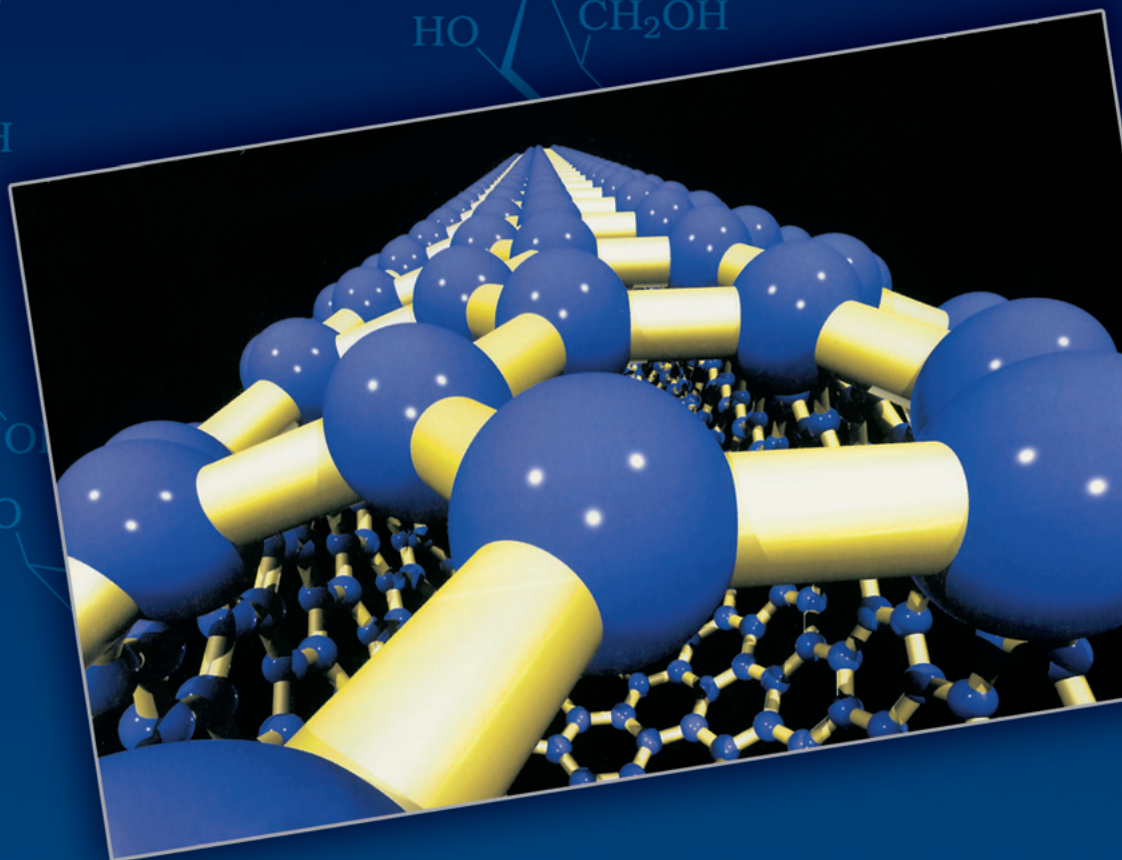


ΑΝΑΣΤΑΣΙΟΣ ΒΑΡΒΟΓΛΗΣ

ΕΠΙΤΟΜΗ ΟΡΓΑΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ



Η **Επίτομη Οργανική Χημεία** αποτελεί ένα σύγχρονο, συνοπτικό σύγγραμμα κατάλληλο για την πανεπιστημιακή διδασκαλία του μαθήματος της οργανικής χημείας σε ένα μόνο εξάμηνο. Προϊόν πολυετούς διδακτικής εμπειρίας, το βιβλίο ανταποκρίνεται στις σημερινές απαιτήσεις. Χωρίς να είναι απαραίτητες κάποιες προηγούμενες γνώσεις, οι αναγνώστες θα βρουν, αρκετά απλοποιημένες, όλες τις απαραίτητες έννοιες που χρειάζονται για την κατανόηση ενός μαθήματος που θεωρείται «δύσκολο». Ένα μεγάλο μέρος της οργανικής χημείας καλύπτουν οι εισαγωγικές έννοιες, οι οποίες περιορίζονται στα απολύτως αναγκαία, από θεωρητική άποψη. Η συστηματική εξέταση των διαφόρων τάξεων των ενώσεων, εξάλλου, γίνεται με σχετική επάρκεια από την άποψη της λεπτομερειακής τους πορείας. Καλύπτονται όλες οι θεμελιώδεις αντιδράσεις, με ιδιαίτερη έμφαση σε εκείνες που συμβαίνουν και στις βιοχημικές αντιδράσεις. Παράλληλα, υπάρχουν και μερικές αντιδράσεις που δεν εμφανίζονται στα έμβια όντα αλλά παρουσιάζουν γενικότερο ενδιαφέρον για την κατανόηση της δραστηριότητας των οργανικών ενώσεων. Επίσης, δίνονται τα απαραίτητα εκείνα στοιχεία που βοηθούν στην καλύτερη εμπέδωση της ύλης, με κάποια σχετική μηχανιστική εμβάθυνση, περιορίζοντας όσο γίνεται την απομνημόνευση. Δεδομένης της ανάπτυξης ολοένα και στενότερων δεσμών της οργανικής χημείας με τις βιολογικές επιστήμες, αναφέρονται αρκετά παραδείγματα ενώσεων που σχετίζονται με βιολογικές δραστηριότητες ή εφαρμογές και διεγείρουν το ενδιαφέρον. Έτσι αναδεικνύεται η χημική ποικιλότητα της φύσης και γίνεται φανερό πόσο απαραίτητη είναι η γνώση της οργανικής χημείας για όποιον ασχολείται με την ύλη σε μοριακό επίπεδο.

ISBN 960-431-948-5



9 789604 319480 >

www.ziti.gr

ISBN 960-431-948-5

© Copyright, 2005, Εκδόσεις ΖΗΤΗ, Αναστάσιος Βάρβογλης

Το παρόν έργο πνευματικής ιδιοκτησίας προστατεύεται κατά τις διατάξεις του Ελληνικού νόμου (Ν.2121/1993 όπως έχει τροποποιηθεί και ισχύει σήμερα) και τις διεθνείς συμβάσεις περί πνευματικής ιδιοκτησίας. Απαγορεύεται απολύτως η άνευ γραπτής άδειας του εκδότη κατά οποιοδήποτε τρόπο ή μέσο αντιγραφή, φωτοανατύπωση και εν γένει αναπαραγωγή, εκμίσθωση ή δανεισμός, μετάφραση, διασκευή, αναμετάδοση στο κοινό σε οποιαδήποτε μορφή (ηλεκτρονική, μηχανική ή άλλη) και η εν γένει εκμετάλλευση του συνόλου ή μέρους του έργου.



**Φωτοστοιχειοθεσία
Εκτύπωση**

Βιβλιοπωλείο

www.ziti.gr

Π. ΖΗΤΗ & Σια ΟΕ

18ο χλμ Θεσ/νίκης-Περαιάς
Τ.Θ. 4171 • Περαιά Θεσσαλονίκης • Τ.Κ. 570 19
Τηλ.: 2392.072.222 - Fax: 2392.072.229
e-mail: info@ziti.gr

ΕΚΔΟΣΕΙΣ ΖΗΤΗ

Αρμενοπούλου 27 • 546 35 Θεσσαλονίκη
Τηλ. 2310.203.720, Fax 2310.211.305
e-mail: sales@ziti.gr

ΠΡΟΛΟΓΟΣ

Παρόλο που σήμερα υπάρχει ένα εξαιρετικό βιβλίο οργανικής χημείας, το δι-
τομο έργο *Οργανική Χημεία*, του John McMurry, από τις Πανεπιστημιακές
Εκδόσεις Κρήτης, είναι αισθητή η έλλειψη ενός σύγχρονου συνοπτικού συγ-
γράμματος, χωρίς πολλές λεπτομέρειες. Ένα τέτοιο βιβλίο θα ήταν κατάλληλο για
την πανεπιστημιακή διδασκαλία του μαθήματος της οργανικής χημείας σε ένα
μόνο εξάμηνο. Την έλλειψη αυτή έρχεται, ελπίζω, να θεραπεύσει το ανά χείρας
βιβλίο, η *Επίτομη Οργανική Χημεία*.

Προϊόν πολυετούς διδακτικής εμπειρίας, πιστεύω ότι η *Επίτομη Οργανική Χη-
μεία* ανταποκρίνεται στις σημερινές απαιτήσεις. Χωρίς να είναι απαραίτητες κά-
ποιες προηγούμενες γνώσεις, οι αναγνώστες θα βρουν, αρκετά απλοποιημένες,
όλες τις απαραίτητες έννοιες που χρειάζονται για την κατανόηση ενός μαθήματος
που θεωρείται «δύσκολο». Ένα μεγάλο μέρος της οργανικής χημείας καλύπτουν
αναπόφευκτα οι εισαγωγικές έννοιες, τις οποίες προσπάθησα να περιορίσω στα
απολύτως αναγκαία, από θεωρητική άποψη. Ως προς τη συστηματική εξέταση
των διαφόρων τάξεων των ενώσεων, δηλαδή ουσιαστικά τις παρασκευές τους και
τις χημικές τους ιδιότητες, φρόντισα να εξετάζονται με σχετική επάρκεια από την
άποψη της λεπτομερειακής τους πορείας όλες οι θεμελιώδεις ανιδράσεις, με έμ-
φαση σε εκείνες που συμβαίνουν και στις βιοχημικές αντιδράσεις. Παράλληλα,
υπάρχουν και μερικές αντιδράσεις που δεν εμφανίζονται στα έμβια όντα αλλά πα-
ρουσιάζουν γενικότερο ενδιαφέρον για την κατανόηση της δρασικότητας των ορ-
γανικών ενώσεων. Επίσης, δίνονται τα απαραίτητα εκείνα στοιχεία που βοηθούν
στην καλύτερη εμπέδωση της ύλης, περιορίζοντας όσο γίνεται την απομνημό-
νευση. Για τον ίδιο λόγο, απέφυγα τον εγκυκλοπαιδικό χαρακτήρα, σε μια επο-
χή όπου ο καθένας μπορεί να αντλήσει εύκολα πληροφορίες για γνωστές ενώσεις
από το Διαδίκτυο. Δεδομένης της ανάπτυξης ολοένα και στενότερων δεσμών της
οργανικής χημείας με τις βιολογικές επιστήμες, αναφέρονται αρκετά παραδείγ-
ματα ενώσεων που σχετίζονται με βιολογικές εφαρμογές και διεγείρουν το εν-
διαφέρον. Έτσι αναδεικνύεται η χημική ποικιλότητα της φύσης και γίνεται φανερό
πόσο απαραίτητη είναι η γνώση της οργανικής χημείας για όποιον ασχολείται με
την ύλη σε μοριακό επίπεδο.

Στην εισαγωγή που ακολουθεί παρουσιάζεται τα αντικείμενα της σύγχρονης
οργανικής χημείας, η οποία έχει φτάσει σε επίπεδο αξιολογής ωριμότητας. Ελπί-

ζω οι επιλογές μου να συντελέσουν ώστε οι φοιτητές να κάνουν μια καλή γνωριμία με την οργανική χημεία και –γιατί όχι– να την αγαπήσουν.

