

TOUT EN FICHES

MÉMO VISUEL DE
CHIMIE ORGANIQUE

2^e ÉDITION

Sous la direction de **JACQUES MADDALUNO**
Directeur de recherche au CNRS (université de Rouen Normandie)

VÉRONIQUE BELLOSTA
Professeur à l'École supérieure de physique et de chimie industrielles de la ville de Paris (ESPCI)

ISABELLE CHATAIGNER
Professeur à l'université de Rouen Normandie

FRANÇOIS COUTY
Professeur à l'université de Versailles-Saint-Quentin-en-Yvelines

ANNE HARRISON-MARCHAND
Maître de conférences à l'UT de Rouen

MARIE-CLAIRE LASNE
Professeur retraitée de l'université de Caen Normandie

JOËLLE PRUNET
Professeur à l'université de Glasgow

JACQUES ROUDEN
Professeur à l'ENSICAEN

DUNOD

Uniformisation des illustrations et mise en page des fiches :
Bernadette Coléno

Conception graphique de la couverture :
Hokus Pokus Créations

Crédits de couverture

© hperry – Fotolia.com

© grthirteen – Fotolia.com

© Nadezda Ledyeva – Fotolia.com

© Dusan Kostic – Fotolia.com

Le pictogramme qui figure ci-contre mérite une explication. Son objet est d'alerter le lecteur sur la menace que représente pour l'avenir de l'écrit, particulièrement dans le domaine de l'édition technique et universitaire, le développement massif du photocopillage.

Le Code de la propriété intellectuelle du 1^{er} juillet 1992 interdit en effet expressément la photocopie à usage collectif sans autorisation des ayants droit. Or, cette pratique s'est généralisée dans les établissements

d'enseignement supérieur, provoquant une baisse brutale des achats de livres et de revues, au point que la possibilité même pour

les auteurs de créer des œuvres nouvelles et de les faire éditer correctement est aujourd'hui menacée.

Nous rappelons donc que toute reproduction, partielle ou totale, de la présente publication est interdite sans autorisation de l'auteur, de son éditeur ou du Centre français d'exploitation du

droit de copie (CFC, 20, rue des Grands-Augustins, 75006 Paris).



© Dunod, 2015, 2018

11, rue Paul Bert, 92240 Malakoff

www.dunod.com

ISBN 978-2-10-077671-9

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes de l'article L. 122-5, 2° et 3° a), d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective » et, d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (art. L. 122-4).

Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles L. 335-2 et suivants du Code de la propriété intellectuelle.

Avant-propos	IX
Comment utiliser cet ouvrage	XI

Chapitre 1 – De l'atome aux molécules

Fiche 1	Éléments et liaisons chimiques	2
Fiche 2	La liaison hydrogène	3
Fiche 3	Les liaisons de Van der Waals	4
Fiche 4	La géométrie des molécules	6
Fiche 5	La molécule dans tous ses états	7
Fiche 6	La représentation des atomes tétraédriques	8
Fiche 7	Molécules et électrons: que d'effets!	9
Fiche 8	L'effet inductif « I »	10
Fiche 9	L'effet mésomère « M »	11
Fiche 10	Effets électroniques et réactivité des molécules	13

Chapitre 2 – Dessiner et nommer les molécules

Fiche 11	Les principales classes de composés	16
Fiche 12	Les éléments de nomenclature	17
Fiche 13	Principe de construction du nom d'un composé polyfonctionnel	19
Fiche 14	Les différents types d'isomérisation	20
Fiche 15	Les conformations des molécules acycliques	21
Fiche 16	Les conformations du cyclohexane	22
Fiche 17	Les stéréodescripteurs <i>Z/E</i> , <i>cis/trans</i> et <i>R/S</i>	24
Fiche 18	Les stéréodescripteurs <i>syn/anti</i> et <i>D/L</i>	26
Fiche 19	La chiralité et l'activité optique	27
Fiche 20	L'énantiomérisation	28
Fiche 21	La diastéréoisomérisation	29
Fiche 22	De l'importance d'être chiral	30

Chapitre 3 – Les acteurs de la réaction

Fiche 23	Les acides et les bases	32
Fiche 24	Les nucléophiles et les électrophiles	33
Fiche 25	L'oxydo-réduction en chimie organique	34
Fiche 26	Les principaux oxydants à base d'oxygène	35
Fiche 27	Les réducteurs	36
Fiche 28	Les solvants	38
Fiche 29	Comment activer une réaction?	40

Table des matières

Chapitre 4 – Comprendre la réaction

Fiche 30	Les règles d'écriture des mécanismes	42
Fiche 31	Les intermédiaires réactionnels : carbocations	43
Fiche 32	Les intermédiaires réactionnels : carbanions	44
Fiche 33	Les intermédiaires réactionnels : radicaux	45
Fiche 34	Les intermédiaires réactionnels : carbènes	46
Fiche 35	L'étape élémentaire	47
Fiche 36	Les réactions complexes	48
Fiche 37	Quelques notions de cinétique	49
Fiche 38	L'état de transition	50
Fiche 39	La catalyse	51
Fiche 40	Quelques notions de thermodynamique : les équilibres	52
Fiche 41	Contrôle cinétique/thermodynamique ?	53
Fiche 42	Les sélectivités en chimie organique	54

