



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

Τμήμα Δειφορικής
Γεωργίας
Γεωπονική Σχολή

Αναλυτική & Οργανική Χημεία

1^η Ενότητα

Εισαγωγή, Σύσταση οργανικών ενώσεων, Δομή και δεσμοί,
Διαμοριακές δυνάμεις, Λειτουργικές ομάδες, Ομόλογες σειρές,
Ονοματολογία, Συντακτική ισομέρεια

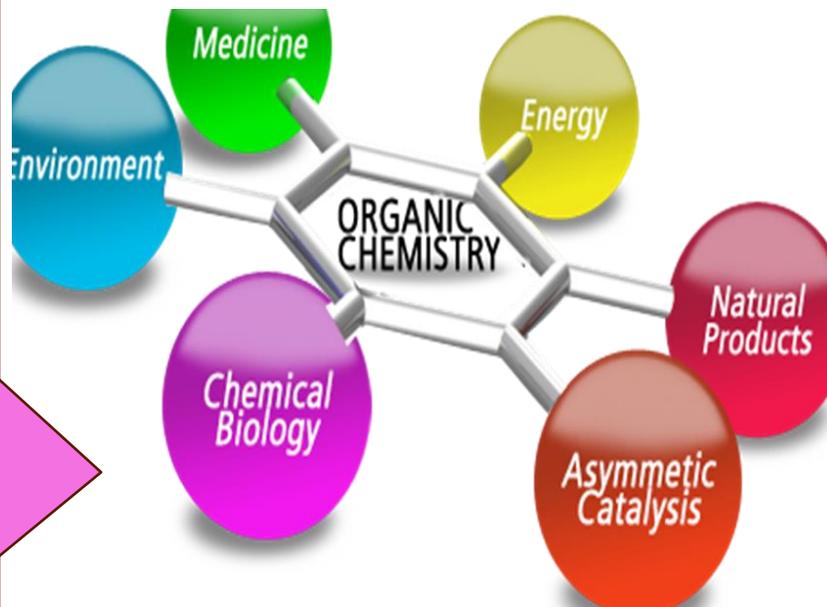
Γαλάνη Απ. Αγγελική, Χημικός PhD
Εργαστηριακό Διδακτικό Προσωπικό, (Ε.ΔΙ.Π.)

Γιατί είναι σημαντική η μελέτη της Οργανικής Χημείας;

Οπουδήποτε κοιτάξει κανείς γύρω του, θα βρει τις απαντήσεις σε αυτό το ερώτημα.

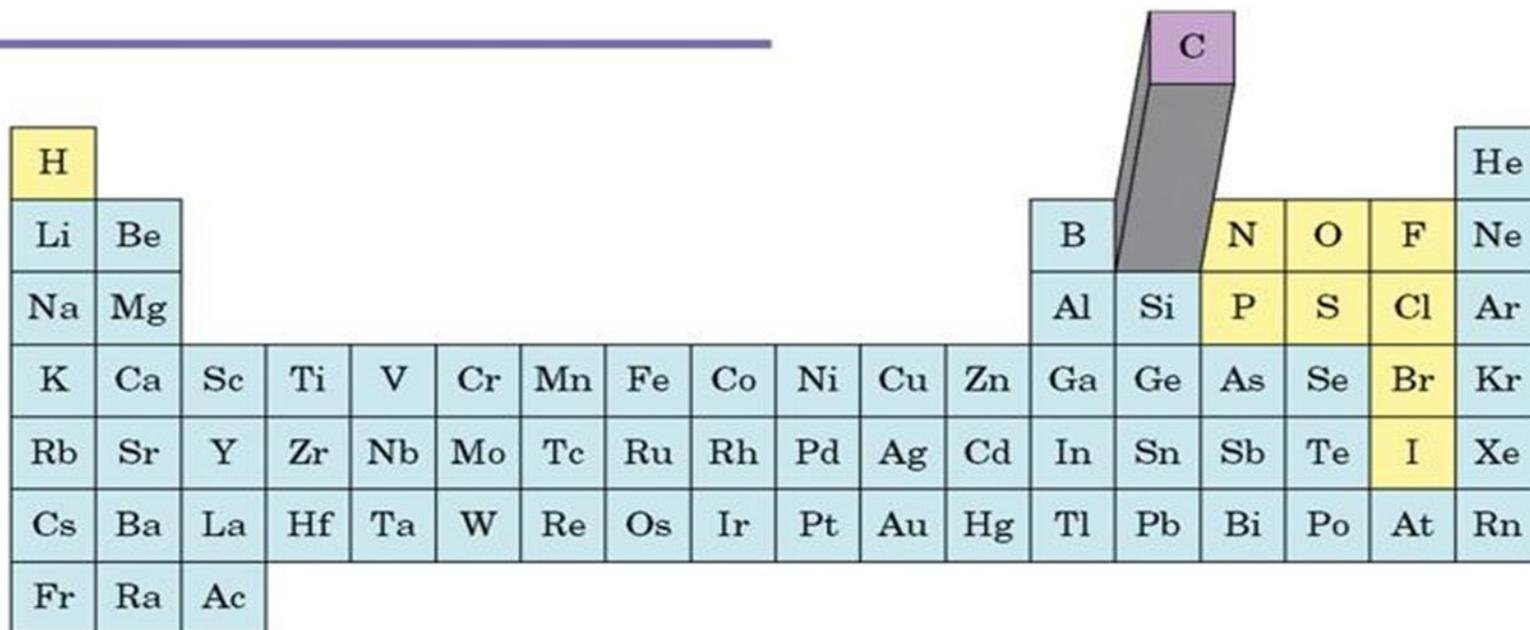
- Όλοι οι ζωντανοί οργανισμοί αποτελούνται από οργανικά μόρια.
- Τα τρόφιμα, τα φάρμακα, τα ρούχα μας όλα αποτελούνται από οργανικά μόρια.

Εφαρμόζει χημικές τεχνικές ή εργαλεία ή χρησιμοποιεί μόρια παραγόμενα συνθετικά για να μελετήσει ή και να επηρεάσει βιολογικά συστήματα. Έχει ιδιαίτερη εφαρμογή στη φαρμακευτική Χημεία.



Ένας οπτικά ενεργός καταλύτης, κατευθύνει το σχηματισμό μιας χειρόμορφης ένωσης ώστε να ευνοείται ο σχηματισμός συγκεκριμένου στερεοϊσομερούς.

Αντικείμενο μελέτης της Οργανικής Χημείας είναι οι ενώσεις του άνθρακα, C (στοιχείο της 2^{ης} Περιόδου και της 14^{ης} ομάδας του ΠΠ με ατομικό αριθμό 6).



H																		He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																

Εικόνα από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης

Φύση χημικού δεσμού

- Ο C έχει τέσσερις μονάδες συγγένειας (σύμφωνα με Kekule, Couper) και σχηματίζει πάντα 4 δεσμούς όταν συνδέεται με άλλα στοιχεία, ώστε να σχηματιστούν σταθερές ενώσεις.
- Γενικά ισχύει πως όταν ένας χημικός δεσμός σχηματίζεται, απελευθερώνεται ενέργεια και όταν ένας χημικός δεσμός διασπάται, απορροφάται ενέργεια η οποία προστίθεται στο σύστημα.
- **Δύο τα είδη δεσμών, οι ιοντικοί και οι ομοιοπολικοί.**
- Η φύση του ετεροπολικού ή ιοντικού δεσμού εύκολα έγινε κατανοητή από τα πρώτα πειράματα της ηλεκτρόλυσης.

- **Ομοιοπολικοί δεσμοί** (το ζεύγος ή τα ζεύγη ηλεκτρονίων ανήκουν ταυτόχρονα σε δύο άτομα).
- Ο εύκολος τρόπος να παρασταθούν οι ομοιοπολικοί δεσμοί, είναι οι δομές Lewis στις οποίες τα ηλεκτρόνια σθένους παριστάνονται με τελείες.

<i>Όνομασία</i>	<i>Δομή Lewis</i>	<i>Δομή Kekulé</i>	<i>Όνομασία</i>	<i>Δομή Lewis</i>	<i>Δομή Kekulé</i>
Νερό (H ₂ O)	$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	Μεθάνιο (CH ₄)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H}:\ddot{\text{C}}:\text{H} \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Αμμωνία (NH ₃)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \end{array}$	Μεθανόλη (CH ₃ OH)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H}:\ddot{\text{C}}:\ddot{\text{O}}:\text{H} \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

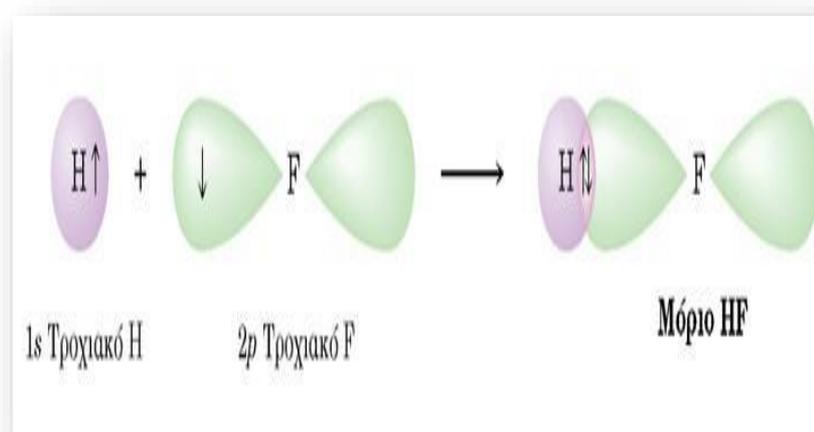
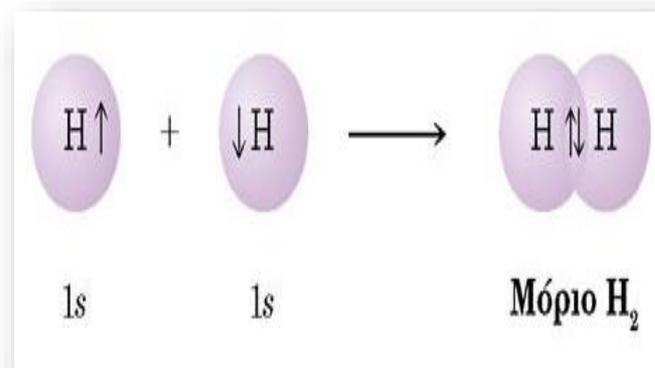
Εικόνα από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης

Δύο οι θεωρίες για την εξήγηση του ομοιοπολικού δεσμού

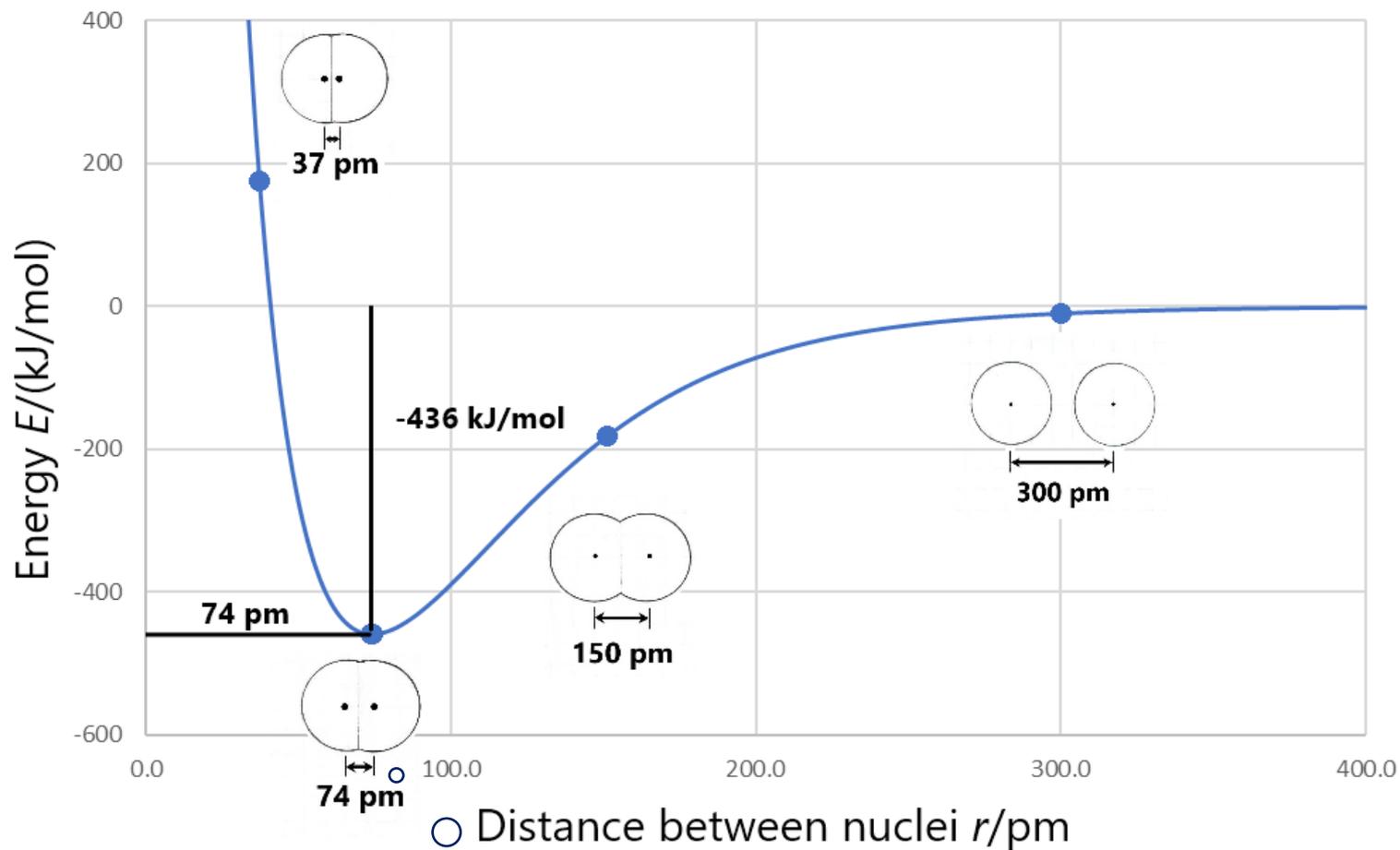
- ΘΕΩΡΙΑ ΔΕΣΜΟΥ ΣΘΕΝΟΥΣ : Σύμφωνα με αυτή ομοιοπολικός δεσμός δημιουργείται με την αλληλοεπικάλυψη δύο ατομικών τροχιακών. Η θεωρία αυτή εξηγεί πολύ καλά τους απλούς δεσμούς.
- ΘΕΩΡΙΑ ΜΟΡΙΑΚΩΝ ΤΡΟΧΙΑΚΩΝ : Σύμφωνα με αυτή, με το συνδυασμό ατομικών τροχιακών σε μοριακά τροχιακά που ανήκουν σε όλο το μόριο σχηματίζονται ομοιοπολικοί δεσμοί. Η θεωρία αυτή εξηγεί πολύ καλά τους πολλαπλούς δεσμούς.

Θεωρία δεσμού σθένους

- Με αλληλοεπικάλυψη ατομικών τροχιακών που το καθένα περιέχει ένα ηλεκτρόνιο αντίθετου spin σχηματίζονται οι ομοιοπολικοί δεσμοί.
- Τα άτομα που συνδέονται διατηρούν τα ατομικά τους τροχιακά, όμως το ζεύγος ηλεκτρονίων στα τροχιακά που αλληλοεπικαλύπτονται, ανήκει και στα δύο αυτά άτομα.
- Ο ομοιοπολικός δεσμός που προκύπτει, είναι τόσο ισχυρότερος, όσο μεγαλύτερη είναι η αλληλοεπικάλυψη των τροχιακών.



Εικόνες από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης



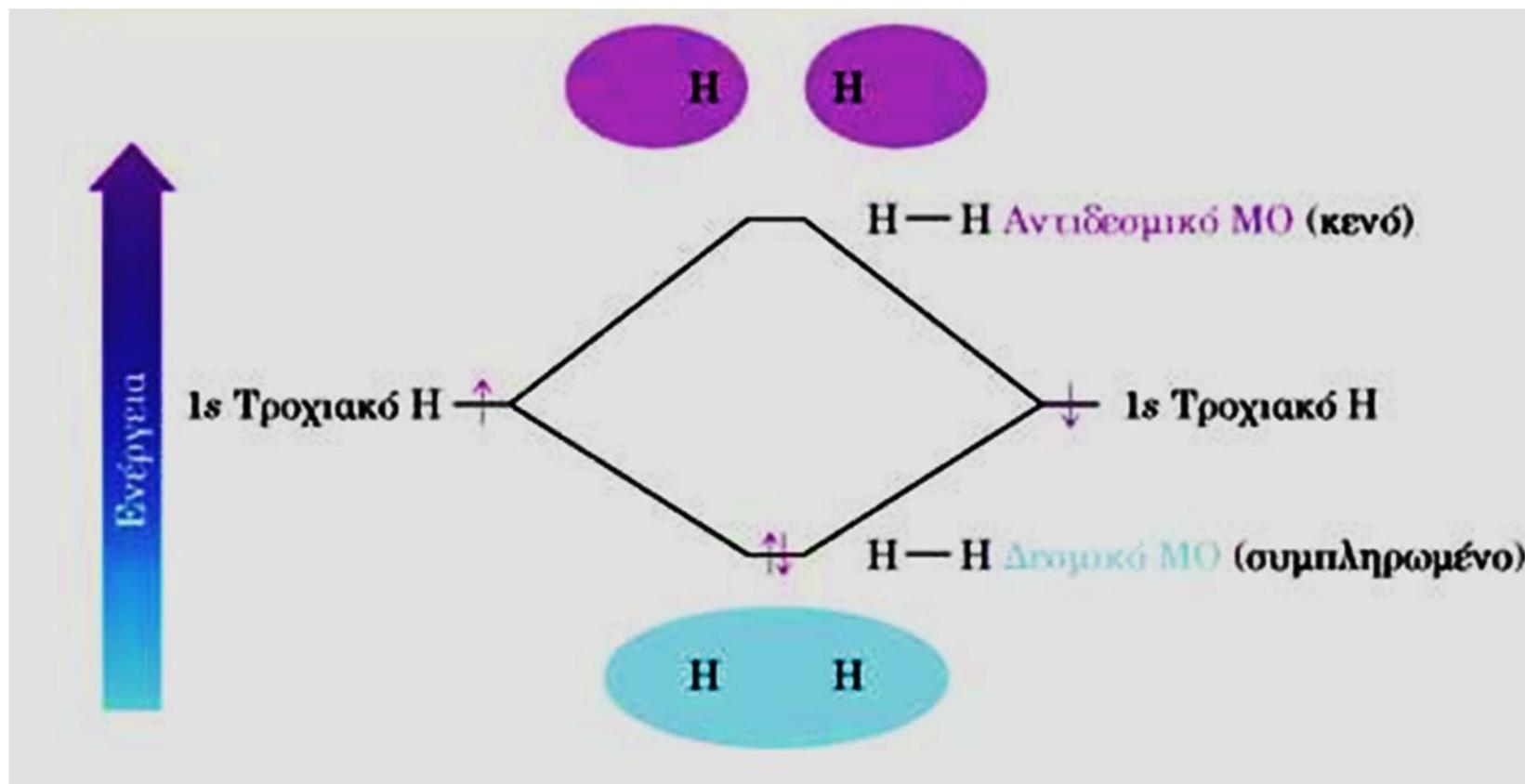
Εικόνα από: <https://wisc.pb.unizin.org/chem109fall2021ver02/chapter/bond-length-and-bond-enthalpy/>

**Μήκος δεσμού, καλείται η απόσταση
στο χαμηλότερο ενεργειακό σημείο.**

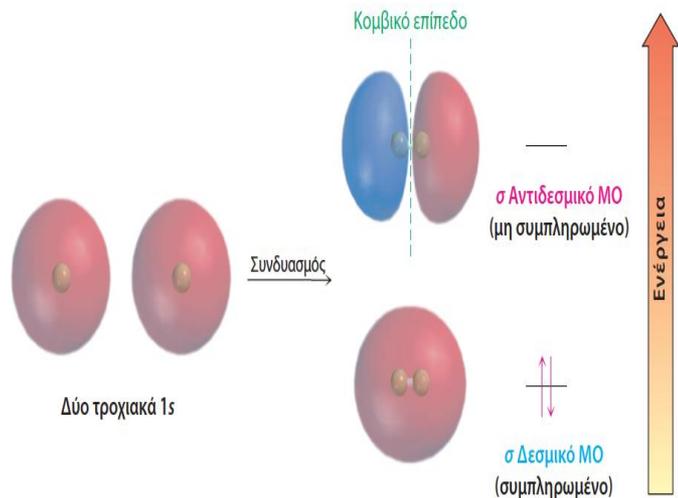
Θεωρία Μοριακών τροχιακών

- Ότι είναι για τα άτομα τα ατομικά τροχιακά, είναι για τα μόρια τα μοριακά τροχιακά. Περιγράφουν τις περιοχές του χώρου που προτιμούν να βρίσκονται τα ηλεκτρόνια ενός μορίου. Έχουν ειδικό μέγεθος, σχήμα, και ενεργειακό επίπεδο.
- Ο αριθμός των μοριακών τροχιακών που σχηματίζονται όταν συνδυάζονται ατομικά τροχιακά, είναι ίδιος με τον αριθμό των ατομικών τροχιακών.
- Τα χαμηλότερης ενέργειας από τα αρχικά ατομικά τροχιακά, λέγονται δεσμικά τροχιακά, ενώ αντιδεσμικά μοριακά τροχιακά λέγονται τα υψηλότερης ενέργειας από τα αρχικά ατομικά τροχιακά.

- Τα δεσμικά τροχιακά, έχουν μέγιστη ηλεκτρονική πυκνότητα μεταξύ των δυο πυρήνων.
- Τα αντιδεσμικά έχουν ελάχιστη ηλεκτρονική πυκνότητα ανάμεσα στους δυο πυρήνες.