Ευχαριστώ και από τη θέση αυτή τον συνάδελφο κ. Γιάννη Γάλλο, ο οποίος διάβασε κριτικά τα πρώτα κείμενά μου και έκανε εύστοχες παρατηρήσεις. Επίσης, ευχαριστώ τον εκδοτικό οίκο Ζήτη για την ταχύτατη έκδοση του βιβλίου και την αριότητα της επιμέλειας των κειμένων.

Ιανουάριος 2005

Ο συγγραφέας

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

Βιβλιογραφία	5
Εισαγωγή	13
 Κεφάλαιο 1	 15
Σύνταξη, ισομέρειες, ταξινόμηση και ονοματολογία των οργανικών ενώσεων	
Σύνταξη και ισομέρειες	15
Ταξινόμηση των οργανικών ενώσεων	17
Η χημική ονοματολογία	19
 Κεφάλαιο 2	 25
Ατομική δομή και χημικοί δεσμοί	
Ατομική δομή	26
Ο ομοιοπολικός δεσμός	27
Θεωρίες σχηματισμού του ομοιοπολικού δεσμού	29
Υβριδισμός και τροχιακά sp^3 στον άνθρακα	30
Η δομή του μεθανίου και του αιθανίου	31
Η δομή του αιθυλενίου	32
Η δομή του ακετυλενίου	34
Υβριδισμός και τροχιακά sp^3 , sp^2 και sp σε άλλα στοιχεία	35
Πολικότητα και διαμοριακές έλξεις	36
Πολικότητα δεσμών και μορίων	36
Διαμοριακές έλξεις	39
 Κεφάλαιο 3	 43
Ηλεκτρονικά φαινόμενα και ενδιάμεσα των χημικών αντιδράσεων	
Επαγωγικό φαινόμενο	43
Συντονισμός και συζυγιακό φαινόμενο	46
Ενδιάμεσα των χημικών αντιδράσεων	50
Διαμοριακές έλξεις	39
 Κεφάλαιο 4	 53
Οξέα και βάσεις. Πυρηνόφιλα και ηλεκτρονιόφιλα αντιδραστήρια	
Οξέα και βάσεις	53

Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius	54
Οξέα και βάσεις κατά Brønsted-Lowry	54
Σταθερές οξύτητας	56
Οξύτητα και μοριακή δομή	59
Οξέα και βάσεις κατά Lewis	59
Πυρηνόφιλα και ηλεκτρονιόφιλα αντιδραστήρια	61
Κεφάλαιο 5	65
Στερεοχημεία	
Γενικές έννοιες	65
Εναντιομέρεια	66
Ρακεμικά μίγματα	70
Διαστερομέρεια	72
Οπτική ενεργότητα	73
Άλλες στερεοχημικές μορφές	74
Κεφάλαιο 6	77
Ταξινόμηση και μηχανισμοί των αντιδράσεων	
Ταξινόμηση	77
Αλλαγή ανθρακικού σκελετού	77
Μηχανισμοί των αντιδράσεων	79
Μελέτη μηχανισμών των αντιδράσεων	82
Κεφάλαιο 7	85
Αλκάνια και κυκλοαλκάνια. Ανάλυση διαμόρφωσης	
Αλκάνια	85
Ονοματολογία – Αντιπρόσωποι στη φύση	86
Σχηματισμός	87
Ιδιότητες	88
Κυκλοαλκάνια	91
Ονοματολογία – Αντιπρόσωποι στη φύση	91
Σχηματισμός – Δραστικότητα	92
Ανάλυση διαμόρφωσης	92
Διαμόρφωση αλκανίων	92
Διαμόρφωση κυκλοαλκανίων	94
Κεφάλαιο 8	99
Αλκένια και αλκαδιένια	
Ονοματολογία – Αντιπρόσωποι στη φύση	99
Στερεοχημική ισομέρεια	100
Σχηματισμός του διπλού δεσμού	103
Αντιδράσεις του διπλού δεσμού	104

1,4-Προσθήκες και η αντίδραση Diels-Alder	109
Ολεφινική μετάθεση	111
Πολυμερισμός	112
Κεφάλαιο 9	113
Αλκύνια	
Ονοματολογία - Ισομέρεια - Φυσικά προϊόντα	113
Σχηματισμός	113
Ιδιότητες	114
Σύνθεση και ανιδράσεις του ακετυλενίου	116
Κεφάλαιο 10	119
Αλκυλαλογονίδια	
Ονοματολογία – Ανιπρόσωποι στη φύση	119
Σχηματισμός	120
Δομή και δραστικότητα	121
Ανιδράσεις πυρηνόφιλης υποκατάστασης	121
Ανιδράσεις απόσπασης	125
Ανιδράσεις με μέταλλα – Οργανομεταλλικές ενώσεις	126
Κεφάλαιο 11	129
Φασματοσκοπικές μέθοδοι	
Ηλεκτρονικά φάσματα ή φάσματα υπεριώδους-ορατού	131
Φάσματα υπέρυθρου (IR)	134
Φάσματα πυρηνικού μαγνητικού συντονισμού (NMR)	138
Φάσματα μαζών	145
Κεφάλαιο 12	149
Αρωματικότητα: Αρωματικοί υδρογονάνθρακες, αλογονοπαράγωγα και νιτροπαράγωγα	
Αρωματικότητα	149
Βενζόλιο	151
Αρωματικοί υδρογονάνθρακες	154
Αλογονοπαράγωγα του βενζολίου	158
Αρωματικά νιτροπαράγωγα	159
Κεφάλαιο 13	161
Αλκοόλες, αιθέρες, εποξειδία, θειόλες και θειαιθέρες	
Αλκοόλες	162
Ονοματολογία - Ανιπρόσωποι στη φύση	162
Σχηματισμός	163
Δεσμοί υδρογόνου	165

Υδρόφιλος χαρακτήρας	166
Βασικός χαρακτήρας - Αφυδάτωση	167
Όξινος χαρακτήρας - Άλατα	167
Οξειδωση	168
Προστασία του υδροξυλίου	170
Άλλες αντιδράσεις	170
Αιθέρες	171
Ονοματολογία - Αντιπρόσωποι στη φύση	171
Σχηματισμός	171
Ιδιότητες - Δραστικότητα	172
Εποξειδία	173
Θειόλες και δεσμευτές (σουλφίδια)	174
Ονοματολογία - Αντιπρόσωποι στη φύση	174
Σχηματισμός – Δραστικότητα	174
Γενικά για την οξείδωση των οργανικών ενώσεων	176
 Κεφάλαιο 14	
Αλειφατικές και αρωματικές αμίνες	179
Ονοματολογία - Αντιπρόσωποι στη φύση	179
Αλειφατικές αμίνες	181
Σχηματισμός	181
Βασικός και όξινος χαρακτήρας των αμινών	182
Πυρηνόφιλος χαρακτήρας των αμινών	183
Αρωματικές αμίνες ή ανιλίνες	184
Σχηματισμός	185
Ιδιότητες	185
Διαζωνιακά άλατα	187
 Κεφάλαιο 15	
Καρβονυλικές ενώσεις	191
Ονοματολογία – Αντιπρόσωποι στη φύση	192
Σχηματισμός	193
Φυσικές ιδιότητες	194
Ηλεκτρονική δομή του καρβονυλίου	195
Γενικές ιδιότητες του καρβονυλίου	195
Ταυτομέρεια	196
Αλδολική συμπίκνωση και αντίδραση Cannizzaro	197
Αντιδράσεις με οξυγονούχα πυρηνόφιλα αντιδραστήρια	199
Αντιδράσεις με αζωτούχα πυρηνόφιλα αντιδραστήρια	200
Αντιδράσεις με ανθρακούχα πυρηνόφιλα αντιδραστήρια	201
Αντιδράσεις οξείδωσης και αναγωγής	202
Αντιδράσεις ακόρεστων καρβονυλικών ενώσεων	202

Κεφάλαιο 16

Καρβοξυλικά οξέα και παράγωγα αυτών

203

Καρβοξυλικά οξέα	203
Ονοματολογία – Αντιπρόσωποι στη φύση	203
Σχηματισμός	205
Ιδιότητες	205
Αρωματικά καρβοξυλικά οξέα	208
Ακόρεστα καρβοξυλικά οξέα	209
Καρβοξυλικά οξέα με λειτουργική ομάδα	210
Ακυλαλογονίδια	213
Αντιδράσεις παραγώγων καρβοξυλικών οξέων με πυρηνόφιλα	214
Ανυδρίτες των καρβοξυλικών οξέων	214
Εστέρες των καρβοξυλικών οξέων	217
Αμίδια των καρβοξυλικών οξέων	221
Νιτρίλια των οξέων	223

Κεφάλαιο 17

Φαινόλες και φαινολαιθέρες

225

Φαινόλες	225
Ονοματολογία – Φυσικοί αντιπρόσωποι	225
Σχηματισμός	226
Όξινος χαρακτήρας	228
Οξειδωση	229
Οι φαινόλες ως αντιοξειδωτικά	231
Αρωματική ηλεκτρονιόφιλη υποκατάσταση	233
Φαινολαιθέρες	234
Παρασκευή και ιδιότητες των φαινολαιθέρων	234
Λιγνίνη – Χούμος	235

Κεφάλαιο 18

Λιπίδια

237

Εστέρες της γλυκερόλης: γλυκερίδια	237
Παρασκευή – Ανάλυση	238
Χημικές μετατροπές λιπαρών υλών: οξείδωση	241
Λίπη και Έλαια - Υδρογόνωση	242
Σάπωνες και Απορρυπαντικά	243
Εστέρες της γλυκερόλης: φωσφογλυκερίδια και γλυκολιπίδια	245
Κηροί	246
Τερπένια	247
Στεροειδή / Στερόλες	249
Προσταγλανδίνες	252

Κεφάλαιο 19 253

Σάκχαρα ή υδατάνθρακες

Απλά σάκχαρα ή μονοσακχαρίτες	253
Δομή	254
Ανωμερείωση και επιμερείωση	256
Χημικές ιδιότητες των σακχάρων	257
Δισακχαρίτες	260
Πολυσακχαρίτες	262

Κεφάλαιο 20 267

Αμινοξέα – Πεπτίδια – Πρωτεΐνες

Αμινοξέα	267
Παράγωγα των αμινοξέων	273
Πεπτίδια	273
Συμβολισμοί	273
Πρωτεΐνες	277
Ονοματολογία	277
Απομόνωση – Καθαρισμός	277
Ανάλυση πεπτιδίων και πρωτεϊνών	279
Δομές των πρωτεϊνών	280
Απεικόνιση των πρωτεϊνών	285
Σύνθεση των πρωτεϊνών	286
Βιοχημική σύνθεση	286
Ιδιότητες των πρωτεϊνών	286

Κεφάλαιο 21 289

Νουκλεϊκά οξέα

Νουκλεοτίδια	289
Νουκλεϊκά οξέα	293
Πρωτοταγής δομή	294
Ανώτερες δομές	295
Ιδιότητες	296

Κεφάλαιο 22 297

Ετεροκυκλικές ενώσεις

Γενικές ιδιότητες	297
Αρωματικές ενώσεις	298
Ενώσεις βιολογικού ενδιαφέροντος	304

Κεφάλαιο 23 309

Η χημική βιβλιογραφία

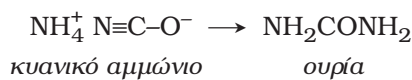


ΕΙΣΑΓΩΓΗ

Η οργανική χημεία κατέχει κυρίαρχη θέση ανάμεσα στις φυσικές και τις βιολογικές επιστήμες. Αφενός έχει στενούς δεσμούς με τη Φυσική και τα Μαθηματικά, που αποτελούν το θεωρητικό υπόβαθρο της Χημείας γενικά, και αφετέρου είναι η βάση της Βιοχημείας και της Βιολογίας, συνεπώς και των εφαρμοσμένων βιολογικών επιστημών, της Γεωπονίας, της Φαρμακευτικής και της Ιατρικής.