Chapitre 5 – Classifier les réactions par mécanisme

Fiche 43	Les grands types de réactions	56
Fiche 44	L'addition électrophile : le carbocation	58
Fiche 45	L'addition électrophile : l'ion ponté	59
Fiche 46	L'addition nucléophile A_N	60
Fiche 47	L'addition nucléophile sur systèmes conjugués	61
Fiche 48	Les additions apolaires <i>syn</i>	62
Fiche 49	La cycloaddition de Diels-Alder	63
Fiche 50	L'élimination $E1$	65
Fiche 51	L'élimination $E2$	66
Fiche 52	Les autres types d'élimination 1,2	67
Fiche 53	La substitution nucléophile unimoléculaire : S_N1	68
Fiche 54	La substitution nucléophile bimoléculaire : S_N2	69
Fiche 55	Comparer les réactions de S_N1 et S_N2	70
Fiche 56	La substitution nucléophile sur $C=C$ et $C=O$	71
Fiche 57	Autres substitutions nucléophiles	72
Fiche 58	La substitution électrophile aromatique : S_EAr	73
Fiche 59	La substitution électrophile aliphatique : S_E	74
Fiche 60	Les réactions radicalaires	75
Fiche 61	Les réarrangements de carbocations	76
Fiche 62	Les réarrangements d'autres espèces électrophiles	77
Fiche 63	Les réarrangements sigmatropiques	78
Fiche 64	Les réactions d'oxydation	79
Fiche 65	Les réactions de réduction	81

Chapitre 6 – Les hydrocarbures

Fiche 66	Les alcanes	84
Fiche 67	Les alcènes	86
Fiche 68	Les alcènes: hydrohalogénations	87
Fiche 69	Les alcènes: dihalogénations	88
Fiche 70	Les alcènes: additions de H-OH (hydratation)	89
Fiche 71	Les alcènes: oxydations douces	90
Fiche 72	Les alcènes: oxydations dures	91
Fiche 73	Les alcènes: hydrogénation	92
Fiche 74	Les diènes et polyènes	93
Fiche 75	Les alcynes	94
Fiche 76	La réactivité des alcynes	95
Fiche 77	Les alcynes: hydrohalogénations et halogénations	96
Fiche 78	Les alcynes: hydratations et oxydations	97
Fiche 79	Les alcynes: réductions	98

Chapitre 7 – Les aromatiques

Fiche 80	Le benzène et son aromaticité	100
Fiche 81	La substitution électrophile aromatique (S_EAr) du benzène	101
Fiche 82	Les effets des substituants sur la S_EAr	102
Fiche 83	Les S_EAr sur un benzène déjà substitué	103
Fiche 84	Les autres réactions des aromatiques	104
Fiche 85	Les hétéroaromatiques	105

Chapitre 8 – Les fonctions monovalentes

Fiche 86	Les halogénoalcanes	108
Fiche 87	La réactivité des halogénoalcanes	109
Fiche 88	Les substitutions nucléophiles des halogénoalcanes	110
Fiche 89	Les réactions d'élimination des halogénoalcanes	111
Fiche 90	Compétition S_N/E sur les halogénoalcanes	112
Fiche 91	Les alcools	113
Fiche 92	Les alcools: coupure des liaisons O-H ou C-O	114
Fiche 93	Les alcools: réactivité nucléophile	115
Fiche 94	La transformation des alcools en dérivés halogénés	116
Fiche 95	L'oxydation des alcools	117
Fiche 96	Les polyols	118
Fiche 97	Les phénols	119
Fiche 98	Les éther-oxydes	120

Table des matières

Fiche 99	Les époxydes	121
Fiche 100	Les thiols	122
Fiche 101	Les amines	123
Fiche 102	Les amines: synthèse par création de la liaison C–N	124
Fiche 103	Les amines: synthèse par réduction de fonctions azotées	125
Fiche 104	Les amines: réactivité	126
Fiche 105	Les anilines	127
Fiche 106	Les organométalliques polaires	128
Fiche 107	La réactivité des organométalliques	129
Fiche 108	Les organométalliques en synthèse	130

Chapitre 9 – Les fonctions divalentes

Fiche 109	Les aldéhydes et les cétones: généralités	132
Fiche 110	Les aldéhydes et les cétones: réactivité	133
Fiche 111	Les additions de nucléophiles oxygénés ou soufrés	134
Fiche 112	Les additions de nucléophiles azotés	135
Fiche 113	Les réactions des amines secondaires avec les aldéhydes et cétones	136
Fiche 114	Les additions d'organométalliques au carbonyle	137
Fiche 115	La réaction de Wittig	138
Fiche 116	Les additions de l'ion cyanure au carbonyle	140
Fiche 117	Les réductions des aldéhydes et des cétones	141
Fiche 118	Les oxydations des aldéhydes et des cétones	142
Fiche 119	La tautomérie céto-énolique	143
Fiche 120	L'acidité en alpha du carbonyle	144
Fiche 121	La régiosélectivité de l'énolisation	145
Fiche 122	L'halogénéation en alpha du carbonyle	146
Fiche 123	L'alkylation en alpha du carbonyle	147
Fiche 124	L'aldolisation	148
Fiche 125	L'aldolisation croisée	150
Fiche 126	L'addition de Michael	151
Fiche 127	L'annélation de Robinson	152