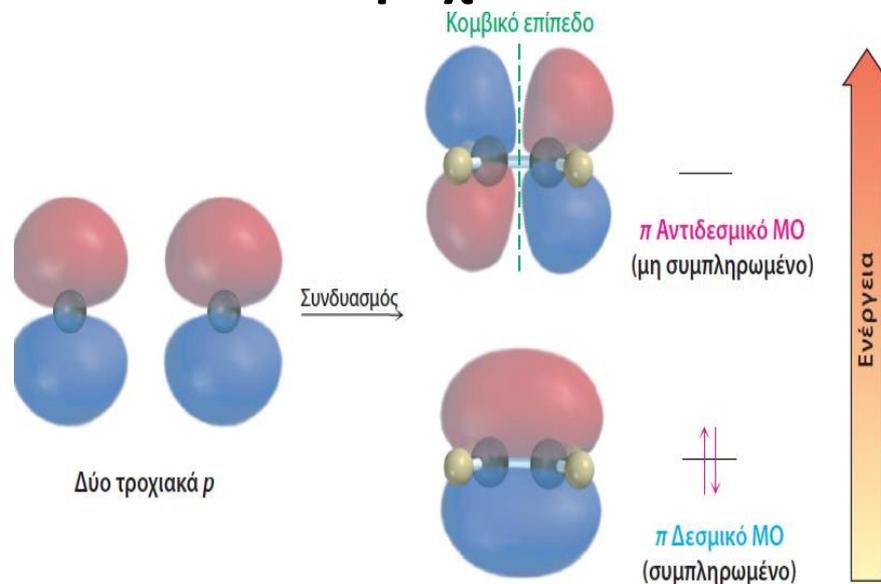


Δεσμοί σίγμα (σ): Κυκλική διατομή, μετωπική αλληλεπικάλυψη τροχιακών



- **σ δεσμός στο μόριο του υδρογόνου**

Δεσμοί π (π): Πλευρική αλληλεπικάλυψη τροχιακών



- **π δεσμός στο αιθυλένιο**

Το π δεσμικό μοριακό τροχιακό χαμηλότερης ενέργειας προκύπτει από προσθετικό συνδυασμό p τροχιακών ίδιου πρόσημου. Το π αντιδεσμικό, (υψηλότερης ενέργειας), από αφαιρετικό συνδυασμό μοριακών τροχιακών p αντίθετου πρόσημου, (είναι κενό)

ΥΒΡΙΔΙΣΜΟΣ

Ο άνθρακας για να σχηματίσει δεσμούς στα οργανικά μόρια χρησιμοποιεί υβριδικά τροχιακά.

Σύμφωνα με τη θεωρία του υβριδισμού, για τη δημιουργία μοριακών τροχιακών δεν χρησιμοποιούνται αμιγή ατομικά τροχιακά, μα συμμιγή ατομικά τροχιακά, που προκύπτουν από ανάμιξη απλών ατομικών τροχιακών.

Μαθηματικά δεν χρησιμοποιούνται οι κυματοσυναρτήσεις των ατομικών τροχιακών, αλλά γραμμικοί συνδυασμοί τους.

Ο υβριδισμός δεν είναι η αιτία που τα μόρια εμφανίζουν συγκεκριμένη γεωμετρία, αλλά χρησιμοποιείται για να εξηγήσει τη γεωμετρία η οποία πειραματικά προσδιορίζεται.

Όταν μιλάμε για σχηματισμό υβριδικών τροχιακών, μιλάμε για ανάμιξη ατομικών τροχιακών του ίδιου ατόμου και τα ατομικά τροχιακά που προκύπτουν δεν είναι μοριακά τροχιακά.

Τροχιακό sp : Ανάμιξη ενός s και ενός p τροχιακού

Τροχιακό sp^2 : Ανάμιξη ενός s και δύο p τροχιακών

Τροχιακό sp^3 : Ανάμιξη ενός s και τριών p τροχιακών

Τετραεδρική γεωμετρία $109,5^\circ$

- Όταν ο C σχηματίζει μόνο απλούς δεσμούς έχει sp^3 υβριδισμό και 4 ισοδύναμα sp^3 υβριδισμένα τροχιακά.

Επίπεδη (τριγωνική) γεωμετρία 120°

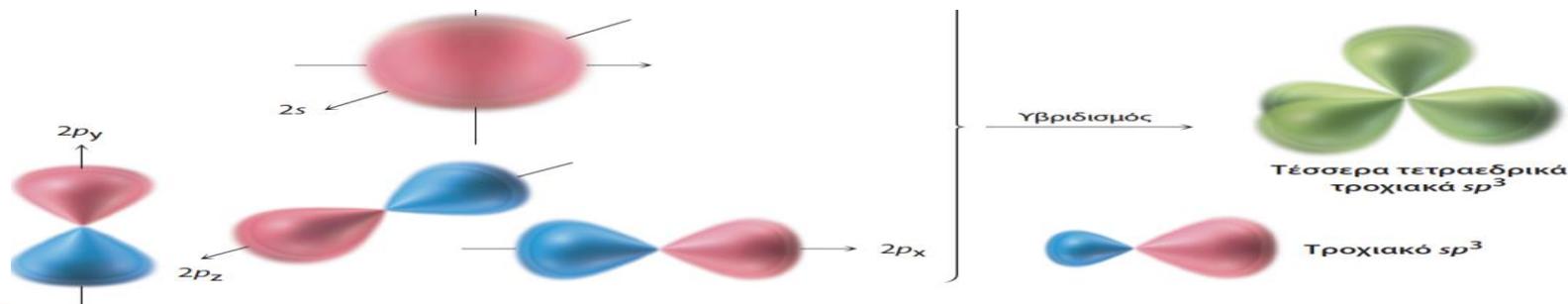
- Όταν ο C σχηματίζει ένα διπλό δεσμό έχει sp^2 υβριδισμό και 3 ισοδύναμα sp^2 υβριδισμένα τροχιακά καθώς και ένα μη υβριδισμένο τροχιακό p.
- Ο διπλός δεσμός άνθρακα – άνθρακα σχηματίζεται όταν συνδέονται μεταξύ τους 2 άτομα C sp^2 .

Γραμμική γεωμετρία 180°

- Όταν ο C σχηματίζει ένα τριπλό δεσμό είναι sp υβριδισμένος και διαθέτει δυο ισοδύναμα υβριδισμένα sp τροχιακά και δύο p μη υβριδισμένα τροχιακά.
- Ο τριπλός δεσμός άνθρακα – άνθρακα σχηματίζεται όταν δυο sp υβριδισμένα άτομα άνθρακα συνδέονται μεταξύ τους.

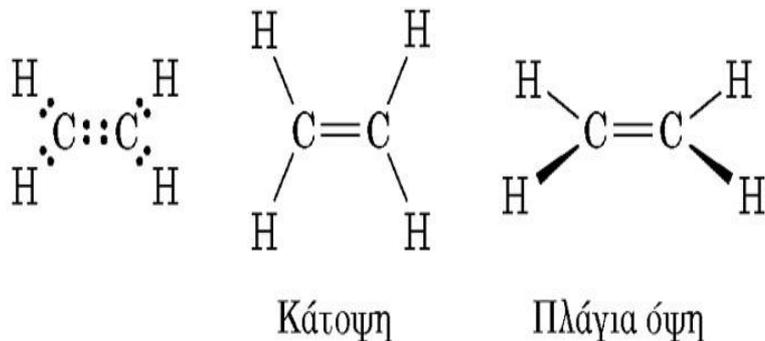
Υβριδισμός sp^3 – Δομή Μεθανίου CH_4

4 sp^3 υβριδικά τροχιακά κατευθύνονται προς γωνίες κανονικού τετραέδρου. Αναμενόμενο θα ήταν να έχει το CH_4 δύο είδη δεσμών C-H αφού ο C έχει δύο είδη τροχιακών 2s και 2p. Ο υβριδισμός ερμηνεύει γιατί ο C στο CH_4 , σχηματίζει 4 ισοδύναμους δεσμούς όμως δεν μπορεί να εξηγήσει το γιατί. Η απάντηση δίνεται παρατηρώντας πλευρικά ένα υβριδικό sp^3 τροχιακό.



Τα υβριδικά τροχιακά που σχηματίζονται όταν ένα τροχιακό s υβριδίζεται με τρία τροχιακά p είναι ασύμμετρα διατεταγμένα γύρω από τον πυρήνα και ο ένας από τους δύο λοβούς του sp^3 είναι μεγαλύτερος από τον άλλο. Έτσι αλληλεπικαλύπτεται καλύτερα με τροχιακό άλλου ατόμου όταν σχηματίζει μαζί του δεσμό και ο δεσμός αυτός είναι και ισχυρότερος από τα μη υβριδοποιημένα s ή p τροχιακά.

Υβριδισμός sp^2 – Δομή Αιθυλενίου CH_2CH_2

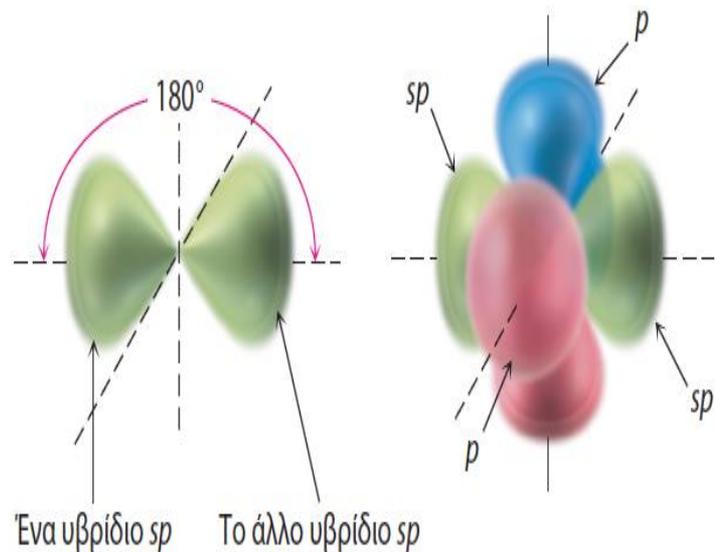


Αιθυλένιο

Μόριο	Δεσμός	Ισχύς δεσμού		Μήκος δεσμού (pm)
		(kJ/mol)	(kcal/mol)	
Μεθάνιο, CH_4	$(sp^3) C-H$	439	105	109
Αιθάνιο, CH_3CH_3	$(sp^3) C-C (sp^3)$	377	90	154
	$(sp^3) C-H$	421	101	109
Αιθυλένιο, $H_2C=CH_2$	$(sp^2) C=C (sp^2)$	728	174	134
	$(sp^2) C-H$	464	111	109
Ακετυλένιο, $HC\equiv CH$	$(sp) C\equiv C (sp)$	965	231	120
	$(sp) C-H$	558	133	106

Υβριδισμός sp Δομή ακετυλενίου

Τα 2 υβριδικά τροχιακά sp σχηματίζουν γωνία 180° μεταξύ τους και με τα 2 μη υβριδισμένα p τροχιακά σχηματίζουν ορθή γωνία.