Η οργανική χημεία είναι ο κλάδος της χημείας που εξετάζει τις ενώσεις του άνθρακα. Ο όρος «οργανική» προέρχεται από τον παλαιότερο διαχωρισμό των ενώσεων σε δύο κατηγορίες: τις ανόργανες, που προέρχονται από τα ορυκτά, και τις οργανικές, που προέρχονται από τους ζωντανούς οργανισμούς. Η διατήρηση αυτού του διαχωρισμού έχει επικρατήσει για συστηματικούς λόγους, αφού στην πραγματικότητα δεν υπάρχουν ουσιώδεις διαφορές ανάμεσα στις ανόργανες και στις οργανικές ενώσεις.

Για πολύν καιρό οι χημικοί πίστευαν ότι οι οργανικές ενώσεις δεν ήταν δυνατό να συντεθούν στο εργαστήριο, επειδή ο άνθρωπος δεν διέθετε την απαραίτητη «ζωική δύναμη» (*vis vitalis*). Η βιταλιστική θεωρία καταρρίφθηκε το 1828, όταν ο Friedrich Wöhler παρασκεύασε από μια ανόργανη ένωση, το κυανικό αμμώνιο, μια ζωική οργανική ένωση, την ουρία. Η μετατροπή ήταν ιδιαίτερα απλή, αφού βασιζόταν στη θέρμανση υδατικού διαλύματος του κυανικού αμμωνίου μέχρις ότου εξατμιστεί το νερό:



Από τότε έχουν συντεθεί πολλά εκατομμύρια οργανικών ενώσεων, ένα μέρος των οποίων είναι φυσικές, ενώ οι περισσότερες δεν απαντούν στη Φύση και είναι προϊόντα της δημιουργικής ικανότητας του ανθρώπου. Γενικά, η σύνθεση στοχεύει στην παραγωγή ενώσεων με συγκεκριμένη δομή και με ιδιότητες λιγότερο ή περισσότερο αναμενόμενες. Επίσης, επιδιώκεται η εύρεση νέων συνθετικών μεθόδων και η βελτίωση των ήδη γνωστών. Στις συνθέσεις ενώσεων με περίπλοκη δομή χρειάζονται πολλά επιμέρους στάδια: έτσι, ξεκινώντας από

απλές διαδέσιμες ενώσεις το προϊόν κάθε αντίδρασης αποτελεί στη συνέχεια την πρώτη ύλη για το επόμενο στάδιο. Είναι γεγονός ότι οι φυσικές ενώσεις διαθέτουν τη μεγαλύτερη πολυπλοκότητα και αποτελούν πρόκληση για τους συνθετικούς χημικούς, που πρέπει να αντιμετωπίσουν πολλές δυσκολίες προκειμένου να επιτύχουν τον στόχο τους.

Εκτός από τη σύνθεση, ενδιαφέρει και η ανάλυση των οργανικών ενώσεων. Χάρη στην εφαρμογή εκλεπτυσμένων διαχωριστικών μεθόδων, είμαστε σήμερα σε θέση να αναλύουμε στα συστατικά τους τα πιο πολύπλοκα μίγματα. Εφόσον το επιθυμούμε, μπορούμε επίσης να απομονώσουμε κάποιες ενώσεις που μας ενδιαφέρουν. Με την ανάπτυξη, εξάλλου, ισχυρών φασματοσκοπικών μεθόδων επισημαίνουμε ελάχιστες ποσότητες ουσιών, της τάξης μερικών μερών ανά δισεκατομμυρίων. Όταν πρόκειται για άγνωστες ενώσεις, η χρήση και πάλι των φασματοσκοπικών μεθόδων μας επιτρέπει να διευκρινίσουμε τη δομή τους, χωρίς να καταφεύγουμε σε χημικές μεθόδους, που χρειάζονται πολύ χρόνο και μεγάλες ποσότητες ουσιών.

Μετά τη σύνθεση ή την απομόνωση κάποιας ένωσης ακολουθεί η μελέτη των ιδιοτήτων της. Αφού πρώτα γίνει ο προσδιορισμός διαφόρων φυσικών ιδιοτήτων, όπως η διαλυτότητα, ακολουθεί η φασματοσκοπική μελέτη που οδηγεί στη δομή της ένωσης ή την επιβεβαιώνει, όταν είναι ήδη γνωστή. Με τη χημική μελέτη διερευνάται η χημική συμπεριφορά των ενώσεων και επισημαίνονται τα ιδιαίτερα και τα γενικά χαρακτηριστικά τους. Όταν πρόκειται για νέες αντιδράσεις εξετάζουμε με μια ποικιλία μεθόδων το μηχανισμό τους, δηλαδή τις λεπτομερειακές μεταβολές που συμβαίνουν κατά τη μετατροπή των αντιδρώντων στα προϊόντα. Συνδυάζοντας τα ευρήματα αυτά με θεωρητικά δεδομένα, αναπτύσσονται οι γενικές θεωρίες που ερμηνεύουν τις σχέσεις δομής και δραστηριότητας των ενώσεων, ενώ επιτρέπεται η σωστή πρόβλεψη για την έκβαση νέων αντιδράσεων.

Οι γνώσεις που αποκομίζονται από τη μελέτη των οργανικών ενώσεων αποτελούν τις βάσεις των βιολογικών επιστημών, οι οποίες σε μοριακό επίπεδο δεν είναι παρά μεταβολές απλών ή πολύπλοκων οργανικών ενώσεων. Οι ίδιες ενώσεις συχνά αξιοποιούνται από την τεχνολογία. Χιλιάδες προϊόντα βρίσκουν χρησιμοποίηση σε παραδοσιακούς τομείς όπως οι βιομηχανίες τροφίμων, φαρμάκων, χρωμάτων, πλαστικών, υφανσίμων ινών, αρωμάτων ή αγροχημικών και, πρόσφατα, σε νέους τομείς υψηλής τεχνολογίας.

Η χρησιμοποίηση σε μεγάλη κλίμακα των κάθε είδους ενώσεων έχει βελιώσει σημαντικά το βιοτικό επίπεδο του ανθρώπου, αλλά παράλληλα έχει δημιουργήσει ένα μεγάλο πρόβλημα, τη ρύπανση του περιβάλλοντος. Επίσης, η εξάντληση πολλών πρώτων υλών ολοένα και πλησιάζει. Η γνώση της οργανικής χημείας θα βοηθήσει το νέο επιστήμονα στην καλύτερη κατανόηση της επιστήμης του, αλλά και θα τον κάνει ικανό να συμβάλει θετικά στην επίλυση επιμέρους προβλημάτων που θα έχει να αντιμετωπίσει.

1^ο

Κεφάλαιο

ΣΥΝΤΑΞΗ, ΙΣΟΜΕΡΕΙΕΣ, ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ & ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΤΩΝ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

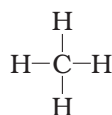
Ο τρόπος σύνδεσης των ατόμων του άνθρακα στις πολυάριθμες οργανικές ενώσεις αποτελούσε για πολύ καιρό ένα μυστήριο, παρά το γεγονός ότι από τους πειραματικούς χημικούς είχε αρχίσει η συνθετική παρασκευή πολλών ενώσεων. Σήμερα γνωρίζουμε επακριβώς πώς συνδέονται τα άτομα μεταξύ τους στα μόρια, όπως θα μάθουμε στο επόμενο κεφάλαιο. Από τη θέση αυτή θα παρουσιαστούν οι πρώτες έννοιες με τις οποίες ασχολήθηκαν οι χημικοί του 19^{ου} αιώνα και με βάση τις οποίες προχώρησαν στην ορθολογιστική αντιμετώπιση των οργανικών ενώσεων, αναγνωρίζοντας τη στοιχειώδη σύνταξη αυτών, τις ισομέρειες και την ταξινόμησή τους. Στα τέλη του ίδιου αιώνα επιχειρήθηκε και η πρώτη προσπάθεια συστηματικής ονοματολογίας.

Σύνταξη και ισομέρειες

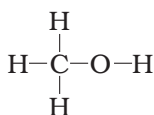
Ο άνθρακας, με ελάχιστες εξαιρέσεις, είναι στοιχείο τετρασθενές που έχει τη δυνατότητα να σχηματίζει σταθερούς δεσμούς σχεδόν με κάθε στοιχείο. Ιδιαίτερη σταθερότητα έχουν οι δεσμοί άνθρακα-άνθρακα, που κάνουν δυνατό το σχηματισμό αλυσίδων (ανθρακικών σκελετών) με πολλές χιλιάδες άτομα C. Η ιδιότητα αυτή είναι μοναδική στον άνθρακα, καθώς δεν υπάρχουν άλλα στοιχεία που να σχηματίζουν τόσο μεγάλες αλυσίδες. Ωστόσο, η σταθερότητα δεν ξεπερνά κάποια όρια, προκειμένου να επέρχεται η διάσπαση των κάθε είδους δεσμών και να γίνονται οι οργανικές αντιδράσεις με σχετική ευκολία, κάτω δηλαδή από ήπιες συνθήκες. Στις ανθρακικές αλυσίδες μπορούν να παρεμβάλλονται και τα άτομα άλλων στοιχείων (ετεροάτομα) δημιουργώντας νέες αλυσίδες.

Οι πλήρεις τύποι των οργανικών ενώσεων ονομάζονται συντακτικοί και αρχικά γράφονταν αναλυτικά, με κάθε δεσμό να αναπαριστά μία «μονάδα σθένε-

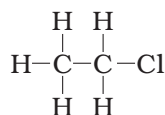
νους». Κατά συνέπεια, αν θέλαμε να δείξουμε λεπτομερειακά πώς συνδέονται μεταξύ τους τα άτομα στο μεθάνιο, στη μεθανόλη και στο χλωροαιθάνιο γράφαμε διδιάστατους συντακτικούς τύπους με όλες τις παύλες που παριστάνουν τους διάφορους δεσμούς μεταξύ των ατόμων:



μεθάνιο

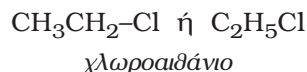
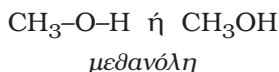


μεθανόλη



χλωροαιθάνιο

Η γραφή με τους πλήρεις συντακτικούς τύπους συντομεύεται αν παραλείψουμε τους δεσμούς C-H ή και τους δεσμούς C-ετεροατόμου, οπότε οι παραπάνω τύποι γράφονται σε μία διάσταση:



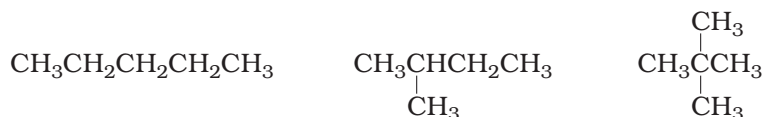
Γενικότερα, χρησιμοποιούμε πλήρως περιληπτικούς συντακτικούς τύπους, όταν δε χρειάζεται να υποδείξουμε τους δεσμούς των ατόμων τους, ενώ προτιμούμε τύπους με έναν ή δύο συνήθως δεσμούς όταν θέλουμε να δείξουμε σε ποιο συγκεκριμένο άτομο C υπάρχει κάποιο στοιχείο ή ομάδα, καθώς και ποιος δεσμός διασπάται σε κάποια αντίδραση.

