

ABRÈGÉS

Chimie physique

Ph. Courrière

MASSON 

TABLE DES MATIÈRES

Première partie : ATOMISTIQUE ET LIAISONS CHIMIQUES

I- NOTIONS PRELIMINAIRES	3
I - Constitution de la matière	3
1. Propriétés physiques et propriétés chimiques	3
2. Mélanges et corps purs	4
3. Corps simples et corps composés	4
II - Atomes et molécules	5
1. Lois des combinaisons chimiques	5
2. Discontinuité de la matière	6
3. Conclusion : atomes et molécules	6
III - Masse atomique et masse moléculaire	8
IV - La mole	9
1. Définition	9
2. Masse molaire	10
3. Volume molaire	11
V - Caractéristiques quantitatives d'une solution	11
1. Définitions	11
2. Expressions de la concentration	12
2- LES CONSTITUANTS DE L'ATOME	14
I - L'électron	14
1. Discontinuité de l'électricité	14
2. Caractéristiques de l'électron en mécanique classique	16
II - Le noyau atomique	18
1. Expérience de Rutherford	18
2. Les constituants du noyau : les nucléons	19
III - L'atome	20
1. Caractéristiques	20
2. Notions d'isotopie	21
3- STRUCTURE DE L'ATOME	23
I - Les insuffisances des théories classiques	23
1. Spectre de l'atome d'hydrogène	23
2. Les modèles classiques	24
3. Les insuffisances de ces théories	27
II - Les fondements de la théorie quantique	27
1. Corpuscule et onde associée	27
2. Bases théoriques de la mécanique quantique	29
3. Valeurs propres et fonctions propres	32
III - L'atome d'hydrogène	34
1. Équation de Schrödinger	34
2. Les nombres quantiques et leur signification	36
3. Les différents types d'orbitales atomiques	37

4. Le spin de l'électron	43
5. Couplage spin-orbite	45
IV - Les systèmes polyélectroniques	46
1. Approche théorique	46
2. Le remplissage électronique des orbitales atomiques	49
4 - LA CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS	52
I - La classification périodique actuelle	52
1. Les 18 premiers éléments	52
2. Les autres périodes	54
3. Le tableau périodique	56
II - Classification et propriétés	57
1. Propriétés chimiques	57
2. Propriétés physiques	60
5 - LA LIAISON IONIQUE	65
I - Caractères généraux des liaisons	65
II - La liaison ionique	66
1. La théorie de Kossel	66
2. Énergie de liaison	68
6 - LA LIAISON COVALENTE	72
I - Hypothèse de Lewis et Langmuir	72
1. Possibilités énergétiques d'une liaison	72
2. Notation de Lewis	73
II - Forme des molécules - Théorie V.S.E.P.R.	74
1. Molécules symétriques	75
2. Les autres types de molécules	77
III - La molécule d'hydrogène.	77
1. Principe de la méthode L.C.A.O.	77
2. Aspect énergétique	78
3. Orbitales moléculaires liantes et antiliantes sigma (σ)	79
IV - Structure des molécules homonucléaires	82
1. Liaison covalente simple	82
2. Liaisons multiples et orbitales moléculaires pi (π)	83
3. Énergie et caractère liant global	85
4. Diamagnétisme, paramagnétisme et structure électronique	87
V - Les molécules hétéronucléaires	88
1. Formation du fluorure d'hydrogène HF	88
2. Conséquences : moment dipolaire	90
3. Caractère ionique partiel d'une liaison covalente	91
4. Polarisabilité et pouvoir polarisant	91
7 - STRUCTURE DES MOLÉCULES POLYATOMIQUES	93
I - Molécules polyatomiques non conjuguées	93
1. Nécessité d'un autre concept d'orbitale atomique	93
2. Principaux types d'hybridation des orbitales atomiques	94
3. Propriétés générales des liaisons localisées	98

II - Les molécules polyatomiques conjuguées	99
1. Structure de la molécule de benzène	99
2. Caractère aromatique	102
3. Molécule non cyclique : le butadiène	103
III - Liaison des composés de coordination	103
1. Définitions	103
2. Structure des complexes et covalence dative	104
3. Isoméries des complexes inorganiques	106
8 - LES AUTRES TYPES DE LIAISONS	108
I - La matière condensée	108
II - La liaison par « pont » hydrogène	109
1. Liaison hydrogène et états condensés	109
2. Mécanisme de formation	111
3. Exemples	112
III - Liaisons de van der Waals	113
1. Données expérimentales	113
2. L'interaction de Keesom	114
3. L'interaction de Debye	115
4. L'interaction de London	115
5. Importance relative de ces interactions	116
IV - La liaison métallique	117
1. Propriétés générales	117
2. Théorie de la liaison métallique	119
9 - LES CRISTAUX	123
I - Preuves de l'existence d'une structure ordonnée	123
1. Plans de clivage d'un cristal	123
2. Expérience de Von Laüe et Friedrich	124
II - Étude du cristal	124
1. Définitions	124
2. Droites et plans réticulaires	125
3. Indices de Miller	126
4. Différents types de mailles élémentaires	127
5. Coordonnées d'un nœud d'une maille	129
III - Les systèmes cristallins	129
1. Symétrie d'un cristal	129
2. Les sept systèmes cristallins	129
IV - Les cristaux moléculaires	130
1. Structure	130
2. Dimensions des atomes et des molécules	131
3. Propriétés	132
V - Les cristaux ioniques	133
1. Structure	133
2. Rayons ioniques	134
3. Propriétés	137
VI - Les cristaux covalents	137