Η πολικότητα των δεσμών, οφείλεται στις διαφορές στην ηλεκτραρνητικότητα (ΗΑ)

Ηλεκτραρνητικότητα: Το μέτρο της ικανότητας ενός ατόμου σε ένα μόριο να έλκει τα ηλεκτρόνια προς το μέρος του
Τα πιο ηλεκτραρνητικά από τον C στοιχεία, έχουν $ΗΑ > 2,5$

H 2,1																		He
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0		Ne
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0		Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8		Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5		Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1		Rn

Πίνακας από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης

Μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός

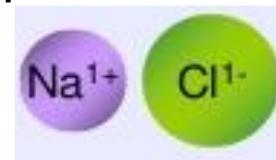


- Είναι ο δεσμός στον οποίο τα ηλεκτρόνια ανήκουν και στα δυο άτομα εξίσου.

Πολικός ομοιοπολικός δεσμός



- Είναι ο δεσμός στον οποίο το ζεύγος των δεσμικών ηλεκτρονίων διαμοιράζεται με άνισο τρόπο.
- Ετεροπολικός δεσμός**





Διαφορά ηλεκτραρνητικότητας

- **C-H:** Ο δεσμός δεν εμφανίζει διαφορά ηλεκτραρνητικότητας ($C: \chi_A=2,5$ και $H: \chi_A=2,1$)
- **Οι δεσμοί C και περισσότερο ηλεκτραρνητικών ατόμων όπως το O: $\chi_A=3,5$ το N: $\chi_A=3,0$ το Cl: $\chi_A=3,0$ θεωρούνται πολωμένοι και σε αυτούς τα δεσμικά ηλεκτρόνια έλκονται προς το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο.** Άρα σε αυτούς ο C εμφανίζεται με μερικό θετικό φορτίο δ^+ και το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο εμφανίζεται με μερικό αρνητικό φορτίο δ^- .

Επαγωγικό φαινόμενο

Έτσι ορίζεται η μετατόπιση των ηλεκτρονίων σε ένα χημικό δεσμό προς την κατεύθυνση του ηλεκτραρνητικότερου ατόμου. Το επαγωγικό φαινόμενο παίζει σημαντικότατο ρόλο στην κατανόηση της χημικής δραστηριότητας.

- ❖ Μέταλλα σαν το λίθιο και το μαγνήσιο προσφέρουν επαγωγικά ηλεκτρόνια.
- ❖ Αμέταλλα σαν το οξυγόνο ή το χλώριο, έλκουν επαγωγικά ηλεκτρόνια.

Μέτρο πολικότητας μορίου είναι η **διπολική ροπή μ** είναι διανυσματικό μέγεθος, και εκφράζεται σε debye D.

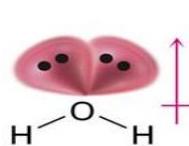
(1 D = $3,336 \times 10^{-30}$ (Cxm, SI)

$$\mu = Q \times r$$

όπου:

- Q = το μέγεθος του φορτίου σε κάθε άκρο του μοριακού διπόλου.
- r = η απόσταση ανάμεσα στα φορτία.

- Στα άτομα του οξυγόνου και του αζώτου, τα μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων έχουν αρκετά μεγάλη συνεισφορά στη συνολική διπολική ροπή, διότι δεν υπάρχει σε αυτά συνδεδεμένο άτομο που να εξουδετερώνει το αρνητικό τους φορτίο.



Water
($\mu = 1.85$ D)

© 2007 Thomson Higher Education

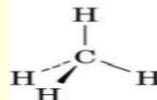


Methanol
($\mu = 1.70$ D)



Ammonia
($\mu = 1.47$ D)

- CH₄, CCl₄ και CH₃CH₃, έχουν συμμετρικές δομές, άρα τα επιμέρους ανύσματα των διπολικών ροπών αλληλοεξουδετερώνονται και η συνολική διπολική ροπή είναι 0.

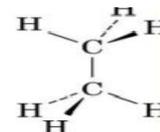


Methane
($\mu = 0$ D)

© Thomson - Brooks Cole



Tetrachloromethane
($\mu = 0$ D)

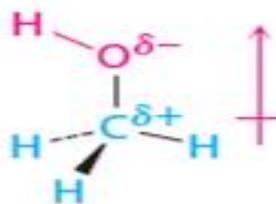
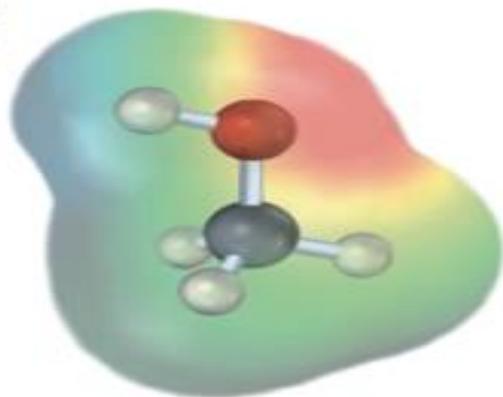


Ethane
($\mu = 0$ D)

McMurry Organic Chemistry 6th edition Chapter 2 (c) 2003

Οι χάρτες ηλεκτροστατικού δυναμικού, παράγονται με τη βοήθεια υπολογιστών. Στο χρωματικό φάσμα τους, το ηλεκτρονιακά πλούσιο δ^- είναι κόκκινο και το ηλεκτρονιακά φτωχό δ^+ γαλάζιο.

(α)



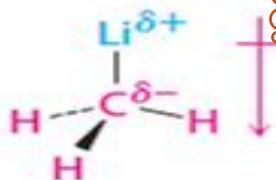
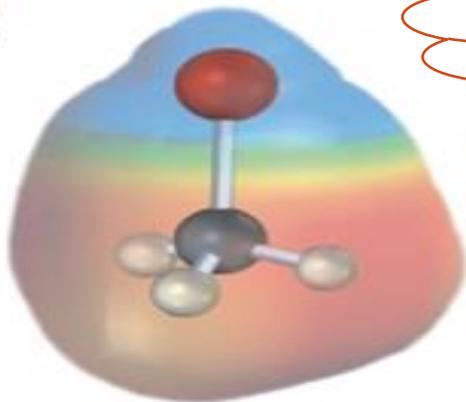
Οξυγόνο: $HA = 3,5$
Άνθρακας: $HA = 2,5$

Διαφορά = 1,0

Μεθανόλη

Το βέλος δείχνει την κατεύθυνση πόλωσης δεσμού

(β)



Άνθρακας: $HA = 2,5$
Λίθιο: $HA = 1,0$

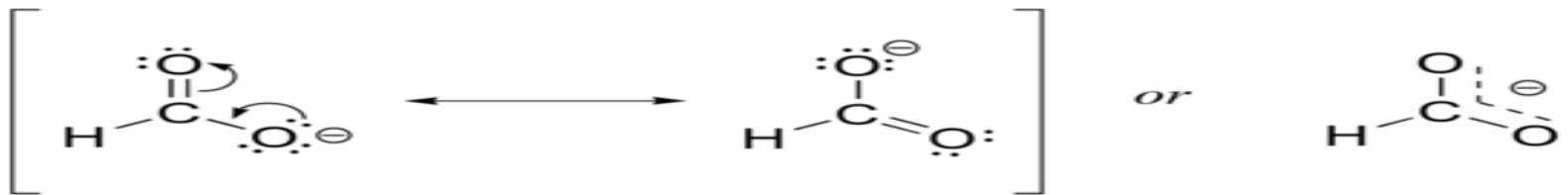
Διαφορά = 1,5

Μεθυλολίθιο

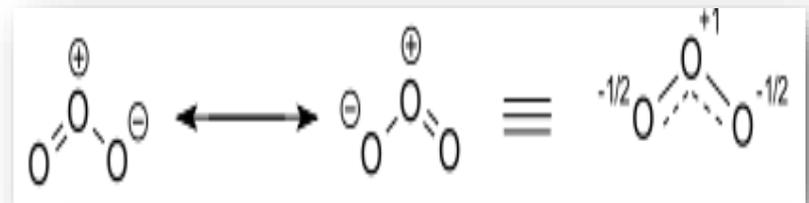
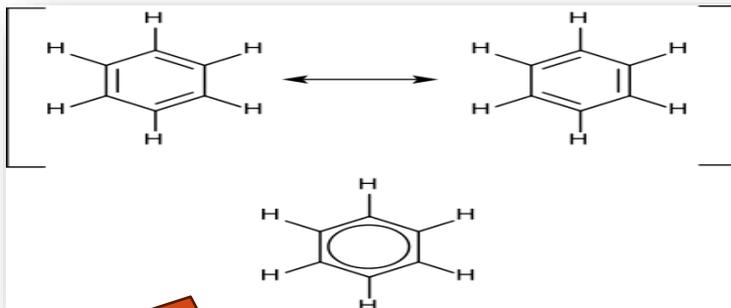
Σχήμα από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης

Δομές Συντονισμού

- Ενώσεις όπως το οξικό ιόν, το βενζόλιο, το ανθρακικό ιόν και άλλες, δεν μπορούν να παρασταθούν με απλές δομές Lewis και θεωρούνται ως σύνολο δύο ή περισσότερων δομών που καμία μεμονωμένα δεν μπορεί να θεωρηθεί απόλυτα σωστή. Το ενιαίο σύνολο αυτών των δομών, καλείται υβρίδιο συντονισμού.
- Η δομή των ενώσεων αυτών θεωρείται ενιαία και σταθερή και δεν μετασχηματίζεται συνεχώς από τη μία στην άλλη.



[https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_with_a_Biological_Emphasis_\(Soderberg\)/Chapter_02%3A_Introduction_to_organic_structure_and_bonding_II/2.3%3A_Resonance](https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_with_a_Biological_Emphasis_(Soderberg)/Chapter_02%3A_Introduction_to_organic_structure_and_bonding_II/2.3%3A_Resonance)



Διαμοριακές Δυνάμεις

- Ονομάζονται οι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως μεταξύ των μορίων. Είναι γενικά ασθενέστερες από τις ενδομοριακές και καθορίζουν τη φυσική κατάσταση της ουσίας για ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

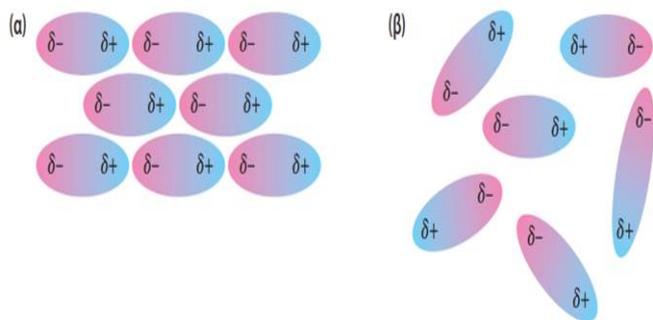
Είδη διαμοριακών δυνάμεων:

- Δυνάμεις ιόντος διπόλου.
- Δυνάμεις διπόλου – διπόλου.
- Δυνάμεις στιγμιαίου διπόλου – στιγμιαίου διπόλου. (δυνάμεις London ή διασποράς).
- Δεσμός υδρογόνου (ειδική περίπτωση διπόλου - διπόλου).

Δυνάμεις διπόλου -διπόλου

Μπορούν να προκαλέσουν

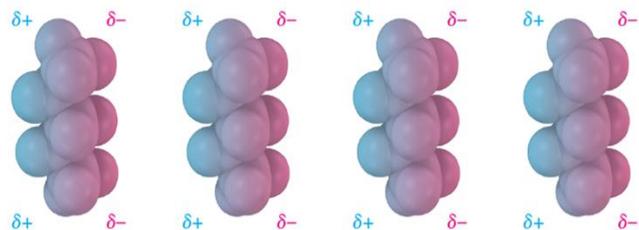
- έλξη μεταξύ πολικών μορίων όταν αυτά προσανατολίζονται με αντίθετα φορτία
ή
- άπωση όταν προσανατολίζονται με τοπικά όμοια φορτία.