Εκτός από την τειρασθένειά του, που επιτρέπει συνδέσεις με πολλά συγχρόνως στοιχεία ή ομάδες στοιχείων, ο άνθρακας έχει τη δυνατότητα να σχηματίζει δεσμούς που δεν είναι ισότιμοι μεταξύ τους, όπως συμβαίνει στις ενώσεις του με πολλαπλό δεσμό –διπλό και τριπλό δεσμό. Με αυτόν τον τρόπο, και λαμβάνοντας υπόψη επίσης τη δομή του άνθρακα στον χώρο, ο δυνητικός αριθμός των οργανικών ενώσεων είναι εξαιρετικά μεγάλος και συνεχώς αυξάνεται. Οι γνωστές ενώσεις σήμερα (2005) πλησιάζουν τα 30.000.000.

Καθώς αυξάνονται τα άτομα C στις οργανικές ενώσεις, διαπιστώνουμε ότι αν θελήσουμε να εκφράσουμε τους μοριακούς τύπους τους με πλήρεις ή συνοπτικούς συντακτικούς τύπους, υπάρχουν δύο ή περισσότερες ενώσεις που ανταποκρίνονται στον ίδιο μοριακό τύπο. Π.χ. η ένωση με μοριακό τύπο $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$ ανταποκρίνεται σε δύο διαφορετικούς συντακτικούς τύπους:

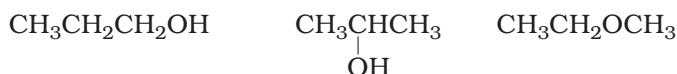


Στον υδρογονάνθρακα του τύπου C_5H_{12} αντιστοιχούν τρεις συντακτικοί τύποι:



Στα παραπάνω παραδείγματα λέμε ότι στον ίδιο μοριακό τύπο αντιστοιχούν δύο και τρία *ισομερή*, δηλαδή ενώσεις που διαφέρουν σε μικρό βαθμό στις φυσικές ιδιότητες αλλά έχουν σχεδόν τις ίδιες χημικές ιδιότητες. Με τον όρο ισομέρεια περιγράφουμε ακριβώς τη δυνατότητα που έχουν τα διάφορα άτομα του άνθρακα και των ετεροατόμων να ενώνονται μεταξύ τους με ποικίλους τρόπους. Στις δύο χλωριούχες ενώσεις διαφέρει η θέση του χλωρίου στην ανθρακική αλυσίδα, ενώ στον υδρογονάνθρακα διαφέρει η ανθρακική αλυσίδα (επίσης ανθρακικός σκελετός), που είναι ευθεία στην πρώτη ένωση και διακλαδισμένη στη δεύτερη. Σημειώνεται ότι η ανθρακική αλυσίδα καλείται και υδρογονανθρακική, όταν αποτελείται μόνο από άνθρακα και υδρογόνο.

Αν στην ένωση C_3H_7Cl αντικαταστήσουμε το μονοσθενές χλώριο με το δισθενές οξυγόνο, το οξυγόνο θα πρέπει να ενωθεί και με ένα άτομο υδρογόνου (ή άλλου στοιχείου) για να σχηματίσει σταθερή ένωση, του τύπου C_3H_8O . Για το νέο μοριακό τύπο μπορούμε να γράψουμε τρία ισομερή: δύο αλκοόλες και έναν αιθέρα, δηλαδή δύο ενώσεις με παρόμοιες φυσικές και χημικές ιδιότητες και μία με τελείως διαφορετικές ιδιότητες.



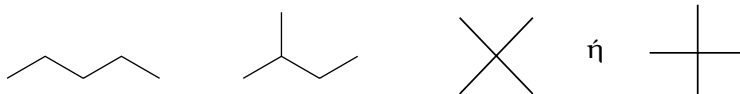
Οι ισομέρειες της ανθρακικής αλυσίδας και της θέσης ενός ετεροατόμου είναι πολύ συνηθισμένες στις οργανικές ενώσεις. Υπάρχουν και άλλες περιπτώσεις ισομέρειας που θα αναπτυχθούν σε άλλες θέσεις. Μεταξύ αυτών αναφέρονται η θέση ενός πολλαπλού δεσμού, η ισομέρεια στις κυκλικές ενώσεις και, κυρίως, οι στερεοχημικές ισομέρειες που σχετίζονται με τη θέση στον χώρο των ατόμων και αποδίδονται με ξεχωριστούς, τριδιάστατους τύπους.

ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΩΝ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

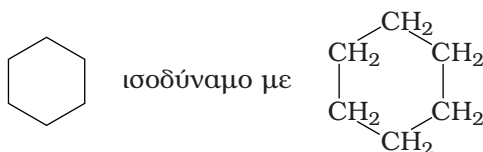
Ανάλογα με τη μορφή της ανθρακικής αλυσίδας, οι οργανικές ενώσεις κατατάσσονται σε τρεις κατηγορίες: τις άκυκλες ή αλειφατικές, τις ισοκυκλικές και τις ετεροκυκλικές. Άκυκλες είναι όλες οι ενώσεις με ανοικτή αλυσίδα, ευθεία ή διακλαδισμένη. Στις ισοκυκλικές υπάρχει δακτύλιος που αποτελείται αποκλειστικά από άτομα C, ενώ στις ετεροκυκλικές ενώσεις συμμετέχουν ως «κρίκοι» της αλυσίδας, δηλαδή μέλη του δακτυλίου, ένα ή περισσότερα ετεροάτομα. Όλες οι κυκλικές ενώσεις μπορούν να συνδυαστούν με άλλες κυκλικές προς ενώσεις με δύο, τρεις, κ.ο.κ. δακτυλίους.

Προκειμένου να απλουστεύσουμε ακόμη περισσότερο τη γραφή των υδρογονανθρακικών αλυσίδων έχουμε τη δυνατότητα να σχεδιάσουμε ένα γεωμε-

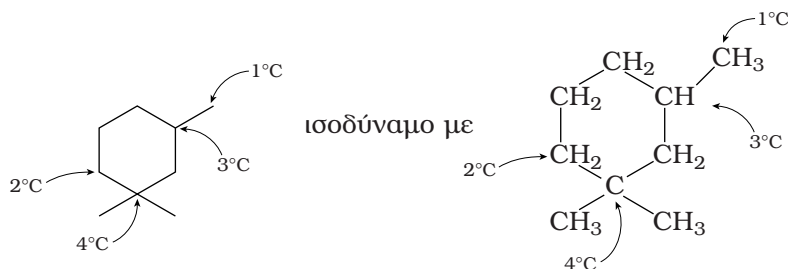
τρικό σχήμα, που είναι και πιο αντιπροσωπευτικό της πραγματικής δομής. Έτσι, οι τρεις ισομερείς υδρογονάνθρακες C_5H_{12} αποδίδονται και με τους παρακάτω σχηματικούς τύπους:



Ακόμη πιο χρήσιμοι είναι οι σχηματικοί τύποι για τους δακτυλίους, που αποδίδονται με γεωμετρικά σχήματα, παρότι αυτά δεν αποδίδουν την πραγματική γεωμετρία των δακτυλίων. Επειδή τα γεωμετρικά σχήματα των δακτυλίων, με αμγή ανθρακικό σκελετό ή με την παρεμβολή ετεροατόμων, είναι πιο εποπτικά από τους τύπους ζιγκ-ζαγκ των άκυκλων ενώσεων, σε πολλές περιπτώσεις θα προτιμούμε την απόδοση μιας αντίδρασης γενικής εφαρμογής με τον εξαμελή δακτύλιο, που σημαίνει τον κορεσμένο κυκλικό υδρογονάνθρακα με 6 άτομα άνθρακα.



Κάθε γωνία στους σχηματικούς τύπους αντιπροσωπεύει μια μεθυλενική ομάδα (CH_2), ενώ κάθε ανοικτή γραμμή, στην άκρη της αλυσίδας ή σε κυκλικές ενώσεις, συμβολίζει τη μεθυλική ομάδα (CH_3). Το σημείο συνάντησης τριών γραμμών σημαίνει την ύπαρξη μιας μεθινικής ομάδας (CH), ενώ το σημείο συνάντησης τεσσάρων γραμμών σημαίνει ότι ο C δεν έχει κανένα υδρογόνο. Τα άτομα C σε τέτοιες ενώσεις ονομάζονται αντίστοιχα, πρωτοταγή (1°), δευτεροταγή (2°), τριτοταγή (3°) και τεταρτοταγή (4°):



Ομόλογες σειρές. Οι υδρογονάνθρακες είναι πολυάριθμοι και διακρίνονται σε ομόλογες σειρές, ανάλογα με τον βαθμό ακορεσιτότητας αυτών, δηλαδή αν περιέχουν έναν ή περισσότερους πολλαπλούς δεσμούς. Κάθε ομάδα υδρογοναν-

δράκων με τον ίδιο βαθμό ακορεσιτότητας συνιστά μια ομόλογη σειρά, τα μέλη της οποίας διαφέρουν κατά μία μεθυλενική ομάδα. Έτσι έχουμε τους κορεσμένους υδρογονάνθρακες, του γενικού τύπου C_nH_{2n+2} , τους ακόρεστους υδρογονάνθρακες με έναν διπλό δεσμό, του γενικού τύπου C_nH_{2n} , κ.ο.κ. Το αμέσως ανώτερο ή κατώτερο ομόλογο μέλος μιας ομόλογης σειράς έχει μία περισσότερη ή μία λιγότερη μεθυλενική ομάδα από την ένωση προς την οποία αναφέρεται.

Τάξεις ενώσεων. Όταν ένα άτομο υδρογόνου σε κάποιο υδρογονάνθρακα αντικατασταθεί με κάποιο ετεροάτομο, προκύπτουν παράγωγα των υδρογονανθράκων, π.χ. με αλογόνα, οξυγόνο κ.λπ. που συνιστούν νέες τάξεις ενώσεων. Λέμε ότι αυτά τα παράγωγα περιέχουν υποκαταστάτες ή λειτουργικές ομάδες, που τα διαφοροποιούν από την τάξη των υδρογονανθράκων ή άλλες τάξεις. Έτσι προκύπτουν π.χ. τα αλκυλαλογονίδια, οι αλκοόλες και οι αιθέρες. Υπάρχει επίσης η δυνατότητα να αντικατασταθούν περισσότερα H από την ίδια ή διαφορετικές ομάδες, οπότε προκύπτουν άλλες τάξεις ενώσεων. Όλες οι τάξεις κατατάσσονται επίσης σε ομόλογες σειρές, ανάλογα με την ακορεσιτότητά τους.

