilibre de dissociation	396	4 Équilibres multiples : Ampholytes ; Polyacides ; Polybases	424
a) Existence d'un équilibre	397	4.1 Les substances amphotères ou ampholytes	424
b) Influence de la concentration	397	4.2 Neutralisation d'un polyacide (ou d'une polybase)	425
1.3 L'auto-ionisation de l'eau et le pH	398	4.3 Problèmes sur les équilibres multiples	426
a) Le produit ionique de l'eau	398	Questions	428
b) La notion de pH	399	Réponses	429
2 Généralités sur les acides et les bases	400		
		CHAPITRE 16	
		LES SELS EN SOLUTION	
		1 Étude des sels solubles. Le phénomène d'hydrolyse	431

1.1 Définition de l'hydrolyse	431
1.2 Lois de l'hydrolyse	432
1.3 pH d'une solution saline	434
2 Étude des sels peu solubles. Produit de solubilité	435
2.1 Définition	346
2.2 Passage de la solubilité au produit de solubilité et inversement	436
2.3 Déplacement de l'équilibre de solubilité	436
2.4 Séparation par précipitation	437
3 Les sels complexes en solution	438
3.1 Définition et propriétés	438
3.2 La dissociation des complexes en solution	439
3.3 Méthodes d'étude des complexes en solution	441
a) Objet de l'étude des complexes	441
b) Exemples de méthodes d'étude	441
3.4 Importance des complexes en solution	442
4 Complément : potentiel normal apparent et domaines d'existence des particules	442
4.1 pH et oxydo-réduction	444
4.2 Complexes et oxydo-réduction	445
Questions	446
Réponses	447

CHAPITRE 17

VITESSES ET MÉCANISMES DES RÉACTIONS

1 Généralités	449
1.1 Réactions lentes. Réactions rapides	449
1.2 Vitesse de réaction	449
1.3 Réactions élémentaires. Réactions complexes	451
2 Les réactions élémentaires	451
2.1 Loi de vitesse	452
a) Réactions dimoléculaires	452
b) Réactions trimoléculaires	453
c) Réactions monomoléculaires	453
2.2 Théorie des collisions	453
a) Influence des concentrations	453
b) Le facteur stérique	455
c) Énergie d'activation	456
d) Influence de la température	457

2.3 Théorie du complexe activé	
a) Le complexe activé. Calcul de l'énergie d'activation	
b) Calcul de la constante de vitesse. Enthalpie et entropie d'activation	
c) Exemples de complexes activés	
2.4 Variation de l'énergie d'activation. Catalyse	
a) Catalyse hétérogène	
— hydrogénation de l'éthylène	
— mécanisme général de la catalyse hétérogène	
b) Catalyse homogène	
— catalyse acido-basique	
— catalyse d'oxydo-réduction	
— autocatalyse	
— catalyse enzymatique	
3 Les réactions complexes	
3.1 Variation des concentrations au cours du temps	
a) Réactions d'ordre 1	
b) Réactions d'ordre 2	
c) Cas général: Réactions d'ordre n	
d) Réactions réversibles	
3.2 Cinétique expérimentale : détermination de l'ordre	
a) Utilisation de la loi de vitesse intégrée	
b) Utilisation de la loi de vitesse différentielle	
c) Mesure des variations de concentrations	
3.3 Mécanismes réactionnels	
a) Succession de processus élémentaires	
b) Réactions enzymatiques	
c) Réactions photochimiques et radiochimiques	
d) Réactions en chaîne	
Questions	
Réponses	

Appendice I : symboles, numéros atomiques et masses atomiques des éléments

Appendice II : constantes physiques et caractéristiques de l'atome. Conversion d'unités

Appendice III : potentiels standards d'oxydo-réduction : propriétés des éléments

Index

Terminologie anglaise