

**ABRÉGÉS**

# Chimie générale

avec exercices et tests

G. GERMAIN  
R. MARI  
D. BURNEL

3<sup>e</sup> EDITION

MASSON



# TABLE DES MATIÈRES

Conseils pour utiliser ce livre.....	V
Avant-propos .....	XIII

## COURS ET ÉNONCÉS DES EXERCICES ET TESTS

### PREMIÈRE PARTIE

#### *L'atome et les liaisons chimiques*

##### *(Résumé)*

Structure de l'atome .....	3
La classification périodique des éléments .....	4
Liaisons et édifices ioniques .....	5
La liaison covalente .....	5
Modalités de la liaison chimique.....	6
<b>CHAPITRE PREMIER. — Atomes, molécules, définitions diverses</b> .....	9
1.1. Corps pur. Notion d'espèce chimique. Molécules .....	9
1.2. Corps simples. Notion d'élément. Atomes .....	10
1.3. Notation chimique .....	11
<b>TESTS</b> .....	12
<b>CHAPITRE 2. — Structure de l'atome</b> .....	13
2.1. Les constituants de l'atome .....	13
Aspect « vide » de la matière (13). Le noyau (13). Les électrons (14). Les isotopes (14). Remarques générales (15).	
2.2. Structure électronique des atomes .....	15
<i>L'atome d'hydrogène</i> .....	15
Le modèle planétaire (15). Le modèle de Bohr (16). Le modèle ondu- latoire. Notion d'orbitale (17).	
<i>Structure électronique des atomes autre que l'atome d'hydrogène</i> .....	18
Principes fondamentaux (18). Les nombres quantiques (18). Ordre de remplissage des orbitales. Représentation de la structure électronique d'un atome (20). Structure électronique d'un ion (22).	
<b>TESTS</b> .....	22
<b>CHAPITRE 3. — Classification périodique des éléments</b> .....	23
3.1. Historique.....	23
3.2. Principe de la classification actuelle .....	24

3.3. Description de la classification périodique des éléments.....	24
Description succincte des périodes (25). Description succincte des colonnes (25). Utilisation de la classification périodique des éléments (26).	
3.4. Potentiel d'ionisation. Affinité électronique. Electronegativité.....	26
Potentiel d'ionisation (26). Affinité électronique (27). Electronegativité (27).	
TESTS.....	27
<b>CHAPITRE 4. — Liaison chimique et édifices ioniques</b> .....	28
4.1. Les associations d'atomes.....	28
<i>Molécules ; espèces cristallines</i> .....	28
<i>La liaison chimique</i> .....	29
<i>Unicité de la liaison chimique</i> .....	30
4.2. La liaison ionique et les édifices ioniques .....	31
<i>Les ions</i> .....	31
<i>Les cristaux ioniques</i> .....	31
Le dispositif cristallin (31). La structure du cristal (31). Influence de la dimension des ions (34).	
4.3. Energie du réseau.....	35
4.4. Mise en solution des cristaux ioniques .....	35
TESTS.....	36
<b>CHAPITRE 5. — La liaison chimique covalente</b> .....	38
Nécessité d'un autre type de phénomène .....	38
5.1. Orbitales atomiques .....	38
La notion d'orbitale (38). L'orbitale <i>s</i> (39). Les orbitales <i>p</i> (39). Les atomes polyélectroniques (40).	
5.2. Orbitales moléculaires .....	41
L'ion $H_2^+$ (41). La molécule d'hydrogène (42). Ensembles diatomiques à 3 et 4 électrons (43).	
5.3. Les molécules hétéroatomiques .....	45
5.4. Molécules polyatomiques. Notion d'hybridation.....	46
L'hybridation (46). Propriétés des orbitales hybrides du carbone (50). Composés polymoléculaires et rotation libre (51). Mésonérie (53). Liaisons digonales (54).	
5.5. Orbitales et hybridations dans d'autres atomes que le carbone.....	54
L'ammoniac (55).	
5.6. Géométrie moléculaire.....	55
5.7. Règle de l'octet.....	56
TESTS.....	56
<b>CHAPITRE 6. — Modalités de la liaison chimique</b> .....	57
6.1. Liaison électronique entre deux atomes à électro-affinités différentes ..	57
6.2. Constitution des molécules polyatomiques.....	58
<i>L'ion <math>H^+</math> dans l'eau</i> .....	60
<i>Les composés oxygénés du soufre</i> .....	61
6.3. Les complexes .....	62
Formation (62). Exemple de structures (62). La chimie des complexes (63).	