Δυνάμεις στιγμιαίου διπόλου – στιγμιαίου διπόλου (London ή διασποράς)

Είναι ασθενείς ηλεκτροστατικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ μη πολικών μορίων. Τα παροδικά δίπολα δημιουργούνται λόγω στιγμιαίας ανισοκατανομής των ηλεκτρονίων.

Τα τρισδιάστατα μοντέλα πεντανίου που απεικονίζονται πιο κάτω δείχνουν πως στα άπολα μόρια οι ελκτικές δυνάμεις διασποράς, οφείλονται στη δημιουργία παροδικών διπόλων.

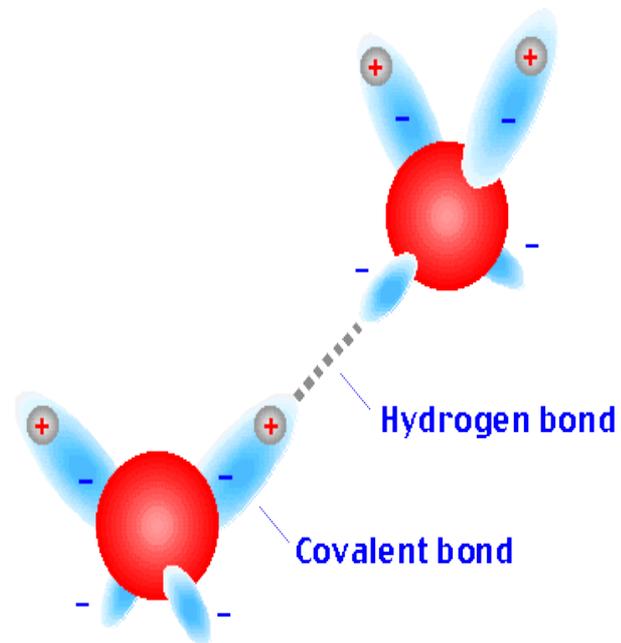
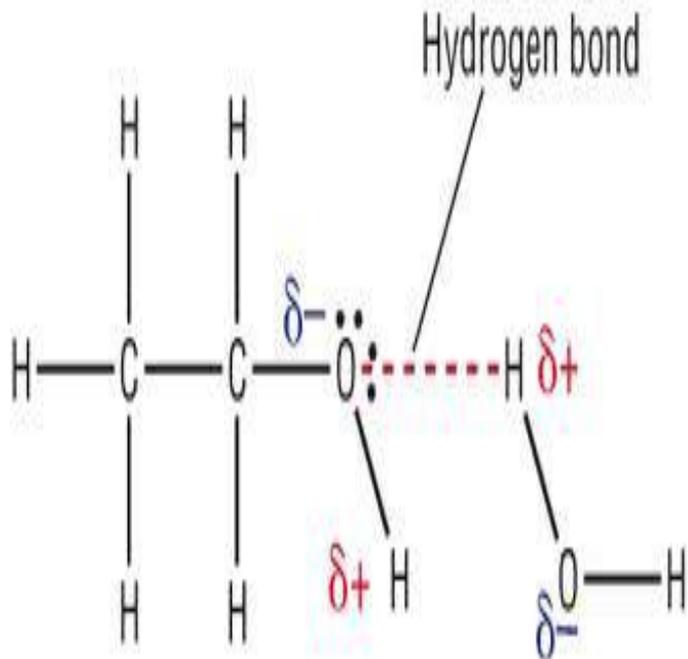


Η ισχύς των δυνάμεων London εξαρτάται:

- Από το μοριακό βάρος M_r . Με την αύξηση του M_r η κατανομή των ηλεκτρονίων διαταράσσεται ευκολότερα, με αποτέλεσμα να δημιουργούνται στιγμιαία δίπολα και να αυξάνονται οι δυνάμεις διασποράς (London), καθώς και το σημείο ζέσεως.
- Από το σχήμα των μορίων. Τα ευθύγραμμα μη πολωμένα μόρια εμφανίζουν ισχυρότερους δεσμούς από τα διακλαδισμένα μη πολωμένα μόρια καθώς και μεγαλύτερο σημείο ζέσεως.

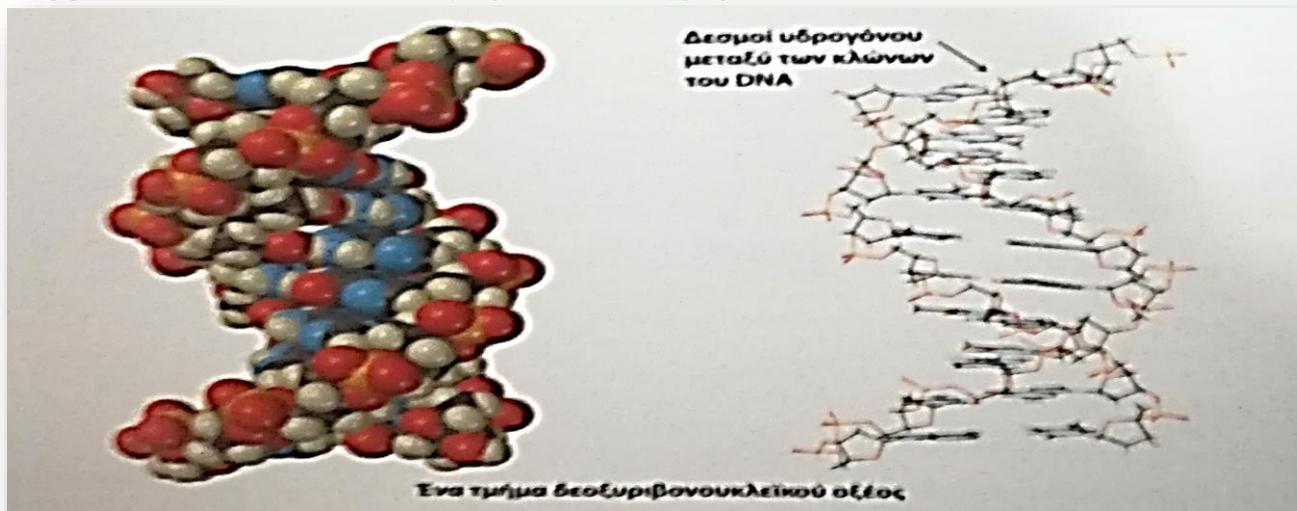
Δεσμός υδρογόνου

- Ειδική περίπτωση διαμοριακής δύναμης διπόλου – διπόλου, η οποία εμφανίζει σημαντικά μεγαλύτερη ισχύ από τους άλλους διαμοριακούς δεσμούς.
- Αναπτύσσεται σε ενώσεις που περιέχουν υδρογόνο ενωμένο ομοιοπολικά με ισχυρά ηλεκτραρνητικά και μικρά σε μέγεθος άτομα όπως, F, O, N. Το H στην ένωση συνδέεται ταυτόχρονα με δύο πολύ ηλεκτραρνητικά άτομα:
 - ένα στο ίδιο μόριο, (με ομοιοπολικό δεσμό) και
 - ένα σε άλλο μόριο, (με δεσμό υδρογόνου)
- Ο δεσμός υδρογόνου συμβολίζεται με τελείες (.), είναι ασθενέστερος του ετεροπολικού και του ομοιοπολικού, αλλά ισχυρότερος των άλλων δυνάμεων Van der Waals.



http://swift.cmbi.ru.nl/teach/B2/bioinf_9.html

<https://socratic.org/questions/water-molecule-are-able-to-form-hydrogen-bonds-with-a-oxygen-gas-o2-molecules-b->



Αποτελέσματα Διαμοριακών Δυνάμεων

Επίδραση στη διαλυτότητα (Τα όμοια διαλύουν όμοια)

- Οι πολικές ουσίες διαλύονται σε πολικούς διαλύτες και
- οι μη πολικές σε μη πολικούς διαλύτες.

Επίδραση στο σημείο ζέσεως

- Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις μιας ουσίας τόσο μεγαλύτερη ενέργεια απαιτείται για τη διάσπασή τους, άρα τόσο μεγαλύτερο είναι το σημείο ζέσεως.

Η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων, αυξάνεται με την αύξηση του μοριακού βάρους και της διπολικής ροπής των μορίων.



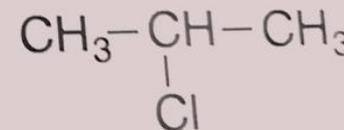
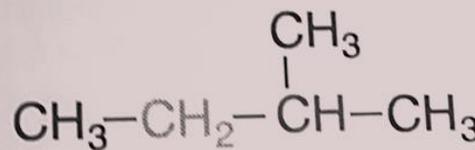
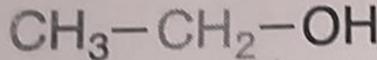
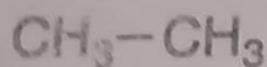
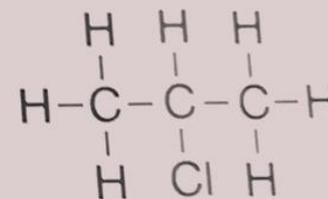
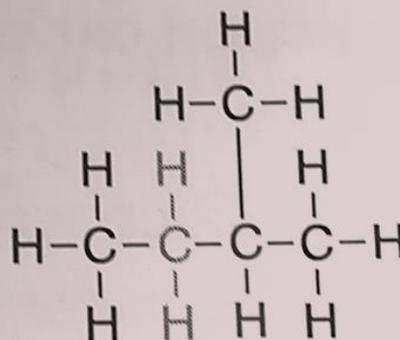
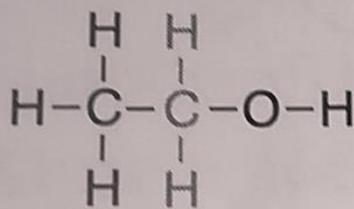
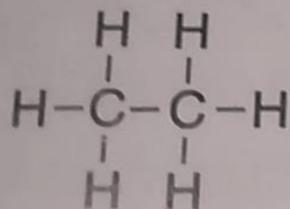
Σε όποιες περιπτώσεις εμφανίζονται δεσμοί υδρογόνου τα σημεία ζέσεως είναι πολύ υψηλά.

Για παράδειγμα το νερό, ($M_r=18$) και το μεθάνιο, ($M_r=16$) αν και έχουν παραπλήσια μοριακά βάρη, παρουσιάζουν τεράστια διαφορά στα σημεία ζέσεως γιατί στο νερό υπάρχουν δεσμοί υδρογόνου ενώ στο μεθάνιο, δυνάμεις διασποράς.

