

Table des matières

Chapitre I. Notions élémentaires	13
I.1. Introduction	13
I.2. Définitions de base	14
I.3. La théorie atomique classique	15
I.3.a. Loi des proportions définies (Proust 1805)	15
I.3.b. Loi des proportions multiples (Dalton 1804)	16
I.3.c. La théorie atomique de Dalton (1808)	16
I.4. Les masses atomiques	17
I.4.a. Loi volumétrique de Gay-Lussac (1808)	17
I.4.b. L'hypothèse d'Avogadro (1811)	18
I.4.c. Notion de masse atomique	18
I.4.d. La masse moléculaire	21
I.4.e. La mole	21
I.4.f. Le nombre d'Avogadro	22
I.5. La stœchiométrie des solutions	22
I.6. Premier aperçu de la structure atomique	23
I.6.a. Décharge électrique dans les gaz	23
I.6.b. La radioactivité	25
I.6.c. Les isotopes	26
I.6.d. La structure du noyau atomique	26
I.6.e. L'atome divisible	26
I.7. Première classification des éléments	27
I.7.a. Les grandes divisions du tableau périodique	29
I.8. Energie d'ionisation, électroaffinité et électronégativité	31
I.8.a. Énergie d'ionisation	31
I.8.b. Électroaffinité	33
I.8.c. Électronégativité	34
I.9. Le nombre d'oxydation	35
I.10. Exercices	36
I.11. Réponses aux exercices et aide dirigée	39
Chapitre II. Nomenclature en chimie inorganique	43
II.1. Composés formés de deux « entités »	43
II.2. Composés formés d'ions polyatomiques	45

II.3.	Nomenclature des acides	46
II.4.	Les hydrates	47
II.5.	Exercices	47
II.6.	Réponses aux exercices et aide dirigée	51
Chapitre III.	Réactions et équations chimiques	55
III.1.	Écriture des équations chimiques	55
III.2.	Équilibrer ou pondérer les équations chimiques	56
III.3.	Traitement quantitatif de la réaction chimique	56
III.4.	Exercices	58
III.5.	Réponses aux exercices et aide dirigée	59
Chapitre IV.	Les grandes réactions de la chimie inorganique	63
IV.1.	Propriétés générales des solutions aqueuses	63
IV.2.	Les réactions de précipitation	65
IV.3.	Les réactions acide-base	66
IV.3.a.	Force des acides et des bases	66
IV.3.b.	Constante d'équilibre d'une réaction acide-base	69
IV.3.c.	Diagramme de bilan	69
IV.4.	Les réactions de transfert d'électron	71
IV.4.a.	Couple réducteur-oxydant	72
IV.4.b.	Écrire et pondérer les réactions d'oxydo-réduction	73
IV.4.c.	Échelle d'oxydo-réduction standard	75
IV.4.d.	Quelques réactions d'oxydo-réductions intéressantes	76
IV.5.	Réaction de formation de complexes de coordination	78
IV.5.a.	Les complexes inorganiques	78
IV.5.b.	Les complexes en science de la vie	79
IV.6.	Exercices	80
IV.7.	Réponses aux exercices et aide dirigée	84
Chapitre V.	Structure de l'atome	93
V.1.	Ondes et radiations électromagnétiques	93
V.2.	L'hypothèse de Planck	95
V.3.	L'effet photoélectrique	95
V.4.	Les spectres atomiques	96
V.5.	Le modèle de Bohr	97
V.6.	Les propriétés ondulatoires de l'électron	99
V.7.	Le principe d'incertitude d'Heisenberg	100

V.8.	Les orbitales atomiques et leur énergie ou l'atome selon la mécanique quantique.	101
V.8.a.	Les fonctions d'ondes	101
V.8.b.	Les nombres quantiques	102
V.8.c.	La forme des orbitales atomiques	104
V.8.d.	L'énergie des orbitales	107
V.8.e.	La charge nucléaire effective	107
V.9.	La configuration électronique des éléments ou «la construction du tableau périodique».	109
V.9.a.	Le spin de l'électron	109
V.9.b.	Le principe d'exclusion de Pauli	109
V.9.c.	Organisation des couches électroniques	110
V.9.d.	Règles de remplissage des couches (Aufbau)	110
V.10.	Exercices	112
V.11.	Réponses aux exercices et aide dirigée.	113
Chapitre VI.	Le tableau périodique des éléments	115
VI.1.	La classification périodique des éléments.	115
VI.2.	Les propriétés périodiques des éléments.	118
VI.2.a.	Métaux et non-métaux.	118
VI.2.b.	Le rayon atomique.	119
VI.2.c.	L'énergie d'ionisation	121
VI.2.d.	L'électroaffinité	122
VI.2.e.	L'électronégativité	123
VI.2.f.	Le rayon ionique	124
VI.3.	Exercices	125
VI.4.	Réponses aux exercices et aide dirigée.	127
Chapitre VII.	La liaison chimique.	129
VII.1.	La liaison ionique	129
VII.2.	La liaison covalente pure.	130
VII.2.a.	Formation de H ₂	130
VII.2.b.	Description de la liaison H-H dans le modèle ondulatoire	132
VII.2.c.	Formation de quelques molécules diatomiques homonucléaires.	134
VII.3.	La liaison covalente polarisée.	137
VII.4.	Structures de Lewis.	138
VII.5.	La notion de résonance	139
VII.6.	L'hybridation des orbitales	140
VII.6.a.	Hybridation <i>sp</i>	141