6.4. Liaison métallique .....	64
La mécanique ondulatoire et le métal (64). Le cristal métallique (65).	
6.5. Liaisons intermoléculaires .....	65
<i>Définition</i> .....	65
<i>Liaison hydrogène</i> .....	65
Définition (65). La molécule d'eau (66). Intervention dans les molécules complexes (67).	
<i>Liaisons de Van der Waals</i> .....	67
6.6. La liaison chimique : essai de synthèse .....	68
6.7. Représentation des liaisons chimiques .....	71
<b>TESTS</b> .....	71

## DEUXIÈME PARTIE

*La réaction chimique*

Stoechiométrie. Définition .....	72
Thermochimie .....	72
Equilibres chimiques .....	73
Equilibres en solution .....	74
Dissociation ionique de l'eau (74). Equilibres acidobasiques (74).	
Réactions de précipitation (75). Réactions de complexation (75).	
Réactions acide-base (76).	
Oxydoréduction .....	77
Cinétique chimique .....	78

**CHAPITRE 7. — Stoechiométrie. Définitions** .....

7.1. Equations chimiques .....	80
Conservation de la matière (80). Equilibrage des réactions (81). Utilisation quantitative de l'équation chimique (82).	
7.2. Les gaz .....	82
Principales lois physiques (82). Relations numériques fondamentales (84). Utilisation pratique des lois et relations sur les gaz (84). Notion de pression partielle (85).	
7.3. Les solutions .....	88
Définitions (88). Utilisation pratique de ces notions (89). Unités biologiques (90).	
7.4. Solubilité des gaz dans les solutions .....	92
<b>TESTS</b> .....	92

**CHAPITRE 8. — Thermochimie. Notions élémentaires de thermodynamique chimique** .....

8.1. Définitions .....	94
8.2. Energie. Conventions. Unités .....	95
8.3. Notion de travail et de quantité de chaleur .....	97
<i>Notion de travail reçu</i> .....	97
<i>Notion de quantité de chaleur</i> .....	97
Chaleur spécifique, capacité calorifique molaire (97). Chaleur latente (98). Calorimétrie (98).	
8.4. Premier principe de la thermodynamique .....	101
<i>Énoncé du premier principe. Energie interne</i> .....	101
<i>Chaleur de réaction et premier principe</i> .....	101

Chaleur de réaction à volume constant ( $Q_v$ ) (102). Chaleur de réaction à pression constante $Q_p$ (102).	
<i>Relation entre <math>Q_r</math> et <math>Q_p</math></i> .....	103
<i>Etat standard</i> .....	104
<i>Variation des chaleurs de réaction avec la température</i> .....	105
Principe de l'état initial et de l'état final (105). Calcul des chaleurs de réaction à différentes températures (105).	
8.5. Applications chimiques de l'enthalpie .....	107
Calcul des chaleurs de réaction (107). Enthalpie de formation (108). Calcul des chaleurs de réaction à partir des enthalpies de formation (108). Calcul des énergies de liaison (109). Calcul des chaleurs de dissolution (110).	
8.6. Energétique biologique. Métabolisme basal .....	112
8.7. Introduction au deuxième principe et ses applications .....	112
<i>Ordre et désordre</i> .....	112
Désordre de configuration (112). Désordre lié à la température (112). Changement d'état (113). Mélange (113). Volume (113).	
<i>Bilan de désordre</i> .....	113
Le bilan de désordre et le bilan d'entropie (113). Système fermé (113).	
<i>2<sup>e</sup> principe de la thermodynamique</i> .....	114
Calcul des variations d'entropie (114). Calcul d'entropie reçue (114). Calcul des variations d'entropie avec la pression et la température (115).	
<i>Variation d'entropie lors d'une réaction chimique</i> .....	116
Système ouvert (116). Le bilan entropique d'un autotrophe (117).	
<i>L'enthalpie libre</i> .....	117
TESTS .....	119
CHAPITRE 9. — <b>Equilibres chimiques</b> .....	121
9.1. Notion d'équilibre chimique .....	121
9.2. Lois qualitatives concernant les équilibres chimiques .....	123
<i>Facteurs définissant un équilibre chimique</i> .....	123
<i>Loi générale</i> .....	123
Influence de la température (123). Influence de la pression (124). Influence de la concentration des constituants (124). Influence de la dilution (124).	
9.3. Lois quantitatives concernant les équilibres chimiques. Loi d'action de masse .....	125
<i>Equilibres homogènes et hétérogènes</i> .....	125
Equilibre homogène (125). Equilibre hétérogène (125).	
<i>Loi d'action de masse relative aux équilibres homogènes</i> .....	125
Enoncé relatif aux concentrations molaires (125). Enoncé relatif aux pressions partielles (126).	
<i>Loi d'action de masse relative aux équilibres hétérogènes</i> .....	127
<i>Influence de la température</i> .....	128
9.4. Calcul d'une constante d'équilibre .....	129
9.5. Utilisation pratique des constantes d'équilibre. Bilan d'une réaction équilibrée .....	132
Le degré d'avancement ou le « coefficient (ou degré) de dissociation » (132). Transport de l'oxygène par le sang (134). Autres exemples (134).	
TESTS .....	135