Chapitre 10 – Les fonctions trivalentes

Fiche 128	Les fonctions trivalentes	154
Fiche 129	Les acides carboxyliques	156
Fiche 130	Les halogénures d'acyle et les anhydrides d'acides	158
Fiche 131	La réactivité en position alpha du carboxyle	159
Fiche 132	La synthèse des esters	160
Fiche 133	Les réactions des nucléophiles sur les esters	161

Table des matières

Fiche 134	Les réactions de condensation des esters	162
Fiche 135	Les synthèses et propriétés des amides	163
Fiche 136	La réactivité des amides	164
Fiche 137	Les nitriles	165
Fiche 138	Les composés 1,2-dicarbonylés	166
Fiche 139	Les composés 1,3-dicarbonylés	167

Chapitre 11 – Les fonctions tétravalentes

Fiche 140	Les principales fonctions tétravalentes	170
Fiche 141	Le dioxyde et le disulfure de carbone	171
Fiche 142	Le phosgène	172
Fiche 143	Les carbamates	173
Fiche 144	Les urées	174

Chapitre 12 – Les biomolécules

Fiche 145	Les acides alpha-aminés	176
Fiche 146	Liste des principaux acides alpha-aminés	177
Fiche 147	Les peptides	179
Fiche 148	Les protéines	180
Fiche 149	Les glucides	182
Fiche 150	La représentation des monosaccharides	183
Fiche 151	Quelques propriétés des monosaccharides	184
Fiche 152	Les polysaccharides	186
Fiche 153	Les glucides azotés	187
Fiche 154	La composition des acides nucléiques	188
Fiche 155	Les acides nucléiques: l'ADN	189
Fiche 156	Les acides nucléiques: l'ARN	190
Fiche 157	Les acides gras	191
Fiche 158	Les lipides saponifiables simples	193
Fiche 159	Les lipides saponifiables complexes	194
Fiche 160	Les terpènes	195
Fiche 161	Le cholestérol et les stéroïdes	196
Fiche 162	Les alcaloïdes	198
Fiche 163	Les enzymes, secrets de la vie	199
Fiche 164	Un exemple de chimie organique in vivo	200

Table des matières

Chapitre 13 – La chimie industrielle

Fiche 165	La chimie organique industrielle	202
Fiche 166	La chimie de base	203
Fiche 167	Les principales transformations de l'éthylène	204
Fiche 168	Le propène	205
Fiche 169	Quelques transformations du monoxyde de carbone	206
Fiche 170	Le benzène et quelques dérivés	207
Fiche 171	L'industrie des dérivés azotés	208
Fiche 172	Les douze principes de la « chimie verte »	209
Fiche 173	Chimie et ressources renouvelables	210
Fiche 174	Les polymères organiques	212
Fiche 175	Les réactions de polymérisation	214
Fiche 176	Quelques applications en agrochimie	216
Fiche 177	Quelques applications en parfumerie et cosmétique	217
Tables des énergies et longueurs de liaisons		218
pKa de quelques couples acides/bases conjuguées en solution aqueuse à 298 K		219
Classification périodique des éléments		220
Index		221
Crédits photographiques		225

«La chimie crée son objet. Cette faculté créatrice, semblable à celle de l'art lui-même, la distingue essentiellement des sciences naturelles et historiques»

Marcellin Berthelot, 1870

La chimie organique passe souvent pour être la discipline mal-aimée des étudiants des premiers cycles universitaires. Réputée pour être rébarbative, ingrate et pleine de difficultés sournoises, cette matière à apprendre par cœur pour les examens n'aurait qu'un seul intérêt: on peut très vite l'oublier dès l'été arrivé. Et l'été arrive toujours trop tard... Les enseignants-chercheurs des cinq établissements universitaires européens qui ont rédigé cet ouvrage sont, eux, des passionnés de cette discipline. Et ils mettent tout en œuvre pour convaincre chaque année leurs étudiants du caractère extraordinairement créatif de cette science en évolution permanente.

La deuxième édition du *Mémo Visuel de Chimie Organique* concentre intuition pédagogique et goût pour l'illustration. Les auteurs n'ont gardé, dans ce petit volume, que l'essentiel de ce qu'il faut savoir au sujet des bases sur lesquelles les édifices moléculaires, même complexes, sont construits – et comment ils interagissent. En bref, ils ont voulu montrer au lecteur, en quelques mots simples au service d'idées claires, que l'on peut comprendre ce que signifie une formule chimique sans avoir d'abord assimilé plusieurs volumes encyclopédiques.

Il ne s'agit pourtant pas d'un apprentissage *low cost*: les principes présentés ici sont les mêmes que ceux sur lesquels les cours complets de chimie organique sont appuyés. Comment transmettre autant en si peu de pages? Les auteurs ont choisi de faire d'abord un rappel des fondamentaux de la physico-chimie puis de décrire les grandes classes de réactions, avant d'adopter un plan classique basé sur la réactivité par fonction chimique. Ce

Avant-propos

voyage, achevé avec les biomolécules et la chimie industrielle, étonne le lecteur en montrant à quel point la chimie organique contrôle la plupart des ressorts du monde qui nous entoure.