Δομές Kekulé, συμπυγμένες δομές σκελετικές δομές

Δομές Kekulé

Μερικώς συμπυγμένες δομές



Δεσμός C-C όχι
δεσμός C-H

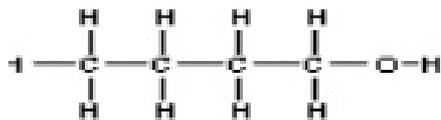
Δεσμός C-O όχι
δεσμός H-O

Εικόνα από: Βασική Οργανική Χημεία Ιωακείμ Σπηλιόπουλος, Εκδόσεις Σταμούλης, 2008

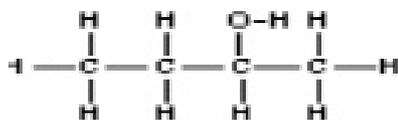
Δομές Kekulé

Συμπυγμένες δομές

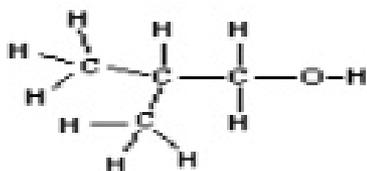
Σκελετικές δομές



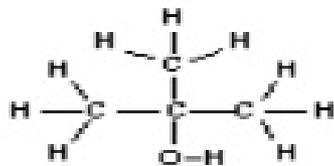
1- Βουτανόλη



2- Βουτανόλη



2- Μέθυλο -1-
προπανόλη



tert -Βουτυλική
αλκοόλη
2-Μέθυλο-2-
προπανόλη



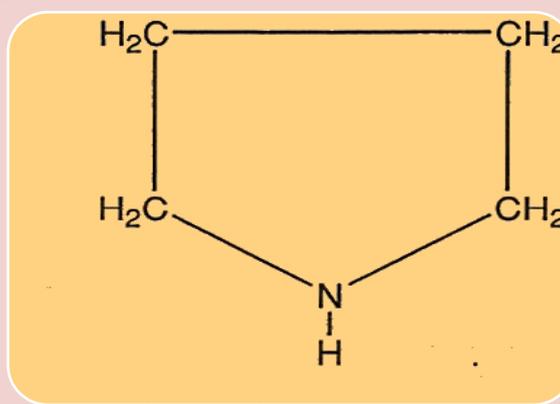
Οι οργανικές ενώσεις είναι δυνατόν να είναι: Κυκλικές, άκυκλες, κορεσμένες ή ακόρεστες

ΑΚΥΚΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

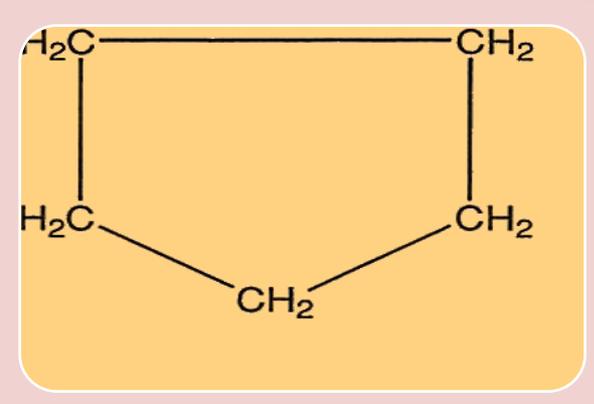
Διαθέτουν ευθεία ή διακλαδισμένη αλυσίδα, αλλά όχι δακτύλιο.

Χαρακτηρίζονται και ως αλειφατικές ή λιπαρές.

ΚΥΚΛΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ Περιέχουν Δακτύλιο

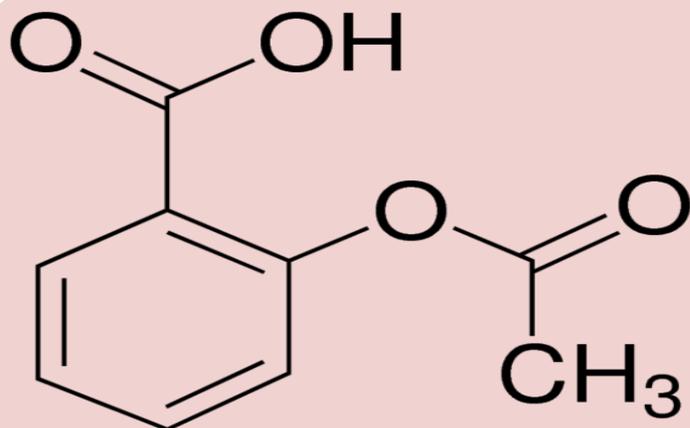


Ετεροκυκλικές
Έχουν κι άλλα
άτομα εκτός C
όπως N, S

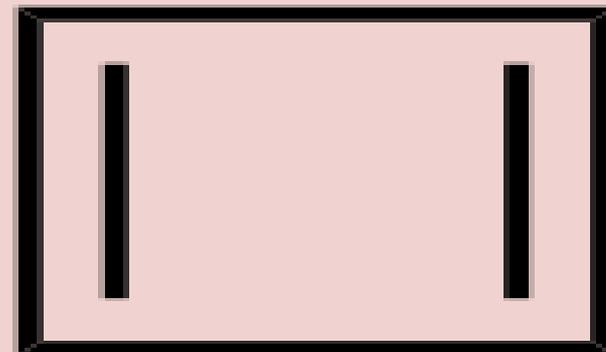


Ισοκυκλικές
Έχουν μόνο
άτομα C
Μπορεί να είναι
αρωματικές ή
αλεικυκλικές

ΙΣΟΚΥΚΛΙΚΕΣ



Αρωματικές



Αλεικυκλικές

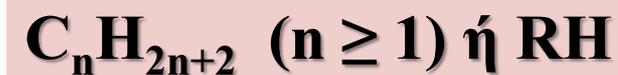
Όλες οι υπόλοιπες
ισοκυκλικές
ενώσεις που δεν
είναι αρωματικές.

Λειτουργική ή
χαρακτηριστική
ομάδα

- Ένα άτομο ή σύνολο ατόμων με χαρακτηριστική χημική συμπεριφορά.

Ομόλογη σειρά

- Ομάδα οργανικών ενώσεων με την ίδια λειτουργική ομάδα.

Γενικός Μοριακός Τύπος**Ομόλογη σειρά**

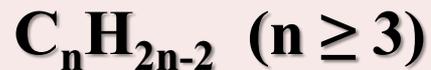
Κορεσμένοι υδρογονάνθρακες
ή παραφίνες



Αλκένια ή ολεφίνες (1 διπλός)



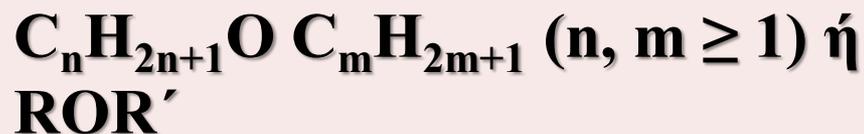
Αλκίνια. Ισομερείς με
αλκαδιένια



Αλκαδιένια ή διολεφίνες.
Ισομερείς με αλκίνια



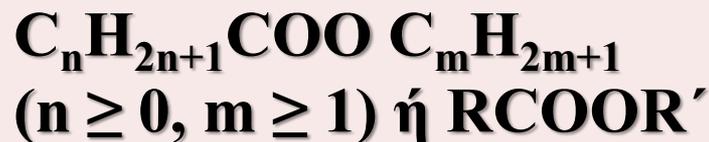
Αλκοόλες. Ισομερείς με
αιθέρες



Αιθέρες. Ισομερείς με
αλκοόλες



Οξέα. Ισομερή με εστέρες



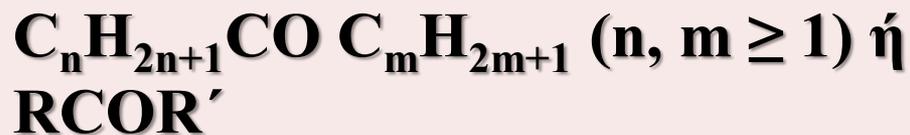
Εστέρες. Ισομερείς με οξέα

Γενικός Μοριακός Τύπος

Ομόλογη σειρά



Αλδεΐδες. Ισομερείς με τις κετόνες.



Κετόνες. Ισομερείς με τις αλδεΐδες.



Αλκυλαλογονίδια



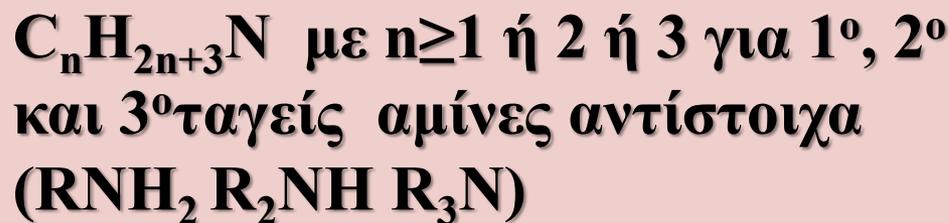
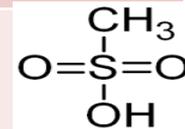
Ακυλαλογονίδια. CH_3COX
Π.χ. ακέτυλοχλωρίδιο
 CH_3COCl



Θειόλες



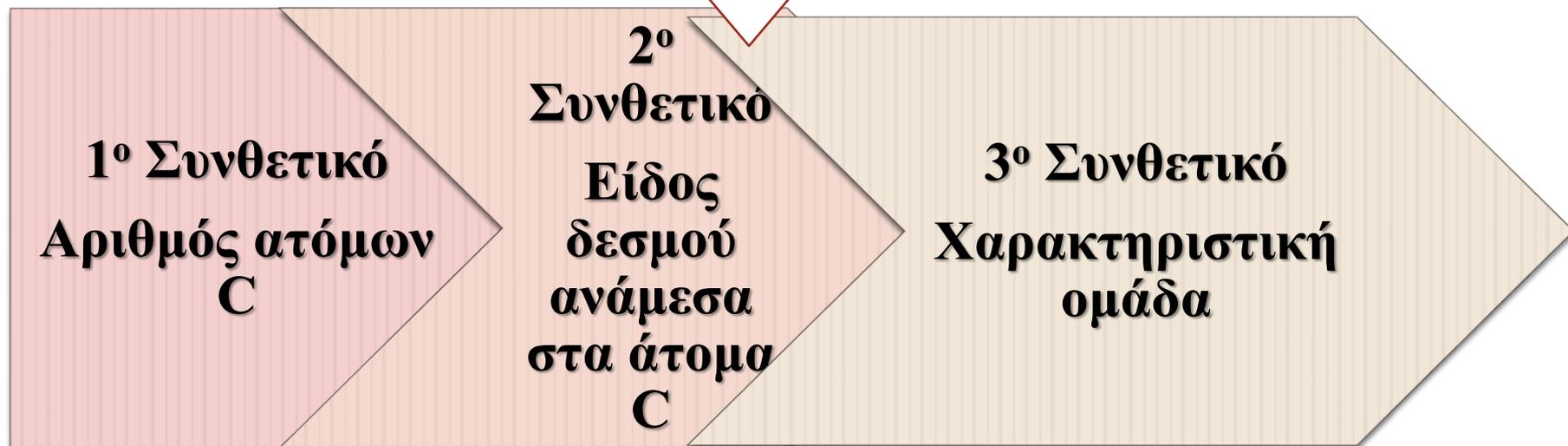
Σουλφονικά οξέα Π.χ.
 CH_3SO_3H



Γενικός Μοριακός Τύπος
Αμίνων

Η συστηματική ονοματολογία των οργανικών ενώσεων γίνεται σύμφωνα με τους κανόνες της IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry)

Το όνομα της κύριας ανθρακικής αλυσίδας αποτελείται από 3 συνθετικά



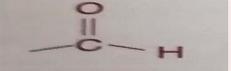
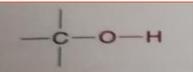
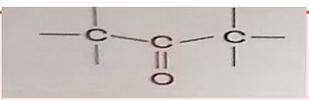
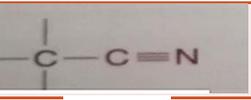
Η πρώτη κύρια συλλαβή,
δείχνει τον αριθμό των
ατόμων C.

