

SYNTHESE

PREMIER CYCLE DES ÉTUDES MÉDICALES

41

CHIMIE

P.C.E.M.

l'atome et la liaison chimique

par Ch. Ferradini, J. et C. Foos

armand colin

TABLE DES MATIÈRES

INTRODUCTION	5
Définitions, 5. — Équivalence matière-énergie, 5. — Évolution de l'organisation de la matière, 5. — Plan des fascicules de Chimie générale, 6.	
1. L'ATOME	7
1.1. Structure de l'atome	7
1.1.1. Modèle de Rutherford	7
1.1.2. Calcul de l'énergie totale d'un électron situé à une distance r du noyau	8
1.1.3. Critique du modèle de Rutherford	9
1.1.4. Modèle de Bohr	9
1.1.4.1. Hypothèses de base, 9. — 1.1.4.2. Critique, 9.	
1.1.5. Conception ondulatoire de l'atome	10
1.1.5.1. Principe de l'onde associée, 10. — 1.1.5.2. Relation d'incertitude, 10. — 1.1.5.3. Application à l'atome d'hydrogène, 10. — 1.1.5.4. Influence de la charge du noyau, 16. — 1.1.5.5. Atomes à plusieurs électrons, 17. — 1.1.5.6. Principe de Pauli, 18. — 1.1.5.7. Remplissage des couches électroniques, 18.	
1.2. La classification périodique	19
1.2.1. Édification	19
1.2.2. Historique	23
1.3. Possibilités de gain ou de perte d'électrons par un atome	23
2. LA LIAISON IONIQUE	26
2.1. Description de la liaison ionique d'après un exemple : NaCl	26
2.2. Les possibilités d'électrovalence de divers éléments	27
2.3. Les cristaux ioniques	28
3. LA LIAISON COVALENTE	30
3.1. Définition	30
3.2. Possibilités de covalence de quelques éléments	30
3.2.1. L'hydrogène et les éléments de la deuxième période de la classification	30
3.2.2. Éléments de la troisième période	32
3.3. Les orbitales moléculaires	33
3.3.1. Recouvrement de 2 orbitales atomiques s	33
3.3.2. Recouvrement de 2 orbitales atomiques p	35
3.4. Hybridation des orbitales atomiques	36
3.4.1. Hybridation de type sp^3	36
3.4.2. Hybridation de type sp^2	38
3.4.3. Hybridation de type sp	39
3.4.4. Applications	39
3.5. Les doubles liaisons conjuguées	40
3.6. La liaison dative	42
3.7. Polarisation des liaisons covalentes	43
3.8. Principales caractéristiques des liaisons covalentes	43
3.9. Ions complexes	45
3.10. Complexes de coordination	45
3.10.1. Définition	45
3.10.2. Un complexe de coordination à champ fort : $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	45
3.10.3. Un complexe de coordination à champ faible : $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{++}$	46
3.10.4. Caractères principaux des complexes de coordination	46
4. LE DEGRÉ D'OXYDATION	47
4.1. Nécessité d'une systématique	47
4.2. Définition du degré d'oxydation	47
4.3. Degré d'oxydation maximal des éléments légers	47
4.4. Intérêt du degré d'oxydation	47

5. LES ENSEMBLES IONIQUES ET MOLÉCULAIRES	49
5.1. Les gaz	49
5.1.1. Gaz parfaits	49
5.1.2. Gaz réels	49
5.2. Les interactions moléculaires	50
5.2.1. La liaison hydrogène	50
5.2.2. Les liaisons de Van der Waals	52
5.2.2.1. Forces d'orientation, 52. — 5.2.2.2. Forces d'induction, 52. — 5.2.2.3. Forces de dispersion, 53.	
5.3. Les solutions aqueuses	53
5.3.1. Solutions moléculaires	53
5.3.2. Solutions colloïdales	53
5.3.3. Solutions ioniques	53
5.4. Activité, force ionique	53
5.5. Les différentes espèces de solides	54
5.6. La conductibilité électrique des solides	54
Conclusion	56
Indications bibliographiques	57
Exercices	58
Solutions	64