Η κατάταξη των οργανικών ενώσεων σε ομόλογες σειρές και τάξεις διευκολύνει τη μελέτη τους, επειδή όλα τα μέλη μιας σειράς και μιας τάξης έχουν παρρηλήσιες ιδιότητες και παρασκευάζονται με τις ίδιες μεθόδους. Γι' αυτό αναφερόμαστε συνήθως σε γενικές ιδιότητες και παρασκευές και όχι σε κάποια συγκεκριμένη ένωση, έστω και αν παρουσιάζει κάποια ιδιαιτερότητα.

Η ΧΗΜΙΚΗ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ

Η πληθώρα των οργανικών ενώσεων επέβαλε από νωρίς τη συστηματικοποίηση της ονομασίας τους. Η συστηματική (ή επίσημη) ονοματολογία των οργανικών ενώσεων χαρακτηρίζεται επίσης και ως ονοματολογία κατά IUPAC, από τα αρχικά του διεθνούς οργανισμού που έχει θεσπίσει τους σχετικούς κανόνες (International Union of Pure and Applied Chemistry, δηλαδή Διεθνής Ένωση Καθαρής και Εφαρμοσμένης Χημείας). Οι κανόνες είναι πολυπληθείς, επειδή πρέπει να καλύπτουν κάθε είδους ενώσεις, ακόμη και μη υπαρκτές που απλώς σχεδιάζονται στο χαρτί.

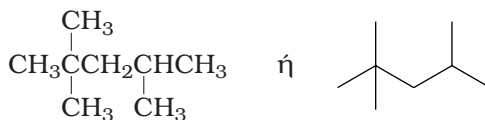
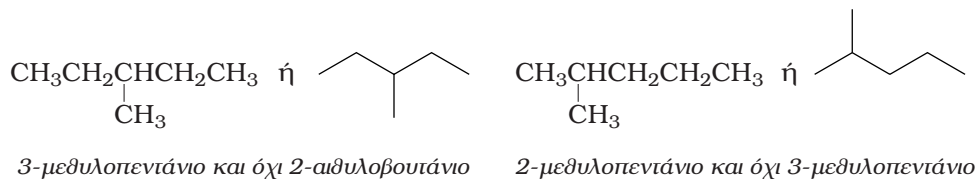
Η αρχή των κανόνων είναι ότι οι απλές ενώσεις ονοματίζονται με βάση τον ανθρακικό σκελετό, μια συλλαβή που δείχνει την ακορεσιτότητά τους και μια κατάληξη που υποδεικνύει την τάξη όπου ανήκουν ή τη λειτουργική τους ομάδα. Η λειτουργική ομάδα μπορεί επίσης να προταχθεί. Στη συνέχεια αναφέρεται με συντομία ο τρόπος ονομασίας των απλών μελών από τις κυριότερες τάξεις των οργανικών ενώσεων, κυρίως υδρογονάνθρακες και οξυγονούχες ενώσεις, για να δοθεί μια ιδέα του τρόπου σχηματισμού των χημικών ονομάτων. Περισσότερες ονοματολογικές πληροφορίες υπάρχουν στα οικεία κεφάλαια.

♦ **Αλκάνια.** Τα αλκάνια (παλαιά ονομασία παραφίνες) είναι οι κορεσμένοι υδρογονάνθρακες. Χαρακτηριστική τους κατάληξη είναι η συλλαβή *-άνιο*, στην οποία ο κορεσμένος χαρακτήρας τους δηλώνεται από τη συλλαβή *-αν-*. Η κατάληξη *-ιο* χρησιμοποιείται για όλους τους υδρογονάνθρακες. Το μέγεθος της ανθρακικής αλυσίδας ονοματίζεται ως εξής για τα τέσσερα πρώτα μέλη της ομόλογης σειράς των αλκανίων, δηλαδή με 1-4 άτομα C:

Μεθάνιο	CH_4
Αιθάνιο	CH_3CH_3
Προπάνιο	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
Βουτάνιο	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

Στη συνέχεια χρησιμοποιούνται τα ελληνικά αριθμητικά: πεντ-, εξ-, ...,δεκ-, ενδεκ-, ..., δεκαεπτ-, ..., εικοσ-, κ.ο.κ., πάντα με την κατάληξη *-άνιο*, για αλκάνια ευθείας αλυσίδας.

Αν από ένα αλκάνιο αφαιρεθεί ένα υδρογόνο προκύπτει ένα αλκύλιο, που συμβολίζεται με το γράμμα R και ονομάζεται από το όνομα του αλκανίου και την κατάληξη *-ύλιο* αντί *-άνιο*. Όταν η αλυσίδα δεν είναι ευθεία αλλά φέρει διακλαδώσεις, τότε το όνομα του αλκανίου σχηματίζεται από τη μεγαλύτερη δυνατή αλυσίδα, ενώ οι πλευρικές ομάδες, τα αλκύλια, προτάσσονται. Για να δείξουμε με ποια άτομα C συνδέεται κάθε αλκύλιο, χρησιμοποιούμε αριθμούς, αριθμώντας νοερά τη μεγαλύτερη ανθρακική αλυσίδα κατά τέτοιο τρόπο, ώστε να δίνουμε τους μικρότερους δυνατούς αριθμούς. Π.χ.



2,2,4-τριμεθυλοπεντάνιο και όχι 2,4,4-τριμεθυλοπεντάνιο

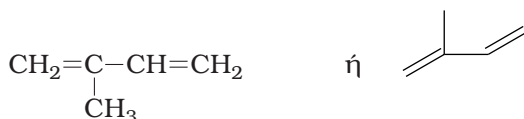
Όταν υπάρχουν δύο ή περισσότερα όμοια αλκύλια, εκτός από τον αριθμό του ατόμου C προτάσσουμε το αριθμητικό δι-, τρι-, κ.λπ. για να υποδείξουμε πόσα είναι τα αλκύλια. Π.χ. το ισοοκτάνιο (εμπειρική ονομασία), που αποτελεί το 100 στην κλίμακα οκτανίων της βενζίνης, ονομάζεται 2,2,4-τριμεθυλοπεντάνιο (όχι 2,4,4-τριμεθυλοπεντάνιο).

Το αλκύλιο $(\text{CH}_3)_3\text{C}-$, εκτός από 2,2-διμεθυλοαιθύλιο, ονομάζεται επίσης *τριτ-*βουτύλιο και γράφεται συντομογραφικά *t-Bu*. Η ομάδα CH_2 ονομάζεται μεθυλένιο και η ομάδα CH μεθίνιο.

♦ **Αλκένια.** Τα αλκένια (παλαιά ονομασία ολεφίνες) ονοματίζονται με τους ίδιους κανόνες των αλκανίων, με μόνη διαφορά ότι για να υποδείξουμε την ακορεστότητά τους χρησιμοποιούμε τη συλλαβή *-εν-*, αντί της *-αν-*. Όταν υπάρχουν πολλοί διπλοί δεσμοί, το *-εν-* γίνεται *-διεν-*, *-τριεν-*, κ.ο.κ., φροντίζοντας και πάλι η αρίθμηση του βασικού σκελετού να είναι τέτοια ώστε το άθροισμα των αριθμών της θέσης των διπλών δεσμών να είναι το μικρότερο δυνατό. Ακολουθούν μερικά παραδείγματα:



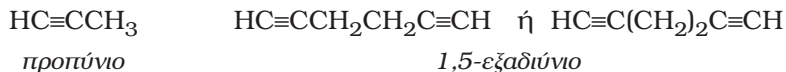
2-μεθυλο-2-βουτένιο

2-μεθυλο-1,3-βουταδιένιο (εμπειρική ονομασία *ισοπρένιο*)

1,3-πενταδένιο και όχι 2,4-πενταδένιο

Η ομάδα $\text{CH}_2=\text{CH}-$ ονομάζεται αιθενυλο- ή βινυλο-, και η ομάδα $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}-$ προπ-1-ενυλο- ή προπυλιδενο-, ενώ η ισομερής ομάδα $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2-$ ονομάζεται προπ-2-ενυλο- ή συνήθως αλλυλο-ομάδα.

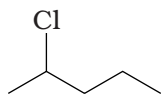
♦ **Αλκύνια.** Οι ίδιοι κανόνες των αλκενίων ισχύουν και για τα αλκύνια, με τη διαφορά ότι ο τριπλός δεσμός υποδεικνύεται τώρα από τη συλλαβή *-υν-* (παλαιότερα *-ιν-*).



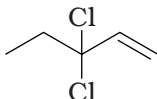
Στους κυκλικούς υδρογονάνθρακες ισχύουν τα παραπάνω, και επιπλέον προτάσσεται το πρόθεμα *κυκλο-*.

Ο μικρότερος κορεσμένος κυκλικός υδρογονάνθρακας είναι το κυκλοπροπάνιο και ο μικρότερος ακόρεστος το κυκλοπροπένιο. Το μικρότερο κυκλοαλκύνιο είναι το κυκλοοκτύνιο, επειδή πρέπει να βρίσκονται σε ευθεία τέσσερα άτομα C.

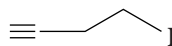
♦ **Αλκυαλογονίδια.** Από ονοματολογική άποψη, το αλογόνο στα αλκυαλογονίδια θεωρείται ως απλός υποκαταστάτης τύπου αλκυλίου, γι' αυτό δεν ονομάζονται συνήθως ως αλογονίδια, όπως στην καθιερωμένη γενική ονομασία της τάξης, αλλά ως αλογονοαλκάνια. Κατά συνέπεια, διπλός και τριπλός δεσμός καθορίζουν την αρίθμηση στα ακόρεστα αλογονοαλκένια και αλογοαλκύνια. Π.χ.



2-χλωροπεντάνιο



3,3-διχλωρο-1-πεντένιο



4-ιωδο-1-βουτύνιο

Στις εξαιρέσεις υπάγονται το *τριπ*-βουτυλοχλωρίδιο, τα ακόρεστα αλκυαλογονίδια $\text{CH}_2=\text{CHX}$ και $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{X}$, που είναι γνωστότερα με τα εμπειρικά τους ονόματα ως αλογονίδια, καθώς και τα βενζυλοαλογονίδια, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{X}$ (όπου η ομάδα C_6H_5 προέρχεται από το βενζόλιο, C_6H_6):

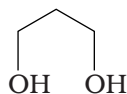
$(\text{CH}_3)_3\text{CCl}$ *τριπ*-βουτυλοχλωρίδιο

$\text{CH}_2=\text{CHI}$ *βινυλοϊωδίδιο*

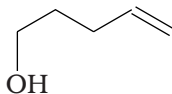
$\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{Cl}$ *αλλυλοχλωρίδιο*

$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{Br}$ *βενζυλοβρωμίδιο*

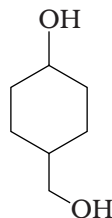
♦ **Αλκοόλες.** Το υδροξύλιο των αλκοολών ανήκει στις λειτουργικές ομάδες, με συνέπεια η αρίθμηση της ανθρακικής αλυσίδας να καθορίζεται από τη θέση του υδροξυλίου. Η κατάληξη που δηλώνει την αλκοόλη είναι -όλη, για τις απλές, -διόλη για όσες έχουν δύο υδροξύλια, κ.ο.κ. Σε σύνθετες ενώσεις είναι δυνατό το υδροξύλιο να χρησιμοποιηθεί ως πρόδεμα, υδροξυ-. Π.χ.