La lecture des quelques 170 fiches de cette deuxième édition est facilitée par une iconographie améliorée qui illustre, parfois avec humour, les concepts ou les applications de chaque chapitre. Les auteurs ont donc tenté de faire passer l'apprentissage de la chimie organique en mode «mémo visuel», pour paraphraser le titre de cette collection, en associant intimement texte et image.

Ce livre est finalement conçu comme un outil de révision dans lequel sont synthétisées les notions développées dans deux ouvrages compagnons. Le premier est un cours complet «*Chimie organique, tout le cours en fiches*» alors que le second «*Chimie organique, exercices et méthodes*» propose de passer à la pratique en exerçant son savoir. D'un niveau scientifique correspondant au programme de Licence (1^{re} et 2^e années, IUT), le *Mémo visuel de chimie organique* permettra également aux étudiants en sciences médicales et paramédicales, aux élèves des classes préparatoires aux grandes écoles ainsi qu'aux candidats aux concours de l'enseignement (CAPES, Agrégation), de revenir rapidement sur les notions essentielles dont ils auront besoin pour leurs prochains concours.

Comment utiliser cet ouvrage



4 Comprendre la réaction

13 chapitres Les grands axes de la chimie organique

**171 fiches réparties en
13 chapitres**

Les notions essentielles du cours
pour réviser rapidement

**1 000 réactions, schémas et
photos en couleur**

pour illustrer chaque notion
importante

Et aussi...

- Un index complet

80 Le benzène et son aromaticité

Les aromatiques

► La structure du benzène

La benzène de formule brute C_6H_6 est le composé parent de la famille des arènes. On la représente par une alternance de simples et de doubles liaisons (jonquaison) mais les trois paires d'électrons π forment en fait un nuage de six électrons délocalisés de part et d'autre du plan du cycle, symbolisé par un cercle dans l'hexagone.

formes mésoformes linéaires ou nuage de 6 e^-

angles des liaisons 120° 120°

longueur des liaisons C-C: 0,139 nm

► La règle de Hückel et l'aromaticité

La benzène est plus stable de 153 kJ mol⁻¹ par rapport au calcul théorique. Cette stabilité accrue ou énergie de résonance que l'on retrouve pour les arènes correspond à la notion ou propriété d'**aromaticité**.

La règle de Hückel de l'aromaticité :
- composé monocyclique
- [4n+2] e^- π conjugués (en arène)
- cycle parfaitement plan

toluène cumène pyridine pyrrole furane hétéroarènes

un hétéroatome non saturé (qui n'est pas) participe à l'aromaticité

Nomenclature et aromatiques usuels

acide benzoïque styrène aniline phénol

Les **polyarènes** - ou polymères de arènes - sont des produits contenant des cycles benzéniques portés en un ou plusieurs hydrogènes. On a leur pouvoir antioxydant élevé. Ils ont des effets bénéfiques sur la santé. On rencontre ces composés dans le raisin, le thé vert, le chocolat, la vanille...

nomenclature spécifique des arènes ou β substitués

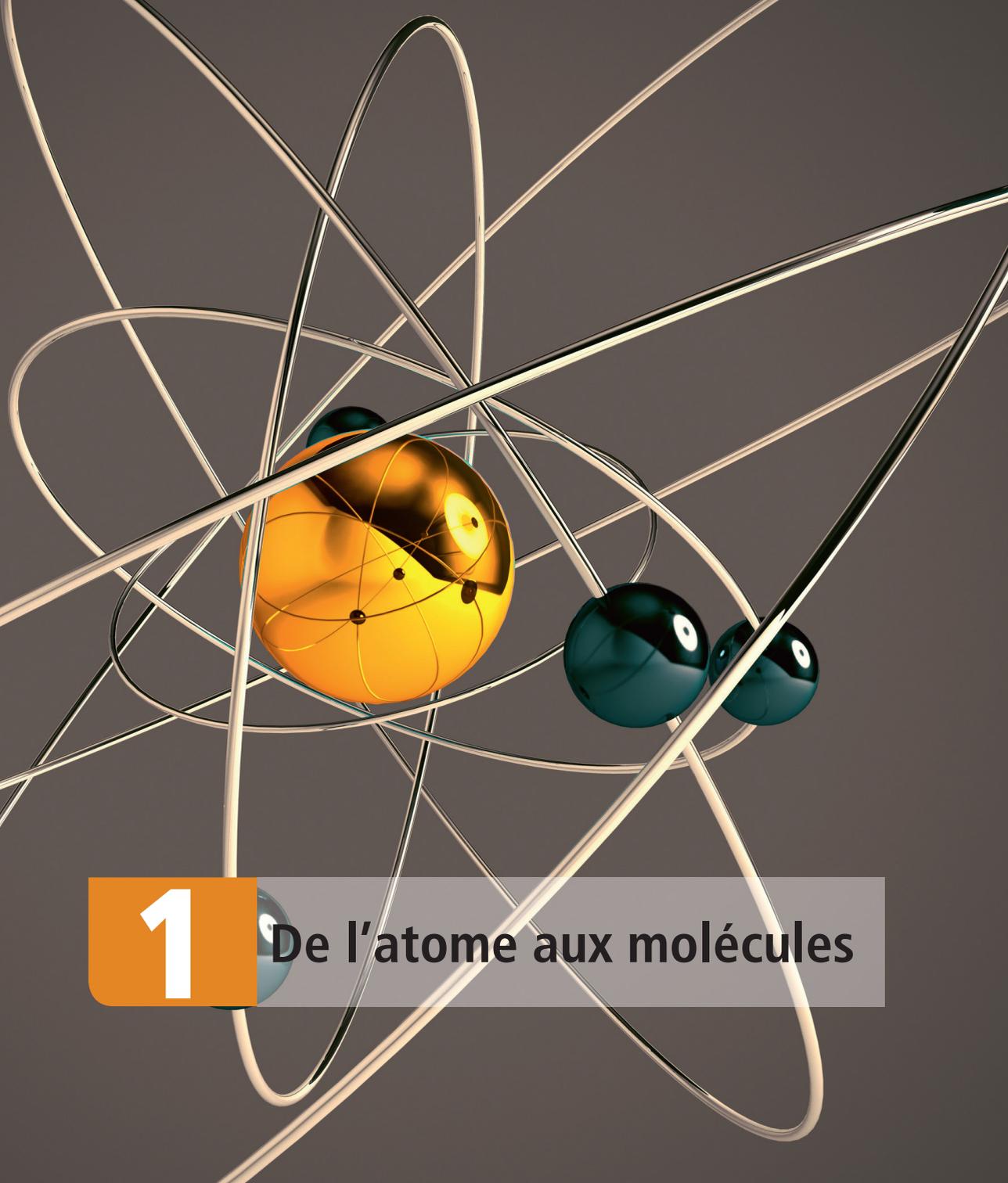
position ortho (C₆H₄) meta (C₆H₄) para (C₆H₄)