VII.6.b.	Hybridation sp^2	142
VII.6.c.	Hybridation sp^3	143
VII.6.d.	Autres formes d'hybridation.	144
VII.6.e.	Liaisons simples et multiples.	145
VII. 7.	La géométrie des molécules	148
VII.7.a.	Molécules linéaires (hybridation sp).	149
VII.7.b.	Molécules triangulaires planes (plan trigonal) (hybridation sp^2)	149
VII.7.c.	Molécules courbées ou angulaires	150
VII.7.d.	Molécules tétraédrique (hybridation sp^3)	150
VII.7.e.	Molécules trigonale bipyramidale (hybridation sp^3d)	151
VII.7.f.	Molécules octaédriques (hybridation sp^3d^2 ou d^2sp^3).	152
VII.8.	Les forces de cohésion faibles.	155
VII.8.a.	Forces de Van der Waals	155
VII.8.b.	La liaison hydrogène	157
VII.9.	La liaison métallique	157
VII.10.	Exercices	157
VII.11.	Réponses aux exercices et aide dirigée.	163
Chapitre VIII. Les gaz.	167
VIII.1.	Les états de la matière.	167
VIII.1.a.	Le volume d'un gaz	168
VIII.1.b.	La pression.	168
VIII.1.c.	La température d'un gaz	171
VIII.2.	Les lois des gaz	172
VIII.2.a.	Loi de Boyle	172
VIII.2.b.	Loi de Charles	173
VIII.2.c.	Loi de Dalton.	175
VIII.2.d.	Principe d'Avagadro	176
VIII.2.e.	Loi du gaz parfait	177
VIII.2.f.	Écart à la loi des gaz parfaits	178
VIII.2.g.	Liquéfaction des gaz	178
VIII.3.	Exercices	179
VIII.4.	Réponses aux exercices et aide dirigée.	180
Chapitre IX. Thermodynamique – Le premier principe	183
IX.1.	Systèmes	183
IX.2.	Travail, énergie et chaleur.	184
IX.3.	Le premier principe.	187

IX.4.	L'enthalpie	188
IX.5.	Capacité calorifique à pression constante et à volume constant.	190
IX.6.	Enthalpie de changement de phase	191
IX.7.	L'enthalpie des transformations chimiques.	193
IX.7.a.	Enthalpie de réaction	193
IX.7.b.	Combinaison des enthalpies de réaction: Loi de Hess	195
IX.7.c.	Enthalpie de combustion	198
IX.7.d.	Enthalpies standard de formation	199
IX.8.	Cycle de Haber-Born.	200
IX.9.	Enthalpies de liaison	202
IX.10.	Variation de l'enthalpie avec la température.	204
IX.11.	Exercices	206
IX.12.	Réponses aux exercices et aide dirigée.	209
Chapitre X.	Thermodynamique: 2^e et 3^e principes.	211
X.1.	Entropie et désordre	212
X.2.	Variations d'entropie	215
X.3.	Variations d'entropie liées aux changements d'état physique.	216
X.4.	Interprétation moléculaire de l'entropie	219
X.5.	Entropies molaires standard	219
X.6.	Entropies standard de réaction	221
X.7.	Variation d'entropie de l'environnement.	222
X.8.	La variation globale d'entropie	224
X.9.	Équilibre	227
X.10.	Énergie libre	228
X.11.	Énergie libre de réaction	231
X.12.	Énergie libre et travail.	234
X.13.	Effet de la température	235
X.14.	Exercices	236
X.15.	Réponses aux exercices et aide dirigée.	239
Chapitre XI.	Équilibre chimique.	241
XI.1.	Le caractère dynamique de l'équilibre	241
XI.2.	Expression de la constante d'équilibre	242
XI.3.	Équilibre chimique et thermodynamique	245
XI.4.	Loi de Le Chatelier ou réponse d'un équilibre à une variation des conditions	247
XI.4.a.	Effet de la concentration	247