1,3-προπανοδιόλη



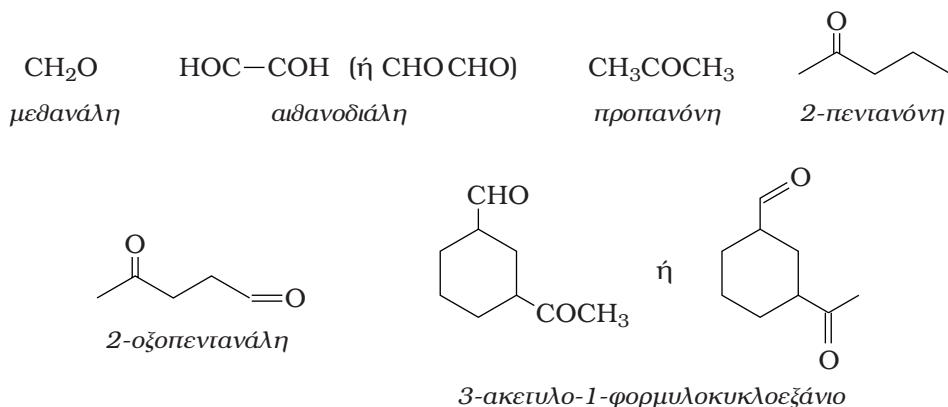
4-πεντεν-1-όλη



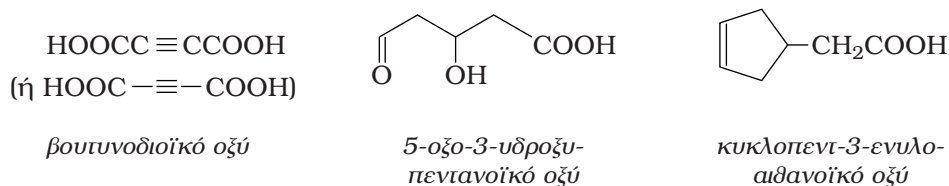
4-υδροξυμεθυλο-κυκλοεξανόλη

Η ομάδα RO ονομάζεται αλκοξυ- (μεθοξυ-, προποξυ- κ.λπ.) και χρησιμοποιείται σε σύνθετους αιθέρες. Οι απλοί αιθέρες ονομάζονται ως διαλκυλοαιθέρες.

♦ **Καρβονυλικές ενώσεις.** Οι απλές καρβονυλικές ενώσεις, αλδεΐδες και κετόνες, χαρακτηρίζονται αντίστοιχα από την κατάληξη $-άλη$ και $-όνη$. Η λειτουργική ομάδα του καρβονυλίου έχει προτεραιότητα σε σχέση με το υδροξύλιο. Ως πρόδεμα, σε σύνθετες ενώσεις, το καρβονύλιο ονομάζεται οξο- ή -κετο-. Οι ομάδες $-CHO$ και CH_3CO- ονομάζονται αντίστοιχα φορμυλο- και ακετυλο-, θεωρούμενες ως υποκαταστάτες, οπότε δε συμμετέχουν ονοματολογικά στην ανθρακική αλυσίδα. Π.χ.



♦ **Καρβοξυλικά οξέα.** Η κατάληξη $-οϊκό$ οξύ χαρακτηρίζει τα καρβοξυλικά οξέα. Το καρβοξύλιο, $-COOH$, έχει προτεραιότητα έναντι των προηγούμενων ομάδων. Σε σύνθετες ενώσεις μπορεί να προταχθεί ως υποκαταστάτης, οπότε ονομάζεται καρβοξύ. Ακολουθούν μερικά παραδείγματα σύνθετων παραγώγων, όπου παρατηρούμε ότι το καρβοξύλιο αναγράφεται κανονικά:



Τα οξέα με ένα και δύο άτομα C ονομάζονται συχνότερα με τα εμπειρικά τους ονόματα: φορμικό οξύ το $HCOOH$ και οξικό οξύ το CH_3COOH .

Η ονοματολογία άλλων τάξεων ενώσεων, όπως οι αιθέρες και οι αμίνες, θα αναφερθεί στα οικεία κεφάλαια, όπου μπορεί κανείς να ανατρέξει.

2°

Κεφάλαιο

ΑΤΟΜΙΚΗ ΔΟΜΗ και ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

Παρόλο που ο άνθρακας σχηματίζει ενώσεις σχεδόν με κάθε στοιχείο, στη μεγάλη τους πλειονότητα οι οργανικές ενώσεις απαρτίζονται από υδρογόνο, οξυγόνο, θείο, άζωτο και αλογόνα. Μικρή αλλά ενδιαφέρουσα συμμετοχή έχουν επίσης το πυρίτιο και ο φωσφόρος. Τα στοιχεία αυτά αναπτύσσουν με τον άνθρακα και μεταξύ τους αρκετά σταθερούς δεσμούς, όχι όμως τόσο σταθερούς ώστε να μην διασπώνται με σχετική ευκολία όταν παρέχεται ενέργεια, κυρίως με τη μορφή θερμότητας ή ακτινοβολιών. Αποτέλεσμα αυτής της κατάστασης είναι ότι έτσι γίνεται δυνατή η πραγματοποίηση των πολυάριθμων αντιδράσεων των οργανικών ενώσεων.

Για την κατανόηση του τρόπου σχηματισμού των μορίων, της δομής τους και της δραστηριότητάς τους στις πολυάριθμες αντιδράσεις τους είναι απαραίτητο να έχουμε μια στοιχειώδη θεωρητική εικόνα της ατομικής δομής και των δεσμών των μορίων. Η θεωρία εξηγεί πολλά πράγματα που φαίνονται περίεργα και προβλέπει τη χημική συμπεριφορά των ενώσεων όταν αντιδρούν με άλλες ενώσεις. Σε διδακτικό επίπεδο, οι βασικές θεωρητικές γνώσεις μας βοηθούν στην καλύτερη κατανόηση της δομής και της δραστηριότητας των οργανικών ενώσεων. Έτσι, δεν είμαστε υποχρεωμένοι να αποστηθίζουμε τις φαινομενικά ασύνδετες αντιδράσεις τους.

Στο παρόν εισαγωγικό κεφάλαιο, μετά από μια σύντομη υπενθύμιση της ατομικής δομής, θα επικεντρωθούμε στη μελέτη της φύσης των δεσμών που σχηματίζει ο άνθρακας με τα παραπάνω στοιχεία και τον εαυτό του. Πρέπει να σημειωθεί ότι ο ιονικός ή ετεροπολικός δεσμός είναι πολύ σπάνιος στις οργανικές ενώσεις, γι' αυτό θα ασχοληθούμε μόνο με τη φύση του κατ' εξοχήν δεσμού των οργανικών ενώσεων, δηλαδή τον ομοιοπολικό δεσμό. Για τον ιονικό δεσμό, όπως και περισσότερο για τη δομή του ατόμου, ισχύουν τα γνωστά από τη γενική χημεία, όπου και θα πρέπει να ανατρέξει ο αναγνώστης αν θέλει να έχει μια πιο εποπτική εικόνα του όλου θεωρητικού υπόβαθρου που διέπει τα άτομα και τα μόρια εν γένει.

Ατομική δομή

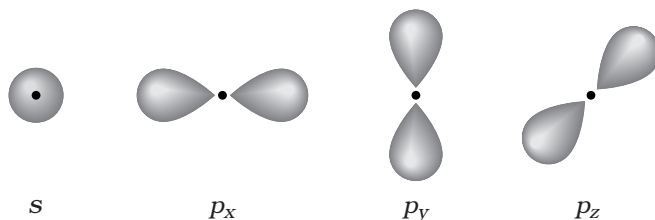
Η μάζα των ατόμων είναι ουσιαστικά συγκεντρωμένη στον θετικά φορτισμένο πυρήνα τους, που αποτελείται από τα πρωτόνια, θετικά φορτισμένα, και τα νετρόνια, χωρίς φορτίο. Ο αριθμός των πρωτονίων καθορίζει την ταυτότητα και τις ιδιότητες των στοιχείων, για κάθε ένα εκ των οποίων υπάρχει ο χαρακτηριστικός του ατομικός αριθμός (Z), που ισούται με τον αριθμό των πρωτονίων του. Ο μαζικός αριθμός (A) είναι το σύνολο πρωτονίων και νετρονίων. Ο αριθμός των νετρονίων ποικίλλει και τα περισσότερα στοιχεία απαντούν με τη μορφή μίγματος ισοτοπικών μορφών. Για παράδειγμα το υδρογόνο απαντά με ένα πρωτόνιο και κανένα, ένα ή δύο νετρόνια, στο «κανονικό» υδρογόνο, το δευτέριο και το ραδιενεργό τρίπιο, αντίστοιχα. Ο άνθρακας, ατομικού αριθμού 6, απαντά ως μίγμα του ισοτόπου με 6 νετρόνια (${}^6\text{C}^{12}$) και 7 νετρόνια (${}^6\text{C}^{13}$), ενώ σε ίχνη απαντά στις ενώσεις του πρόσφατης από γεωλογική άποψη ηλικίας και το ραδιενεργό ισότοπο με 8 νετρόνια (${}^6\text{C}^{14}$), με χρόνο ημιζωής 5.770 έτη, που είναι χρήσιμο σε πολλές εφαρμογές. Υπάρχουν τέσσερα ακόμη ραδιενεργά, βραχύβια ισότοπα του άνθρακα, με 4, 5, 9 και 10 νετρόνια, εκ των οποίων ο ${}^6\text{C}^{11}$, με χρόνο ημιζωής 20 min βρίσκει εφαρμογές στην ιατρική.

Η χημεία δεν ενδιαφέρεται ιδιαίτερα για τους πυρήνες των ατόμων, επειδή δεν υφίστανται μεταβολές κατά τις συνήθεις, μη ραδιενεργές ανυδράσεις τους. Αντίθετα, ενδιαφέρουν τα ηλεκτρόνια, η «χημική κόλλα» των μορίων, αφού αυτά συνιστούν τους δεσμούς και είναι υπεύθυνα για τη σύνδεση των ατόμων μεταξύ τους, όπως και για τον αποχωρισμό τους, όταν οι δεσμοί διασπώνται. Οι δεσμοί προσδίδουν στα στοιχεία και τις ενώσεις τους τις περισσότερες ιδιότητες που ενδιαφέρουν από χημική άποψη, με ακραίο παράδειγμα τις δύο γνωστότερες αλλοτροπικές μορφές του άνθρακα, το διαμάντι και τον γραφίτη, που δεν μοιάζουν καθόλου, σαν να πρόκειται για δύο διαφορετικά στοιχεία.