phényl ou Ph (C₆H₅)

benzyl ou Bz (C₆H₅-CH₂)

aréthyle (1,2-diméthyl benzène)

98

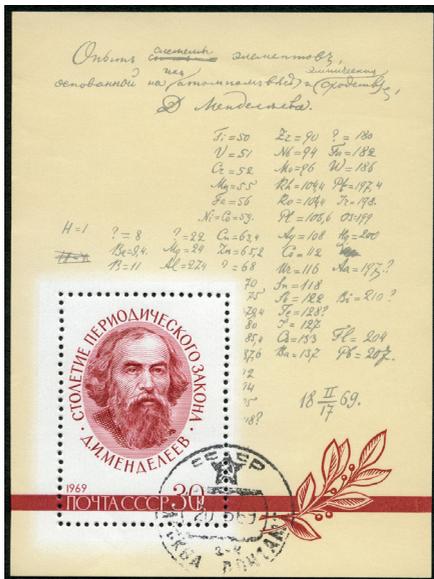


1

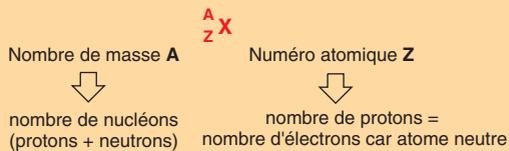
De l'atome aux molécules

Éléments et liaisons chimiques

▶ Les éléments chimiques : classification de Mendeleïev



Une première classification de Dmitri Mendeleïev



Éléments les plus fréquents en chimie organique

H							He
Li		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K						Br	Kr
						I	Xe
							gaz rares
1 2		3 4		5 6		7 (2) 8	
Nombre d'électrons de valence (périphériques)							

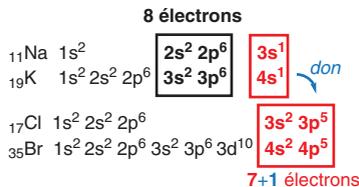
Les électrons d'un élément chimique se répartissent autour du noyau dans des couches. Les plus éloignés du noyau sont appelés **électrons périphériques** ou **électrons de valence**.

▶ Les liaisons chimiques

Les éléments de numéro atomique $Z > 4$ tendent à acquérir huit électrons (octet : configuration électronique des gaz rares) sur leur couche périphérique pour gagner en stabilité. Pour cela, ils cèdent ou partagent des électrons avec d'autres atomes, donnant lieu à des « **liaisons chimiques** ».

La liaison ionique

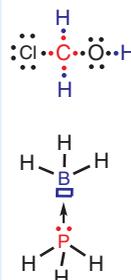
Dans la liaison ionique, un élément perd ses électrons périphériques pour s'entourer des huit électrons de la couche précédente. Ces électrons sont récupérés par un élément à qui il en manque (exemple : NaCl).



La liaison covalente

Dans la liaison covalente, deux atomes mettent en commun deux électrons. Deux cas sont possibles :

- chaque atome contribue à la formation de la liaison en fournissant un électron ;
- un atome fournit deux électrons non liants à la lacune électronique d'un autre atome formant ainsi une liaison covalente de coordination aussi appelée liaison dative.