1. Structure	137
2. Propriétés	138
Deuxième partie : LA RÉACTION CHIMIQUE	
10. THERMOCHIMIE	143
I - Énergie et thermodynamique	143
1. Le concept d'énergie	143
2. Définitions	143
II - Le langage thermodynamique	144
1. Système thermodynamique	144
2. Unités d'énergie	146
III - Le premier principe de la thermodynamique	146
1. L'énergie interne	146
2. L'enthalpie	148
IV - Applications aux systèmes chimiques	148
1. Chaleurs de réaction	149
2. Enthalpie de formation d'un composé	152
3. Énergie de liaison	153
V - Entropie et évolution	154
1. Entropie et deuxième principe	155
2. Entropie absolue d'un corps pur et troisième principe	157
3. Application : entropie de réaction	158
VI - Enthalpie libre et potentiel chimique	158
1. Transformation isobare et enthalpie	159
2. Variation de l'enthalpie libre	160
11 - LES ÉQUILIBRES CHIMIQUES	164
I - Généralités sur les équilibres chimiques	164
1. Notions d'équilibre chimique	164
2. Principaux types d'équilibre	165
II - La loi d'action de masse	166
1. Équilibre en milieu homogène	166
2. Équilibre en milieu hétérogène	168
3. Influence de la température sur les constantes d'équilibre	169
III - Les facteurs de l'équilibre	169
1. Influence de la température	170
2. Influence de la pression totale	171
3. Influence des concentrations	171
IV - Règle des phases	172
1. Définitions	172
2. Loi de Gibbs	173
3. Cas particulier du polymorphisme	174
V - Équilibre de précipitation	175
1. Réaction de précipitation et produit de solubilité	175
2. Dissolution d'un précipité	176

12 - CINÉTIQUE CHIMIQUE	178
I - Caractères généraux	178
II - Vitesse d'une réaction	178
1. Définition	178
2. Expression des vitesses de réaction	179
III - Détermination expérimentale des vitesses	180
1. Caractères généraux	180
2. Exemples de détermination	180
3. Interprétation des résultats - Courbe de réaction	181
IV - Concentration et ordre d'une réaction	182
1. Constante de vitesse - Ordre d'une réaction	182
2. Principaux types de réactions	183
3. Variation des concentrations avec le temps	184
V - Température et énergie d'activation	186
1. Formule d'Arrhénius	186
2. Interprétation	188
VI - Influence des radiations électromagnétiques	191
1. Mécanisme réactionnel	191
2. Rendement quantique	193
3. Exemples de réactions photochimiques	193
4. Réactions radiochimiques	194
13 - LA CATALYSE	195
I - Caractères généraux	195
1. Définitions	195
2. Rôle et propriétés des catalyseurs	195
3. Mécanisme général	196
II - La catalyse homogène	196
1. Formation d'un composé d'addition intermédiaire	197
2. Catalyse d'oxydo-réduction	197
3. Catalyse acido-basique	197
4. La photocatalyse	198
5. Catalyses particulières	199
III - La catalyse hétérogène	200
1. Caractères généraux	200
2. Cinétique de la catalyse hétérogène	200
3. Adsorption et tâches actives	201

Troisième partie : LES SOLUTIONS

14 - ÉQUILIBRE ACIDO-BASIQUE	205
I - Définition	205
II - Constante d'ionisation - Notion de pH	206
1. Rôle du solvant - Classification	206
2. Solvants aqueux - Notions de pH	207
3. Solvants organiques - Effet nivelant	208

III - Forces des acides et des bases	209
1. Acides et bases fortes dans l'eau	209
2. Acides et bases faibles	210
IV - Calcul du pH des solutions aqueuses	211
1. Méthode générale de calcul	211
2. Calcul des pH	211
V - Solutions tampons	214
1. Définition et obtention	214
2. pH d'une solution tampon-Equation de Henderson-Hasselbach	215
3. Pouvoir tampon	215
VI - Titration acido-basique	217
1. Principe	217
2. Titration d'un acide fort par une base forte	218
3. Titration d'un acide faible par une base forte	218
4. Indicateurs colorés	219
15 - LA REACTION D'OXYDO-RÉDUCTION	221
I - Concepts de base	221
1. Le transfert d'électrons	221
2. Nombre d'oxydation : définition et détermination	222
II - L'écriture de la réaction d'oxydo-réduction	223
III - Cellules électrochimiques	224
1. Description	225
2. Potentiel d'électrode et potentiel de cellule	225
3. Cellule galvanique	227
4. Potentiels standards de réduction	228
IV - Relation entre les paramètres électriques et chimiques d'une cellule électrochimique	229
1. Formule de Nernst	230
2. Relation entre le potentiel standard de la cellule et la constante d'équilibre de la réaction d'oxydo-réduction	232
3. Potentiel formel	232
V - Titrations redox	232
1. Principe	232
2. Les indicateurs redox	233
3. Les réactifs redox	233
OUVRAGES CITÉS EN RÉFÉRENCES EN FIN DE CHAPITRE	235
INDEX	237