Η εικόνα που ισχύει γενικά για τα ηλεκτρόνια είναι ότι βρίσκονται σε πολύ μεγάλη απόσταση από τον πυρήνα, τον οποίο περιβάλλουν διαρκώς κινούμενα, χωρίς να είναι εντοπισμένα σε κάποιο σημείο του χώρου. Κατά περίπτωση, μπορούν να περιγραφούν ως υλικά σωματίδια ή ως κύματα. Στην καθημερινή γλώσσα της χημείας τα θεωρούμε ως σωματίδια, επειδή είναι πιο εύκολο να κατανοήσουμε τις μετακινήσεις τους κατά τη δημιουργία και τη διάσπαση των δεσμών. Σε θεωρητικό επίπεδο, είναι προτιμότερο να θεωρηθούν ως κύματα. Η κίνηση των ηλεκτρονίων περιγράφεται μαθηματικά με μια εξίσωση η λύση της οποίας καλείται κυματική συνάρτηση ή τροχιακό. Μπορούμε να ανυψηφθούμε το τροχιακό ως μαθηματική συνάρτηση, ψ , της οποίας το τετράγωνο, ψ^2 , προσδιορίζει την περιοχή της επιφάνειας γύρω από τον πυρήνα, όπου είναι πιθανό να βρεθεί ένα ηλεκτρόνιο.

Τα στοιχεία που ενδιαφέρουν περισσότερο στις οργανικές ενώσεις περιέχουν δύο ειδών τροχιακά, στα οποία υπάρχει μεγάλη πιθανότητα να βρεθούν τα ηλε-

κτρόνια. Πρόκειται για τα τροχιακά τύπου s και κυρίως τα τροχιακά τύπου p . Τα τροχιακά s είναι σφαιρικά, με τον πυρήνα στο κέντρο και αποτελούν την πρώτη υποσιβάδα κάθε στοιχείου ($1s$ στη μοναδική σιβάδα του υδρογόνου, $1s$ και $2s$ για οξυγόνο, άζωτο και άνθρακα, κ.ο.κ.). Στα s τροχιακά διευθετούνται δύο ηλεκτρόνια, τα οποία χαρακτηρίζονται συχνά επίσης ως s . Τα τροχιακά $2p$ έχουν σχήμα αλτήρα και βρίσκονται στη δεύτερη υποσιβάδα της δεύτερης σιβάδας, που έχει χωρητικότητα $6p$ ηλεκτρονίων. Ανάλογα με τις συντεταγμένες τους στον χώρο, υποδιαιρούνται σε τροχιακά $2p_x$, $2p_y$ και $2p_z$, που μπορούν να καταληφθούν από δύο ηλεκτρόνια η κάθε μία.



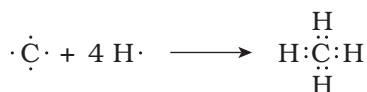
Τροχιακά s , p_x , p_y , και p_z του άνθρακα.

Η αλληλεπικάλυψη s και p τροχιακών οδηγεί στο σχηματισμό των δεσμών που είναι γνωστοί ως δεσμοί σ και π .

Ο ομοιοπολικός δεσμός

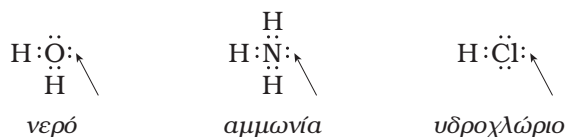
Η αναγνώριση της φύσης των δεσμών που συνδέουν τα άτομα των οργανικών ενώσεων άργησε να πραγματοποιηθεί. Πράγματι, όταν ο G.N. Lewis πρότεινε για πρώτη φορά τον ομοιοπολικό δεσμό, το 1916, η οργανική χημεία μετρούσε πολλές δεκαετίες πειραματικής ενασχόλησης με αξιόλογα επιτεύγματα, χωρίς όμως θεωρητικό υπόβαθρο που να εξηγεί ικανοποιητικά τη σύνδεση των ατόμων που απαρτίζουν τα μόρια. Επιγραμματικά, ομοιοπολικός είναι ο δεσμός που σχηματίζουν δύο άτομα με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων.

Ο Lewis πρότεινε αρχικά να παριστάνεται η δομή ενός μορίου με την ομώνυμη δομή Lewis. Κατ' αυτήν, τα ηλεκτρόνια σθένους που συμμετέχουν στους δεσμούς συμβολίζονται με τελείες, π.χ. μία για το υδρογόνο και τέσσερις για τον άνθρακα. Έτσι, η ηλεκτρονική δομή του μεθανίου προκύπτει από τον συνδυασμό των ηλεκτρονίων τύπου s τεσσάρων ατόμων υδρογόνου (συνολικά 4 τελείες) με τα τέσσερα ηλεκτρόνια ($2s^2, 2p^2$) του άνθρακα:



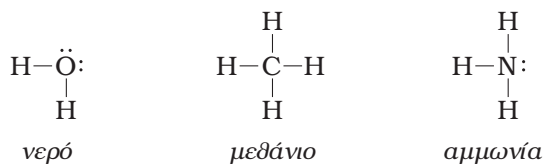
Ηλεκτρονική δομή του μεθανίου κατά Lewis.

Άτομα με ένα ηλεκτρόνιο σθένους σχηματίζουν ένα δεσμό με τον άνθρακα ή μεταξύ τους (προς διατομικά μόρια, όπως το υδρογόνο και τα αλογόνα). Άτομα με δύο ηλεκτρόνια σθένους σχηματίζουν δύο δεσμούς, όπως το οξυγόνο με δύο άτομα υδρογόνου στο νερό. Άτομα με τρία ηλεκτρόνια σθένους σχηματίζουν τρεις δεσμούς, όπως το άζωτο με τρία άτομα υδρογόνου. Άτομα με τέσσερα ηλεκτρόνια σθένους σχηματίζουν τέσσερις δεσμούς, όπως ο άνθρακας και το πυρίτιο με τέσσερα άτομα υδρογόνου. Στα άτομα με ένα, δύο ή τρία ηλεκτρόνια σθένους (αλογόνα, οξυγόνο, άζωτο) υπάρχουν και αναγράφονται τα επιπλέον ηλεκτρόνια που δεν συμμετέχουν σε δεσμούς και καλούνται μονήρη ή αδεσμικά. Αυτά είναι τρία ζεύγη για τα αλογόνα, δύο για το οξυγόνο και ένα για το άζωτο. Τα αδεσμικά ηλεκτρόνια σε ορισμένες περιπτώσεις σχηματίζουν δεσμούς, όπως κατά την πρόσληψη ενός πρωτονίου.



Ηλεκτρονική δομή κατά Lewis του νερού, της αμμωνίας και του υδροχλωρίου:
με βέλος επισημαίνονται τα αδεσμικά ηλεκτρόνια.

Οι δομές Lewis χρησιμοποιούνται σπάνια σήμερα. Αντίθετα, προτιμούμε τον τύπο γραφής που συνδέει τα άτομα με μία γραμμή που συμβολίζει έναν απλό δεσμό και ταυτόχρονα τα δύο ηλεκτρόνια που τον απαρτίζουν. Αυτός ο τρόπος γραφής, οι λεγόμενες δομές Kekulé (Κεκουλέ), συνιστούν τους παραδοσιακούς συντακτικούς τύπους, οι οποίοι έχουν το πλεονέκτημα ότι είναι απλούστεροι και αποτελούν την καθιερωμένη γραφή με όλους τους επιμέρους δεσμούς μιας μοριακής ένωσης. Το μεθάνιο, λοιπόν, γράφεται με τον οικείο συμβολισμό, ενώ στο νερό κάποτε προτιμούμε τη μικτή γραφή, όπως και στην αμμωνία, προκειμένου να επισημάνουμε τα αδεσμικά ηλεκτρόνια

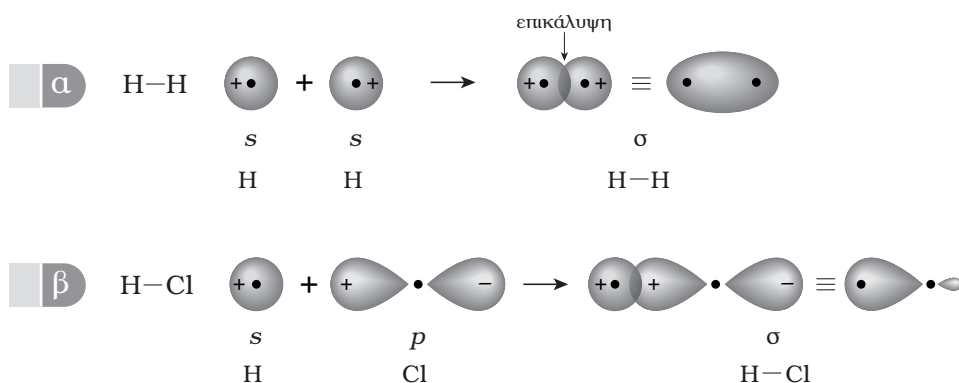


Δομές Kekulé του νερού, του μεθανίου και της αμμωνίας.

Θεωρίες σχηματισμού του ομοιοπολικού δεσμού

Για την εξήγηση της ανάπτυξης του ομοιοπολικού δεσμού έχουν προταθεί δύο μοντέλα, η θεωρία δεσμού σθένους και η θεωρία μοριακών τροχιακών. Τα δύο μοντέλα χρησιμοποιούνται κατά περίπτωση από τους χημικούς, όμως η θεωρία δεσμού σθένους είναι πιο φιλική και αρκεί για να ερμηνεύσει όλα τα φαινόμενα που περιγράφονται σε μια στοιχειώδη ανάπτυξη της οργανικής χημείας. Κατά συνέπεια, θα περιοριστούμε στο μοντέλο δεσμού σθένους.

Κατά τη θεωρία δεσμού σθένους, ο ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται όταν δύο άτομα πλησιάσουν σε τέτοιο βαθμό ώστε το τροχιακό του ενός, που καταλαμβάνεται από ένα ηλεκτρόνιο, υφίσταται αλληλεπικάλυψη με το τροχιακό του άλλου, που επίσης είναι κατειλημμένο από ένα ηλεκτρόνιο. Η απλούστερη περίπτωση σχηματισμού δεσμού είναι όταν δύο άτομα υδρογόνου (H^{\cdot}) με αντίθετο σπιν των ηλεκτρονίων τους σχηματίζουν το μόριο του στοιχείου ($H-H$), οπότε τα s ατομικά τροχιακά του κάθε ατόμου που αλληλοεπικαλύπτονται σχηματίζουν πλέον ένα μοριακό τροχιακό που ονομάζεται σίγμα και συμβολίζεται ως σ . Ο ομοιοπολικός δεσμός του υδρογόνου καλείται επίσης σ δεσμός. Ως προς τα ηλεκτρόνια, αυτά έχουν αντίθετο σπιν και έλκονται από τους πυρήνες και των δύο ατόμων, στα οποία ανήκουν εξίσου. Το σ μοριακό τροχιακό έχει σχήμα ωσοειδές, όπως προκύπτει κατά τη συμπίεση δύο σφαιρών. Αν θεωρήσουμε ότι από το μέσο του τροχιακού (ή του δεσμού) διέρχεται ένα επίπεδο, τότε η τομή του επιπέδου και των αλληλοεπικαλυπτόμενων τροχιακών είναι ένας κύκλος, δηλαδή ο δεσμός $H-H$ έχει κυλινδρική συμμετρία.