XI.4.b.	Effet de la pression	248
XI.4.c.	Effet de la température	250
XI.4.d.	Principe de Berthollet	251
XI.5.	Exercices	252
XI.6.	Réponses aux exercices et aide dirigée	254
Chapitre XII. Les propriétés physiques des solutions		257
XII.1.	Introduction	257
XII.2.	L'enthalpie de dissolution	257
XII.3.	Effet de l'entropie sur la dissolution	258
XII.4.	Facteurs affectant la solubilité	259
XII.5.	Les propriétés colligatives	260
XII.5.a.	Abaissement de la pression de vapeur	260
XII.5.b.	Abaissement du point de congélation et élévation du point d'ébullition	261
XII.5.C.	La pression osmotique	262
XII.6.	Exercices	264
XII.6.	Réponses aux exercices	265
Chapitre XIII. Acides et bases		267
XIII.1.	Acides et bases selon Arrhenius	267
XIII.2.	Le concept de Brønsted-Lowry	268
XIII.3.	Force relative des acides et des bases	268
XIII.4.	Structure moléculaire et force des acides	270
XIII.5.	L'auto-ionisation de l'eau	271
XIII.6.	L'échelle de pH	272
XIII.7.	Notions de pK_A et pK_B	273
XIII.8.	pH d'une solution d'un acide fort ou d'une base forte	274
XIII.9.	pH d'une solution d'acide faible	275
XIII.10.	pH d'une solution de base faible	278
XIII.11.	pH d'une solution d'un sel	279
XIII.12.	Le pH de solutions aqueuses contenant plusieurs acides ou plusieurs bases	281
XIII.13.	Les solutions tampons	282
XIII.14.	pH des solutions d'acides polyprotiques et de leurs sels	286
XIII.15.	pH d'une solution très diluée d'acide fort	289
XIII.16.	Titrages acide-base	290
XIII.16.a.	Les indicateurs acide-base	290

XIII.16.b. Titration d'un acide fort par une base forte.	291
XIII.16.c. Titration d'une base forte par un acide fort.	293
XIII.16.d. Titration d'un acide faible par une base forte.	293
XIII.16.e. Titration d'une base faible par un acide fort.	295
XIII.16.f. Titration d'un acide polyprotique par une base forte.	296
XIII.17. Exercices	298
XIII.17. Réponses aux exercices et aide dirigée.	305
Chapitre XIV. La solubilité des sels	311
XIV.1. Le produit de solubilité des sels (K_{SP}).	311
XIV.2. Relation entre le produit de solubilité et la solubilité	312
XIV.3. Effet d'ion commun sur l'équilibre de solubilité.	313
XIV.4. Solubilité et activité.	313
XIV.5. Détermination quantitative de la précipitation	314
XIV.6. Influence du pH sur la solubilité.	314
XIV.7. Solubilité et ions complexes	315
XIV.8. Les ions complexes dans les réactions acido-basiques.	316
XIV.9. Exercices	316
XIV.10. Réponses aux exercices et aide dirigée.	318
Chapitre XV. L'électrochimie	321
XV.1. La conductivité des systèmes	321
XV.1.a. Les conducteurs métalliques.	321
XV.1.b. Les conducteurs électrolytiques	321
XV.2. L'électrolyse.	322
XV.3. La loi de Faraday ou l'électrolyse quantitative	325
XV.4. Les cellules galvaniques (piles)	326
XV.5. La force électromotrice des piles	328
XV.6. Les potentiels d'électrode	329
XV.7. Utilisation des potentiels standards d'électrode	333
XV.8. Détermination effective des potentiels d'électrode.	334
XV.9. La loi de Nernst.	335
XV.10. Les piles de concentration.	336
XV.11. La mesure du pH.	337
XV.12. Exercices	338
XV.13. Réponses aux exercices et aide dirigée.	345

Chapitre XVI. Notions de cinétique	347
XVI.1. Classification des systèmes réactionnels	347
XVI.2. Facteurs influençant la vitesse de réaction	348
XVI.2.a. Activation thermique	350
XVI.2.b. Activation catalytique	351
XVI.2.c. Autres modes d'activation	352
XVI.3. La vitesse de réaction	352
XVI.4. La réaction d'ordre un	353
XVI.5. La réaction d'ordre deux	355
XVI.6. Détermination de l'ordre d'une réaction par la méthode des vitesses initiales	356
XVI.7. Le relation d'Arrhenius ou l'effet de la température sur la vitesse de réaction	358
XVI.8. Exercices	359
XVI.9. Réponses aux exercices et aide dirigée	361
Annexe 1. Les unités	365
Les unités dans le système international (SI)	365
Les unités dérivées courantes	365
Annexe 2. Les constantes fondamentales	366
Annexe 3. Rappels mathématiques	367
Équation quadratique	367
Exposants et logarithmes	367
Annexe 4. pK_A de différents acides à 25°C dans l'eau	368
Annexe 5. Produits de solubilité à 25°C dans l'eau pure	370
Annexe 6. Constantes de formation d'ions complexes à 25°C	371
Annexe 7. Potentiels standard de réduction à 25°C	373