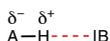
La liaison hydrogène

Une liaison hydrogène est une interaction dipôle-dipôle particulière qui se produit lorsqu'un atome d'hydrogène lié à un atome fortement électro-négatif se trouve à proximité d'un autre atome électro-négatif porteur d'un doublet électronique non liant (O, N, F). Lorsque ces interactions s'établissent entre molécules du même type, cela se traduit par :

- un accroissement de la température de fusion ou d'ébullition du composé ;
- la solubilité dans l'eau de molécules possédant des « hydrogènes mobiles » (sucres par exemple) ;
- l'augmentation de l'énergie de cohésion et donc de la résistance d'un matériau moléculaire (polymère).

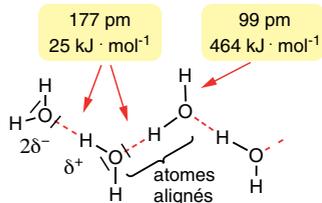
atome très électro-négatif
(F, O, N, Cl... mais pas C)

atome possédant
un doublet non liant (N, O, F...)

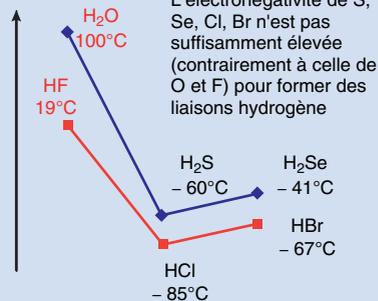


Liaisons hydrogène

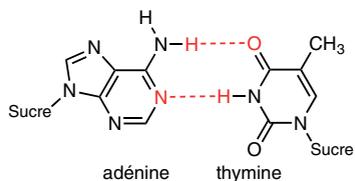
Dans l'eau



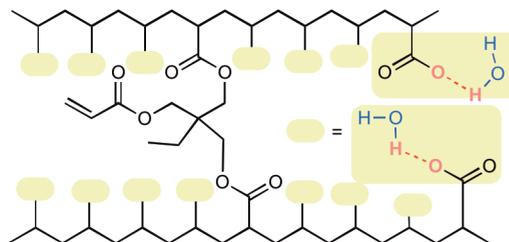
Comparaison de quelques points d'ébullition



Dans les bases azotées de l'ADN



Dans un superabsorbant (polymère d'acide acrylique) :



Capable d'absorber environ une centaine de fois sa masse d'eau liquide, le « polyacrylique » est utilisé par exemple dans les couches pour bébés, certaines neiges artificielles ou dans des gels déodorants.

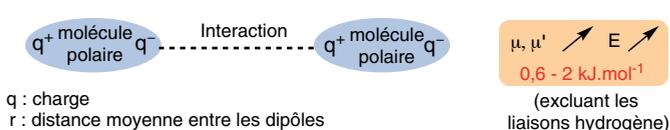
Les liaisons de Van der Waals

De nombreuses observations expérimentales traduisent l'existence d'interactions entre molécules (températures de changements d'état, solubilités...). Les forces de Van der Waals caractérisent des liaisons « intermoléculaires » de faible énergie ayant lieu à courtes distances entre atomes et/ou molécules.

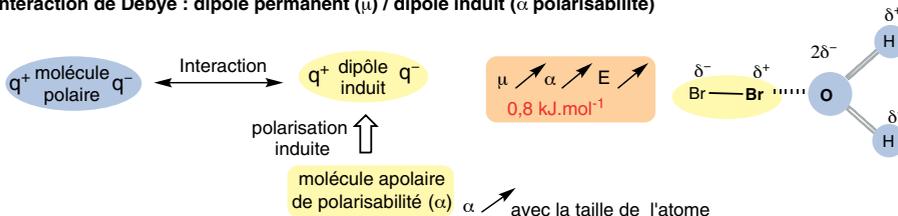
▶ Les différents types d'interactions et leurs conséquences

Interaction de Keesom : dipôle permanent (μ) / dipôle permanent (μ')

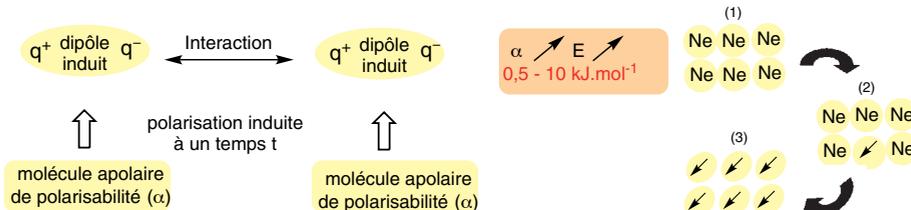
Molécule polaire = possède un moment dipolaire μ $\ominus \leftarrow \mu \rightarrow \oplus$ $\mu = q \times r$



Interaction de Debye : dipôle permanent (μ) / dipôle induit (α polarisabilité)



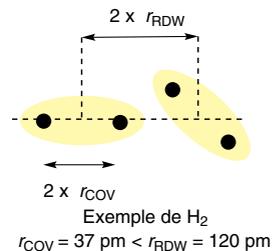
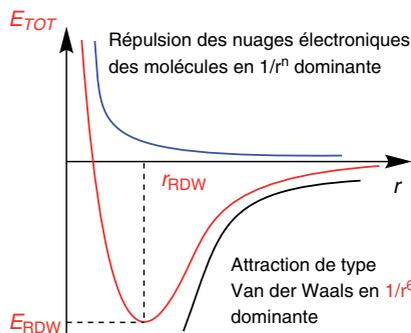
Interaction de London : molécules apolaires / molécules apolaires



L'effet Keesom est prédominant pour les molécules très polaires. Pour les molécules peu polaires ou apolaires, l'effet London devient plus important, l'effet de Debye étant en général très faible.