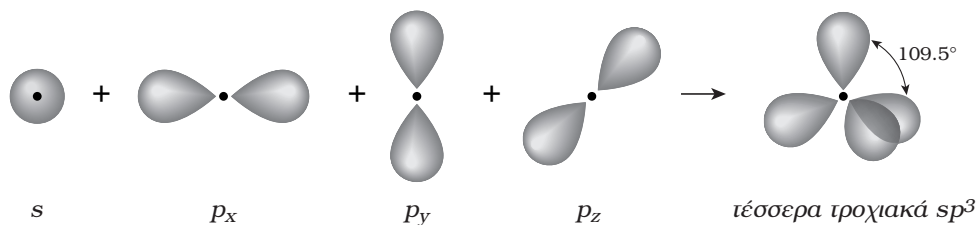


Ο σ δεσμός (α) του μοριακού υδρογόνου και (β) του υδροχλωρίου.

Με ανάλογο τρόπο, τα ατομικά τροχιακά από ένα άτομο υδρογόνου κι ένα άτομο χλωρίου σχηματίζουν ένα σ μοριακό τροχιακό κι ένα σ δεσμό. Η μόνη διαφορά είναι ότι το ατομικό τροχιακό του χλωρίου είναι p , οπότε το σ μοριακό τροχιακό έχει διαφορετική μορφή και αλληλεπικάλυψη από το σ μοριακό τροχιακό του υδρογόνου. Να σημειωθεί ότι όσο μεγαλύτερη είναι η αλληλεπικάλυψη των ατομικών τροχιακών τόσο σταθερότερος είναι ο σ δεσμός. Συμπτωματικά, ο σ δεσμός του μοριακού υδρογόνου και ο σ δεσμός του υδροχλωρίου είναι το ίδιο σταθεροί, ενώ ο δεσμός του μοριακού χλωρίου, που απαρτίζεται από τη αλληλεπικάλυψη δύο p ατομικών τροχιακών, είναι σημαντικά ασθενέστερος. Ο σταθερότερος σ δεσμός είναι του υδροφθορίου, HF.

Υβριδισμός και τροχιακά sp^3 στον άνθρακα

Τα τέσσερα ηλεκτρόνια ($2s^2, 2p^2$) της δεύτερης στιβάδας του άνθρακα φαίνονται σε μια πρώτη εκτίμηση ανόμοια, εφόσον κατανέμονται σε διαφορετικά τροχιακά, που δεν έχουν την ίδια ενέργεια. Εντούτοις, στο μεθάνιο και σε κάθε κορεσμένη οργανική ένωση, οι δεσμοί C–H (και όλοι οι όμοιοι απλοί δεσμοί, π.χ. C–αλογόνου) εμφανίζονται ισότιμοι και όχι δύο ειδών, όπως θα ανέμενε κανείς. Αυτή η ισοτιμία δηλώνει ότι κατά κάποιον τρόπο τα διαφορετικά ηλεκτρόνια έχουν γίνει όμοια. Πράγματι, έχει αποδειχθεί με μαθηματικό τρόπο ότι στην περίπτωση του C ευνοείται η μετατροπή ενός τροχιακού $2s$ σε τροχιακό $2p$. Τότε το ένα $2s$ και τα τρία $2p$ τροχιακά (ή κατ' επέκταση τα ηλεκτρόνια που καταλαμβάνουν τα τροχιακά) αποκτούν μεγαλύτερη σταθερότητα και γίνονται ισότιμα για μια συγκεκριμένη γεωμετρία, του κανονικού τετραέδρου. Αυτή η ανάμιξη των τροχιακών καλείται υβριδισμός και τα ομογενοποιημένα, ισότιμα τροχιακά λέμε ότι αποτελούν υβρίδια τύπου sp^3 , με τετραεδρική κατεύθυνση στον χώρο.



Σχηματισμός τροχιακών υβριδισμού sp^3 .

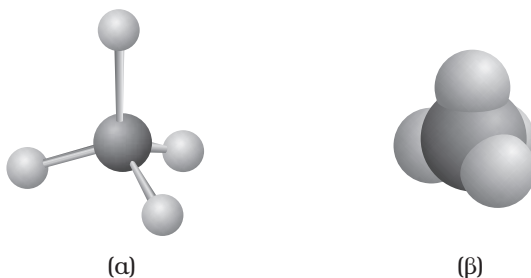
Το σχήμα των νέων τροχιακών sp^3 μοιάζει λίγο με εκείνο των p τροχιακών, με μια σπουδαία διαφορά: οι δύο λοβοί δεν είναι πλέον όμοιες σφαίρες, αλλά

έχουν αιρακτοειδές σχήμα και ο ένας είναι πολύ μεγαλύτερος από τον άλλο. Αυτός ακριβώς ο μεγάλος λοβός αλληλεπικαλύπτεται αποτελεσματικά με το τροχιακό ενός άλλου ατόμου και σχηματίζουν σταθερό σ δεσμό. Δεσμοί τύπου σ στις οργανικές ενώσεις είναι οι ακόλουθοι:

- ❖ ο δεσμός C-H που αποτελείται από sp^3 -s τροχιακά
- ❖ οι δεσμοί C-X (όπου X=F, Cl, Br, I, O κ.λπ.) που αποτελούνται από sp^3 -p τροχιακά
- ❖ οι δεσμοί C-C που αποτελούνται από sp^3 - sp^3 τροχιακά.

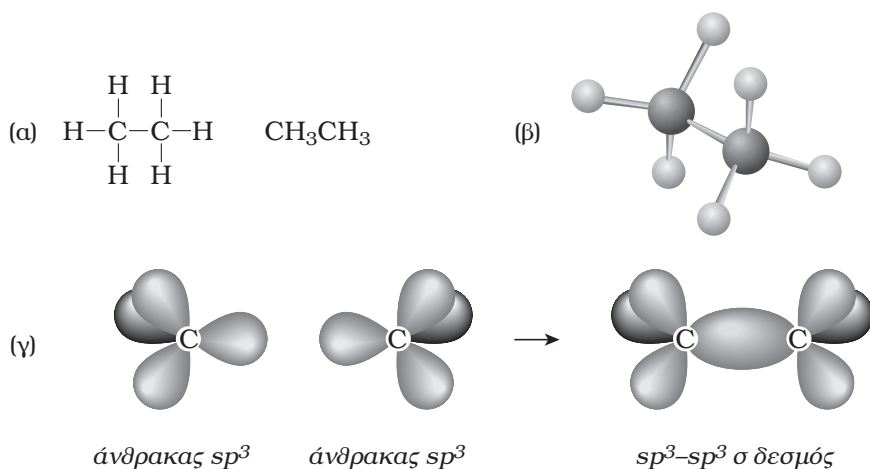
Η δομή του μεθανίου και του αιθανίου

Το μεθάνιο, CH_4 , και το αιθάνιο, C_2H_6 ή CH_3CH_3 , είναι οι απλούστεροι υδρογονάνθρακες. Στο μεθάνιο οι τέσσερις ισότιμοι σ δεσμοί C-H σχηματίζονται από την αλληλεπικάλυψη ισάριθμων ηλεκτρονίων που βρίσκονται στα sp^3 τροχιακά του C με τα ηλεκτρόνια των 1s τροχιακών του υδρογόνου (δεσμοί sp^3 -s). Η απόσταση C-H είναι 1,10 Å και τα τέσσερα H είναι διευθετημένα στις κορυφές ενός υποθετικού τετραέδρου, στο κέντρο του οποίου βρίσκεται ο C. Η γωνία που σχηματίζεται από κάθε τριάδα H-C-H είναι $109,5^\circ$ και είναι χαρακτηριστική για κάθε τετραεδρική διάταξη. Αν αγνοήσουμε τα τροχιακά, μπορούμε να αποδώσουμε τη δομή του μεθανίου στον χώρο με μοντέλο σφαίρας-ράβδων. Ένας άλλος τρόπος αναπαράστασης του μορίου είναι το μοντέλο χώρου, σύμφωνα με το οποίο οι δεσμοί δεν φαίνονται καθόλου, φαίνεται όμως ο όγκος των ατόμων.



Το μεθάνιο με (α) το μοντέλο σφαίρας-ράβδου και (β) το μοντέλο χώρου.

Το αιθάνιο διαφέρει από το μεθάνιο κατά το ότι έχει έναν δεσμό C-C. Ο δεσμός αυτός είναι σ και απαρτίζεται από δύο sp^3 τροχιακά, είναι δηλαδή sp^3 - sp^3 . Η απόσταση του δεσμού C-C είναι 1,54 Å. Τα υπόλοιπα τρία sp^3 τροχιακά του κάθε C σχηματίζουν κανονικά δεσμούς με το υδρογόνο, όπως και στο μεθάνιο.



Αιθάνιο: (α) τρόποι γραφής συντακτικού τύπου, (β) μοντέλο σφαιρών-ράβδων, (γ) σχηματισμός του δεσμού C-C και η ηλεκτρονική του δομή.

Όλοι οι κορεσμένοι υδρογονάνθρακες αποτελούνται από τα δύο αυτά είδη δεσμών των δύο πρώτων μελών τους, δηλαδή σ δεσμούς τύπου sp^3-sp^3 για τους δεσμούς C-C και σ δεσμούς τύπου sp^3-s για τους δεσμούς C-H. Σημειώνεται ότι και τα δύο είδη δεσμών είναι πολύ σταθερά και δεν διασπώνται εύκολα.

Δεσμούς τύπου σ σχηματίζει ο C και με άλλα στοιχεία στις ενώσεις του μαζί τους, εφόσον είναι κορεσμένες, δηλαδή κάθε δεσμός αποτελείται από δύο ηλεκτρόνια και δεν υπάρχει διπλός δεσμός. Στους δεσμούς αυτούς συμμετέχει ένα p τροχιακό από το άλλο στοιχείο, π.χ. δεσμός C-Cl είναι σ δεσμός τύπου sp^3-p , με μειωτική αλληλεπικάλυψη των τροχιακών.

Η δομή του αιθυλενίου

Το αιθυλένιο ή αιθένιο είναι ο απλούστερος ακόρεστος υδρογονάνθρακας, του μοριακού τύπου C_2H_4 . Ονομάστηκε ακόρεστος επειδή, σε σχέση με το αιθάνιο, έχει έλλειμμα δύο ατόμων H, πράγμα που σημαίνει ότι τα δύο άτομα C πρέπει να είναι ενωμένα με διαφορετικό τρόπο και να μοιράζονται τέσσερα και όχι δύο ηλεκτρόνια. Η σύνδεση των ατόμων C στο αιθυλένιο συνιστά έναν διπλό δεσμό και συμβατικά ο τύπος του παριστάνεται ως $\text{CH}_2=\text{CH}_2$. Εντούτοις, στην πραγματικότητα οι δύο δεσμοί δεν είναι ίδιοι, και το σύμβολο του διπλού δεσμού (=) αποτελεί μια απλοποίηση.

Στο αιθυλένιο τα τρία τροχιακά του κάθε C έχουν αποκτήσει νέο υβριδισμό, τύπου sp^2 , ως εξής: σε κάθε άτομο C ένα $2s$ τροχιακό συνδυάζεται όχι με τρία αλλά με δύο $2p$ τροχιακά, οπότε ο υβριδισμός γίνεται με τρία τροχιακά, γι' αυτό συμβολίζεται ως sp^2 . Το τέταρτο τροχιακό $2p$ παραμένει εκτός υβριδισμού, δια-