<b>CHAPITRE 10. — Equilibres en solution. Réactions acidobasiques</b> .....	138
10.1. Les solutions ioniques .....	138
<i>Solvatation</i> .....	138
<i>Electrolytes forts, électrolytes faibles</i> .....	139
Electrolyte. Définition (139). Electrolytes forts (139). Electrolytes faibles (140).	
10.2. Produit ionique de l'eau .....	141
<i>Réaction d'autoprotolyse de l'eau</i> .....	141
<i>Produit ionique de l'eau</i> .....	141
10.3. Notion de <i>pH</i> .....	142
10.4. Bilan quantitatif des espèces chimiques dans une solution aqueuse .....	143
10.5. Acides, bases, réactions acidobasiques .....	143
<i>Acides et bases</i> .....	143
<i>Couple acide/base</i> .....	143
<i>Réaction acidobasique</i> .....	144
<i>Acide faible. Constante d'acidité</i> .....	144
<i>Acide fort</i> .....	145
<i>Polyacides</i> .....	146
<i>Bases fortes, bases faibles</i> .....	146
<i>Réactions d'hydrolyse</i> .....	148
<b>TESTS</b> .....	149
<b>CHAPITRE 11. — Réactions de précipitation et de complexation</b> .....	150
11.1. Produit de solubilité, solubilité d'un sel .....	150
<i>Définition</i> .....	150
<i>Relation entre produit de solubilité et solubilité</i> .....	151
Cas d'un composé ionique (ou sel) AC (151). Cas général (151). Influence du <i>pH</i> (152). Influence d'ions communs (152).	
11.2. Les ions complexes. Equilibres de complexations .....	153
<i>Action d'un ion complexe dans une solution</i> .....	153
Mise en évidence de la dissimulation d'un ion simple par un ion complexe (153). Généralisation (154).	
<i>Applications</i> .....	155
<i>Chélation</i> .....	155
<b>TESTS</b> .....	156
<b>CHAPITRE 12. — Réactions acide/base. Solutions tampons, acides aminés</b> .....	157
12.1. Mesures expérimentales .....	157
Mesures électrométriques (157). Mesures colorimétriques (157).	
12.2. Réactions acide/base .....	158
Acides forts. Bases fortes (158). Acides faibles, bases fortes (bases faibles, acides forts) (160). Acides faibles, bases faibles (161).	
12.3. Solutions tampons .....	162
Espèce chimique privilégiée dans une solution tampon (164).	
12.4. Le <i>pH</i> des milieux biologiques .....	164
Valeurs de <i>pH</i> (164). Les milieux tampons en biologie humaine (164).	
12.5. Acides aminés. Point isoélectrique .....	166
Les acides aminés en solution aqueuse (166). Le point isoélectrique (167).	
<b>TESTS</b> .....	168

CHAPITRE 13. — <b>Oxydoréduction</b> .....	169
13.1. Notions d'oxydation, de réduction et d'oxydoréduction .....	169
Oxydation, réduction, définition (169). Réactions d'oxydoréduction (170). Exemples de réactions d'oxydation et de réduction (171).	
13.2. Nombre d'oxydation .....	172
13.3. Les réactions d'oxydoréduction .....	172
Dosage d'oxydoréduction (174).	
13.4. Potentiel d'électrode (potentiel redox) .....	175
Définition (175). Relation de Nernst (176).	
13.5. Applications pratiques du potentiel d'électrode .....	180
Réactions d'oxydoréduction possibles ou impossibles, aspect qualitatif (180). Aspect quantitatif. Relation entre les potentiels d'électrodes normaux et la constante d'équilibre d'une réaction d'oxydoréduction (181). Applications diverses (182).	
TESTS .....	183
CHAPITRE 14. — <b>Cinétique chimique</b> .....	184
14.1. Notion de vitesse de réaction .....	184
Définition expérimentale (184). Généralisation (185). Définitions pratique (186).	
14.2. Mesure des vitesses de réactions .....	187
14.3. Influence des divers facteurs sur la vitesse de la réaction .....	188
Influence de la température (188). Influence des concentrations (190). Faits expérimentaux (191). Détermination des ordres de réaction (192). Intervention de l'avancement de la réaction (194).	
<i>La catalyse</i> .....	196
14.4. Le mécanisme d'une réaction .....	197
<i>Généralités</i> .....	197
<i>Démarrage de la réaction</i> .....	197
Mécanisme direct (197). Rupture homolytique ou hétérolytique (197). Causes de la rupture (197).	
<i>Exemple de mécanisme homolytique</i> .....	197
Cassure de la molécule (198). Réaction du radical $\text{CH}_3$ (198). Réactions en chaîne (198). Disparition des radicaux (199). La réaction hétérolytique (199). Réactions enzymatiques (201).	
TESTS .....	202

## CORRIGÉS DES EXERCICES ET TESTS

<i>Chapitres 1 à 14</i> .....	205 à 279
<b>Configuration électronique</b> .....	281
<b>Index alphabétique des matières</b> .....	283
<b>Classification périodiques des éléments</b> .....	288