Le **rayon de Van der Waals** (r_{VDW}) est défini comme la distance à laquelle l'énergie totale d'interaction répulsive entre les nuages électroniques des molécules est minimale. Le r_{VDW} est supérieur au rayon de covalence (r_{COV}) de l'élément (moitié de la distance entre deux noyaux atomiques identiques reliés par une liaison covalente).

Les liaisons de Van der Waals



Les changements d'état (fusion, ébullition...) et la solubilité sont directement liés aux forces de Van der Waals. Les températures et enthalpies de changement d'état sont d'autant plus élevées que les interactions sont intenses.

Les forces de Van der Waals dans la nature

Dans la nature, les forces de Van der Waals jouent un rôle crucial dans les phénomènes d'adhésion. Elles contribuent, par exemple, à la capacité des geckos (petit lézards) à grimper à très grande vitesse sur des surfaces verticales, lisses et des plafonds de natures très différentes. Les cinq doigts de chaque patte sont tapissés de « sétules » (micropoils de kératine). À l'extrémité de chaque sétule, se trouvent des centaines de structures plus petites, les « spatules », de diamètre inférieur à 200 nm. Cette structure nanométrique permet de créer avec la surface des interactions de Van der Waals.

Ces mêmes liaisons sont à l'origine de l'adhésion extraordinaire sur des parois de l'araignée *Evarcha arcuata*. Celle-ci pourrait en effet porter plus de 170 fois son propre poids corporel tout en se tenant au plafond.



Gecko

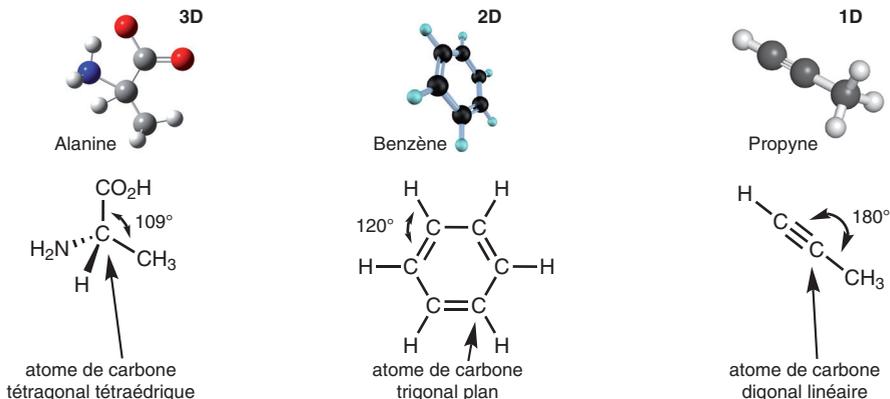
*Evarcha arcuata*

Et dans la vie quotidienne, chaque fois que l'on utilise un post-it, ce petit papier jaune autoadhésif, né dans les années 1970, nous mettons en jeu des forces de Van der Waals.

La géométrie des molécules

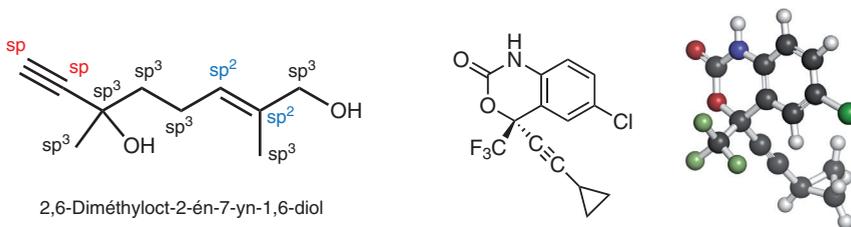
La géométrie des molécules organiques est liée à celle des différents atomes et en particulier des atomes de carbone qui les constituent. En effet, celui-ci peut être :

- **tétraédrique** (lié à quatre atomes uniquement via des liaisons covalentes simples) ;
- **trigonal plan** (lié à trois atomes, l'une des liaisons étant double) ;
- **digonal linéaire** (lié à deux atomes, l'une des liaisons étant triple ou les deux liaisons étant doubles).



Une théorie mathématique, proposée par Linus Pauling, et appelée « théorie de l'hybridation des orbitales » attribue les dénominations :

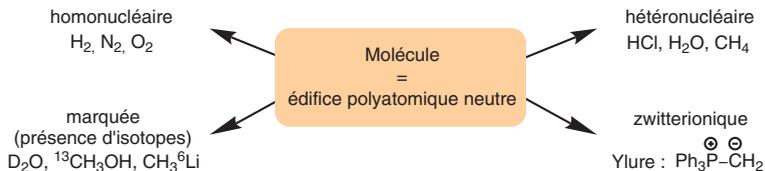
- sp^3 pour l'élément de géométrie tétraédrique ;
- sp^2 pour l'élément de géométrie trigonale plane ;
- sp pour l'élément de géométrie digonale linéaire.