Αριθμός Ατόμων C	1 ^η κύρια συλλαβή
1	μεθ
2	αιθ
3	προπ
4	βουτ
5	πεντ
6	εξ
.....

Η δεύτερη κύρια συλλαβή,
δείχνει το είδος των
δεσμών μεταξύ των
ατόμων C.

Είδος δεσμών	2 ^η κύρια συλλαβή
απλοί	αν
1 διπλός	εν
2 διπλοί	διεν
.....
1 τριπλός	υν
2 τριπλοί	διυν
.....

Η τρίτη κύρια συλλαβή, δείχνει το είδος της χαρακτηριστικής ομάδας

Χαρακτηριστική ομάδα	Ομόλογη σειρά	Κατάληξη
	Υδρογονάνθρακες	-ιο
	Καρβοξυλικά οξέα	-οϊκό οξύ
	Αλδεΐδες	-άλη
	αλκοόλες	-όλη
	Κετόνες	-όνη
	Αμίνες	-αμίνη
	Νιτρίλια	νιτρίλιο
-OR	Αιθέρες	αιθέρας
-SH	Θειόλες	θειόλη

Πολλαπλός δεσμός.

Η θέση του δηλώνεται με αριθμό που γράφεται στην αρχή του κύριου ονόματος.



Χαρακτηριστική ομάδα

1 Εάν δεν υπάρχει πολλαπλός δεσμός η θέση της γράφεται στην αρχή του κύριου ονόματος.

2) Εάν υπάρχει πολλαπλός δεσμός η θέση της γράφεται πριν από το 3^ο συνθετικό του κύριου ονόματος.



Τα ονόματα των διακλαδώσεων γράφονται πριν το όνομα της κύριας ανθρακικής αλυσίδας και η θέση τους δηλώνεται με αριθμούς πριν το όνομά τους.



Κύρια ανθρακική αλυσίδα

- Θεωρείται η αλυσίδα με τα περισσότερα άτομα C, τις περισσότερες χαρακτηριστικές ομάδες και τους περισσότερους πολλαπλούς δεσμούς.

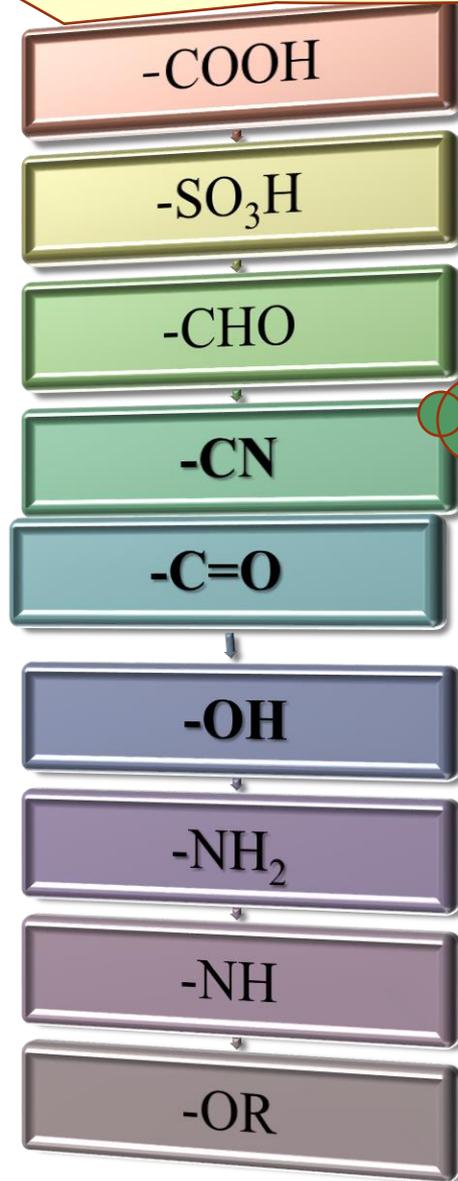
Σειρά προτεραιότητας στην αρίθμηση της ανθρακικής αλυσίδας

- Χαρακτηριστική ομάδα > Πολλαπλός δεσμός > Αλογόνο > Διακλάδωση

Σειρά προτεραιότητας χαρακτηριστικών ομάδων

Α
ύ
ξ
η
σ
η

π
ρ
ο
τ
ε
ρ
α
ι
ό
τ
η
τ
α
ς



Στην περίπτωση που υπάρχουν περισσότερες από μια χαρακτηριστικές ομάδες, η μία θεωρείται η κύρια και δίνει την κατάληξη στην ονομασία. Οι άλλες μπαίνουν ως πρόθεμα.

Στην ονοματολογία των υδρογονανθράκων βασίζεται η ονοματολογία όλων των οργανικών ενώσεων.

Αλκάνια C_nH_{2n+2}
($n \geq 1$) ή RH με πρώτο μέλος τους το CH_4
Είναι κορεσμένοι υδρογονάνθρακες ή παραφίνες

Αλκάνια ευθείας αλυσίδας ή κανονικά ή n-αλκάνια

Αλκάνια διακλαδισμένης αλυσίδας

Ονοματολογία αλκανίων με ευθεία αλυσίδα

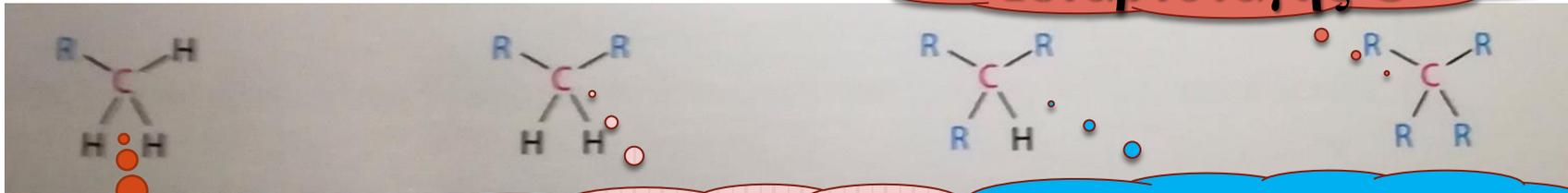
Αριθμός ανθράκων (n)	Ονομασία	Μοριακός τύπος (C _n H _{2n+2})	Αριθμός ανθράκων (n)	Ονομασία	Μοριακός τύπος (C _n H _{2n+2})
1	Μεθάνιο	CH ₄	9	Εννεάνιο	C ₉ H ₂₀
2	Αιθάνιο	C ₂ H ₆	10	Δεκάνιο	C ₁₀ H ₂₂
3	Προπάνιο	C ₃ H ₈	11	Ενδεκάνιο	C ₁₁ H ₂₄
4	Βουτάνιο	C ₄ H ₁₀	12	Δωδεκάνιο	C ₁₂ H ₂₆
5	Πεντάνιο	C ₅ H ₁₂	13	Τριδεκάνιο	C ₁₃ H ₂₈
6	Εξάνιο	C ₆ H ₁₄	20	Εικοσάνιο	C ₂₀ H ₄₂
7	Επτάνιο	C ₇ H ₁₆	30	Τριακοντάνιο	C ₃₀ H ₆₂
8	Οκτάνιο	C ₈ H ₁₈			

Ονοματολογία αλκυλομάδων αλκανίων με ευθεία αλυσίδα

Αλκάνιο	Ονομασία	Αλκυλομάδα	Ονομασία (σύντμηση)
CH ₄	Μεθάνιο	-CH ₃	Μέθυλο (Me)
CH ₃ CH ₃	Αιθάνιο	-CH ₂ CH ₃	Αίθυλο (Et)
CH ₃ CH ₂ CH ₃	Προπάνιο	-CH ₂ CH ₂ CH ₃	Πρότυλο (Pr)
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Βουτάνιο	-CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Βούτυλο (Bu)
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Πεντάνιο	-CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Πέντυλο ή άμυλο

Πίνακες από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης

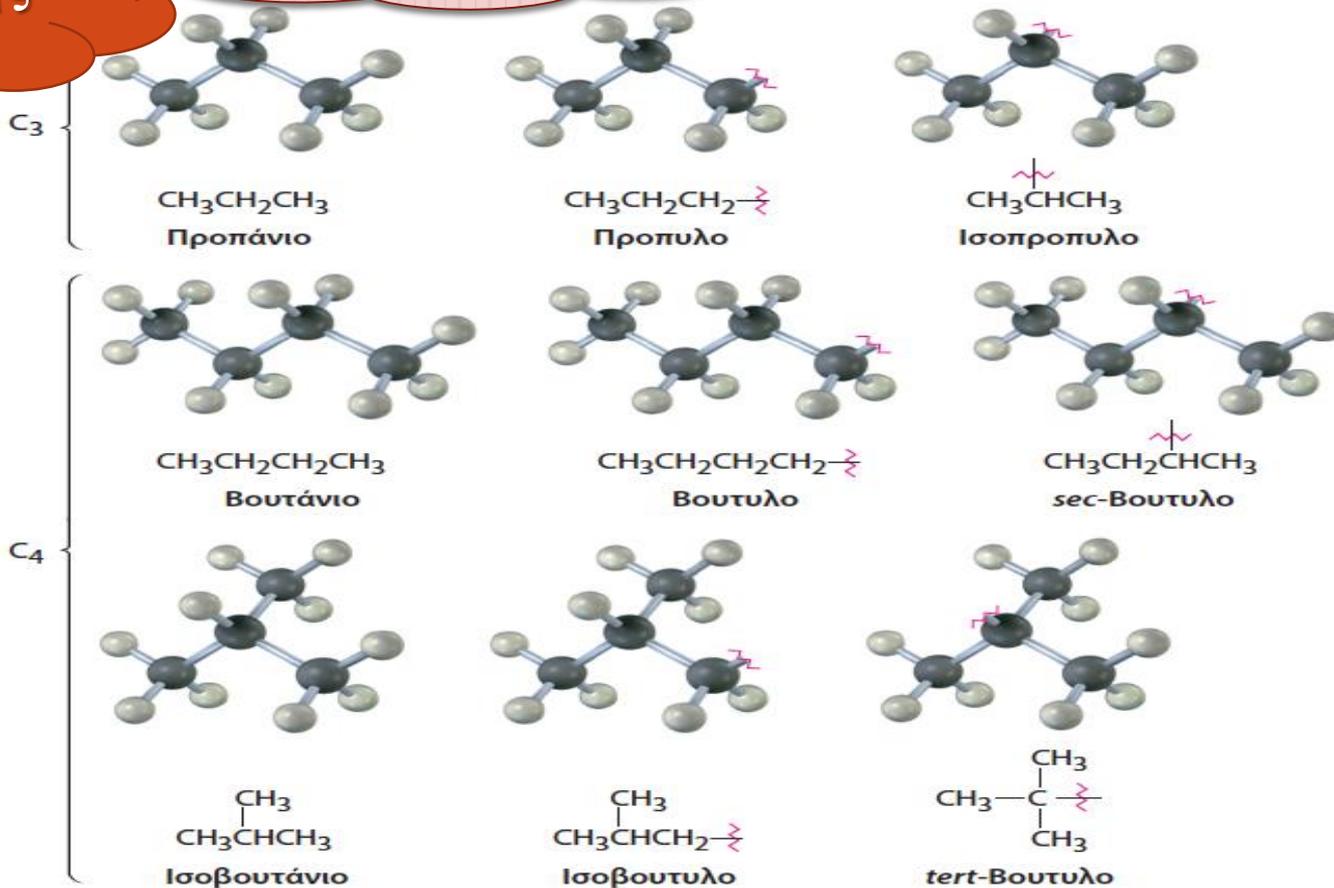
Τεταρτοταγής C



Πρωτοταγής C

Δευτεροταγής C

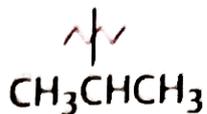
Τριτοταγής C



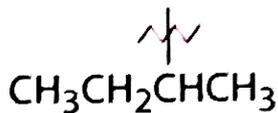
Εικόνες από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης

Ονοματολογία διακλαδισμένων αλκανίων

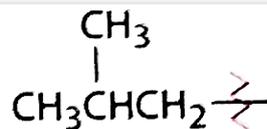
- 1) Βρίσκεται η μεγαλύτερη ανθρακική συνεχόμενη αλυσίδα. Εάν υπάρχουν δύο διαφορετικές αλυσίδες που έχουν ίσο αριθμό ανθράκων, κύρια θεωρείται αυτή που έχει το μεγαλύτερο αριθμό των διακλαδώσεων.
- 2) Αριθμούνται τα άτομα της κύριας αλυσίδας, ξεκινώντας από εκείνο που βρίσκεται πιο κοντά στην πρώτη διακλάδωση.
 - Ο C που έχει τον υποκαταστάτη θα πρέπει να πάρει τη μικρότερη αρίθμηση. (Η θέση του υποκαταστάτη είναι ο αριθμός του C στον οποίο συνδέεται ο υποκαταστάτης).
 - Στην περίπτωση που υπάρχουν δύο ή περισσότεροι υποκαταστάτες, η αρίθμηση γίνεται έτσι ώστε το άθροισμα των θέσεων των υποκαταστατών να είναι το μικρότερο.



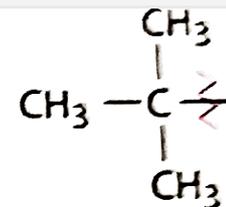
Ισοπροπυλο (*i*-Pr)



sec-Βουτυλο
(*sec*-Bu)



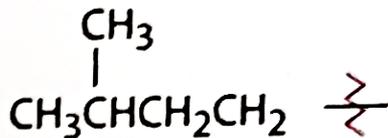
Ισοβουτυλο



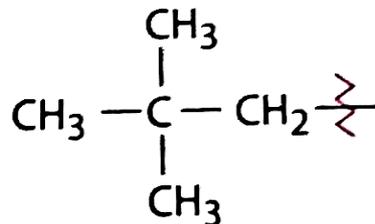
tert-Βουτυλο
(*t*-βουτυλο ή *t*-Bu)

Αλκυλομάδα
τριών ατόμων άνθρακα

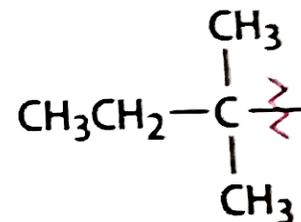
Αλκυλομάδες
τεσσάρων ατόμων άνθρακα



Ισοπεντυλο
ή
ισοαμυλο (*i*-amyl)



Νεοπεντυλο



tert-Πεντυλο
ή
tert-αμυλο (*t*-amyl)

Αλκυλομάδες πέντε ατόμων άνθρακα

Σχήματα από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης

Ονοματολογία ακόρεστων διακλαδισμένων υδρογονανθράκων

- 1) Βρίσκεται η μεγαλύτερη ανθρακική αλυσίδα η οποία περιέχει τον ακόρεστο δεσμό.
- 2) Αριθμείται η ανθρακική έτσι ώστε ο ακόρεστος δεσμός να έχει τον μικρότερο αριθμό.
- 3) Προσδιορίζονται το όνομα και οι θέσεις των υποκαταστατών.
- 4) Ονομάζεται η μεγαλύτερη ανθρακική αλυσίδα.

Ονοματολογία άλλων οργανικών ενώσεων οι οποίες ανήκουν σε άλλες ομόλογες σειρές

- 1) Βρίσκεται η χαρακτηριστική ομάδα.
- 2) Βρίσκεται η μεγαλύτερη ανθρακική αλυσίδα η οποία περιέχει τη χαρακτηριστική ομάδα και τους ακόρεστους δεσμούς σε περίπτωση που αυτοί υπάρχουν.
- 3) Αριθμείται αυτή η ανθρακική αλυσίδα, έτσι ώστε το άκρο που βρίσκεται πιο κοντά στη χαρακτηριστική ομάδα να πάρει το μικρότερο αριθμό.
 - Σε περίπτωση που υπάρχουν και ακόρεστοι δεσμοί και υποκαταστάτες, η αρίθμηση γίνεται έτσι ώστε μετά τη χαρακτηριστική ομάδα το μικρότερο αριθμό να πάρουν με προτεραιότητα 1) οι ακόρεστοι δεσμοί και 2) οι υποκαταστάτες.
- 4) Προσδιορίζονται το όνομα και οι θέσεις των υποκαταστατών, η θέση και το είδος των ακόρεστων δεσμών και η θέση και η χαρακτηριστική κατάληξη της χαρακτηριστικής ομάδας.

Ονοματολογία ενώσεων με δυο ή και περισσότερες χαρακτηριστικές ομάδες

- 1) Βρίσκεται η κύρια και η δευτερεύουσα χαρακτηριστική ομάδα.
- 2) Βρίσκεται η μεγαλύτερη ανθρακική αλυσίδα η οποία περιέχει την κύρια χαρακτηριστική ομάδα και τους ακόρεστους δεσμούς σε περίπτωση που αυτοί υπάρχουν, καθώς και τη δευτερεύουσα ή τις δευτερεύουσες χαρακτηριστικές ομάδες.
- 3) Αριθμείται αυτή η ανθρακική αλυσίδα, έτσι ώστε το άκρο που βρίσκεται πιο κοντά στην κύρια χαρακτηριστική ομάδα να πάρει το μικρότερο αριθμό.
 - Σε περίπτωση που υπάρχουν και ακόρεστοι δεσμοί, η αρίθμηση γίνεται έτσι ώστε μετά την κύρια χαρακτηριστική ομάδα το μικρότερο αριθμό να πάρουν με προτεραιότητα 1) οι ακόρεστοι δεσμοί και 2) οι δευτερεύουσες χαρακτηριστικές ομάδες.

- 4) Προσδιορίζονται το όνομα και οι θέσεις των υποκαταστατών, καθώς και της δευτερεύουσας χαρακτηριστικής ομάδας.
- 5) Ονομάζεται η μεγαλύτερη ανθρακική αλυσίδα που περιέχει την κύρια χαρακτηριστική ομάδα.

Σειρά προτεραιότητας **Χαρακτηριστική ομάδα** **Πρόθεμα ως δευτερεύουσα**

1		καρβόξυ
2		κυάνο
3		όξο
4		κέτο
5		υδρόξυ
6		αμίνο
7		φθόρο, χλώρο, βρώμο, ίωδο
8		νίτρο

Τα αλκάνια παρουσιάζουν συντακτική ισομέρεια. Είδος ισομέρειας που παρουσιάζεται σε ενώσεις στις οποίες τα άτομα συνδέονται με διαφορετικό τρόπο μεταξύ τους

Ισοβουτάνιο και βουτάνιο

Διαφορετική σύνδεση ανθρακικών αλυσίδων.

1-βουτένιο και 2-βουτένιο

Τα συντακτικά ισομερή μπορεί να έχουν:

Διαφορετική θέση της χαρακτηριστικής ομάδας κατά μήκος της ανθρακικής αλυσίδας στο μόριο.

Αιθανόλη και διμεθυλαιθέρας
Προπανάλη και προπανόνη

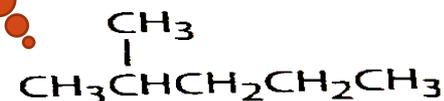
Διαφορετικές χαρακτηριστικές ομάδες
Ισομέρεια ομόλογης σειράς.

Σχεδιάστε τις δομές για τα πέντε ισομερή της ένωσης C₆H₁₄

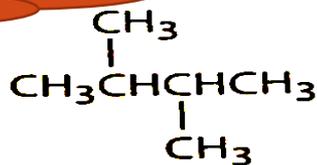
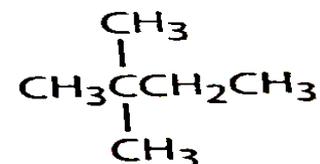
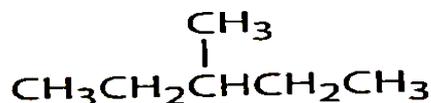
Εξάνιο



2-μεθυλοπεντάνιο
ή ισοεξάνιο



3-μεθυλοπεντάνιο



2,3-
διμέθυλοβουτάνιο

2,2-
διμέθυλοβουτάνιο
ή νεοεξάνιο

Βιβλιογραφία

- **Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης.**
- **Βασική Οργανική Χημεία, Ιωακείμ Σπηλιόπουλος, Εκδόσεις Σταμούλης, 2008**
- **<https://www.slideshare.net/wyhsiung/chapter-2-polar-covalent-bonds-acids-and-bases-65717576>**
- **<http://slideplayer.com/slide/6612369/>**
- **https://s10.lite.msu.edu/res/msu/botonl/b_online/library/newton/Chy251_253/Lectures/Formal_Charge/FormalCharge.html**
- **[https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_with_a_Biological_Emphasis_\(Soderberg\)/Chapter_02%3A_Introduction_to_organic_structure_and_bonding_II/2.3%3A_Resonance](https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_with_a_Biological_Emphasis_(Soderberg)/Chapter_02%3A_Introduction_to_organic_structure_and_bonding_II/2.3%3A_Resonance)**
- **<http://slideplayer.com/slide/6612347/>**
- **<https://www.nature.com/subjects/asymmetric-catalysis>**
- **<http://www.pnas.org/content/101/15/5347>**
- **<http://www.msc.chembiol.chem.upatras.gr/el/>**
- **<https://brilliant.org/wiki/molecular-orbital-theory/#molecular-orbitals>**
- **<http://www.chemistryexplained.com/Ma-Na/Molecular-Orbital-Theory.html>**
- **<http://ecourses.dbnet.ntua.gr/fsr/9585/ANKEF9.ppt>**
- **[http://www.klouras.chem.upatras.gr/attachments/article/16/05_Chemical-Bond\(II\)_Quantum_Mechanics.pdf](http://www.klouras.chem.upatras.gr/attachments/article/16/05_Chemical-Bond(II)_Quantum_Mechanics.pdf)**