Exemple d'une représentation sur papier et dans l'espace d'une molécule complexe : l'efavirenz, un inhibiteur non nucléosidique de la transcriptase inverse du virus de l'immunodéficience humaine de type 1 (VIH-1).

La structure moléculaire détermine plusieurs propriétés d'une substance, dont sa réactivité, sa polarité, sa phase, sa couleur et son activité biologique. Elle est établie grâce à différentes techniques spectroscopiques telles que l'infrarouge (IR), la résonance magnétique nucléaire (RMN), l'ultraviolet (UV), la spectrométrie de masse (SM) ou la diffraction de rayons X (RX). Les géométries peuvent être également calculées par des méthodes de chimie quantique.

La molécule dans tous ses états



Une molécule « organique » contient au moins un atome de carbone.

Formules au choix !

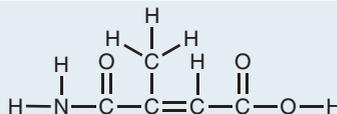
La formule « brute »

renseigne uniquement sur le type et le nombre d'atomes constituant la molécule en listant d'abord les C et H ($C_xH_y...$) puis les autres atomes par ordre alphabétique.



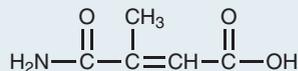
La formule « développée plane »

identifie les groupes d'atomes constitutifs de la molécule et le type de liaisons qui les relient en représentant tous les atomes et toutes les liaisons dans un plan.



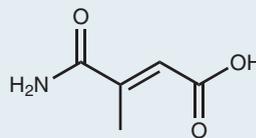
La formule « semi-développée »

simplifie la formule développée plane en ne représentant plus les liaisons carbone-hydrogène et hétéroatome-hydrogène.

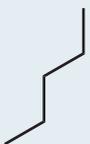
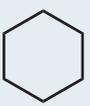
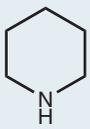


La formule « développée plane topologique »

représente, dans un plan, les liaisons par des traits (simple, double ou triple selon la nature de la liaison) disposés en zigzag (liaisons simples et doubles) dont chaque extrémité correspond à un atome de carbone si aucun autre type d'atome n'est spécifié. Les atomes d'hydrogène sont omis, sauf s'ils sont liés à un atome de carbone fonctionnel (ex : CHO) ou à un hétéroatome (ex : OH, NH_2).



Quelle classe ?

les molécules « linéaires » ou acycliques	les molécules « cycliques »		les molécules saturées	les molécules insaturées	les molécules aromatiques (contraire : aliphatiques)
	carbocycliques	hétérocycliques			
 pentane	 cyclohexane	 pipéridine	 butane	 butadiène	 benzène

La représentation des atomes tétraédriques

Pour les molécules organiques qui occupent un espace à trois dimensions (éléments à géométrie tétraédrique), des modèles de représentation ont été définis pour rendre compte au mieux de la géométrie 3D sur un support (feuille, tableau) limité à seulement deux dimensions.

► Représentation de Cram



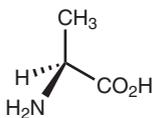
Deux liaisons en trait plein dans le plan de la feuille selon un angle de 120° (vraie valeur = 109°).



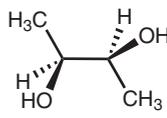
Une liaison en triangle plein = liaison en avant du plan de la feuille.



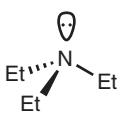
Une liaison en triangle hachuré = liaison en arrière du plan de la feuille.



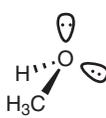
Alanine



Butane-2,3-diol



Triéthylamine



Méthanol

Un doublet non liant (dnl) peut aussi occuper une direction

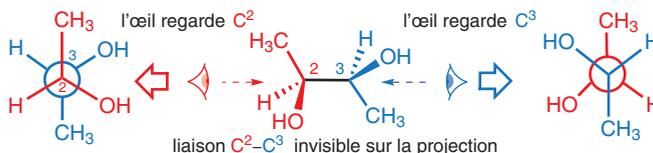
► Projection de Newman

Départ :
molécule
en projection
de Cram

➔ Placer un œil dans
l'axe de la liaison à
projeter (ex : C^2-C^3).

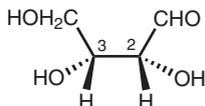
➔ Projeter l'atome le
premier rencontré par
l'œil tel qu'il est vu (ce
qui est en haut, en
haut, ce qui est à
droite, à droite, etc.)

➔ Le 2^e atome est
représenté par un
cercle centré sur le
premier atome et les
liaisons sont projetées
dans le plan comme
pour le 1^{er} atome.



► Représentation de Fischer

Départ :
molécule en projection
de Cram
en conformation
éclipsée.



La chaîne carbonée la plus longue
est placée verticalement, avec à l'arrière :
- en haut, le groupe le plus oxydé ;
- en bas, le groupe le moins oxydé.

La liaison C^2-C^3 est dans le plan.

Les substituants de la chaîne carbonée
sont placés horizontalement à l'avant.

