



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

Τμήμα Δειφορικής
Γεωργίας
Γεωπονική Σχολή

Οργανική Χημεία

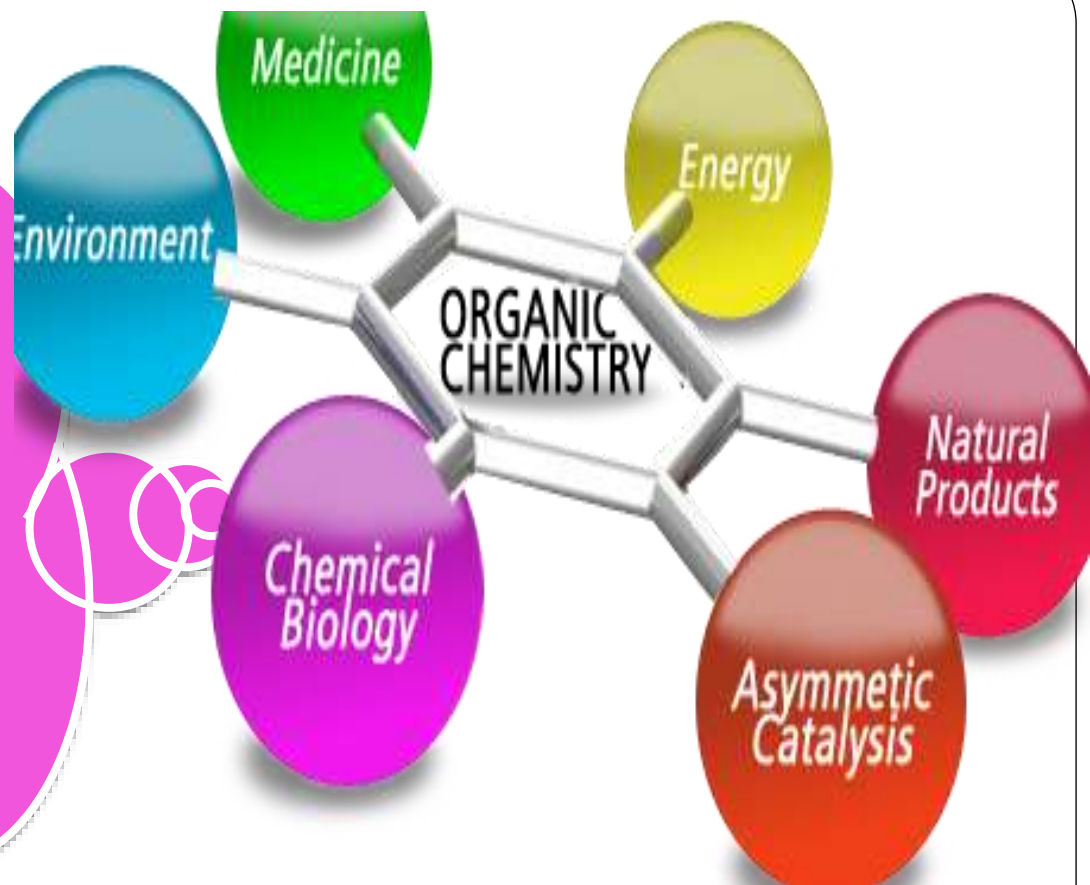
1^η Ενότητα

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.)



Εφαρμόζει χημικές τεχνικές και εργαλεία ή χρησιμοποιεί μόρια που παράγονται με τη συνθετική χημεία, για να μελετήσει και να επηρεάσει βιολογικά συστήματα. Έχει ιδιαίτερη εφαρμογή στη Φαρμακευτική Χημεία, <http://www.msc.chembiol.chem.upatras.gr/el/>



Ένας οπτικά ενεργός καταλύτης κατευθύνει τον σχηματισμό μιας χειρόμορφης ένωσης έτσι ώστε να ευνοείται ο σχηματισμός ενός συγκεκριμένου στερεοϊσομερούς



ΑΡΑ Η ΟΡΓΑΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ ΕΧΕΙ ΑΝΤΙΚΕΙΜΕΝΟ ΜΕΛΕΤΗΣ ΤΙΣ ΕΝΩΣΕΙΣ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΑ.

- **C:** Στοιχείο με ατομικό αριθμό 6, της 2^{ης} περιόδου του Π.Π. και της 4^{ης} κύριας ομάδας

H																	He
Li	Be											B	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, Μιγάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης



Ατομική δομή - Τροχιακά

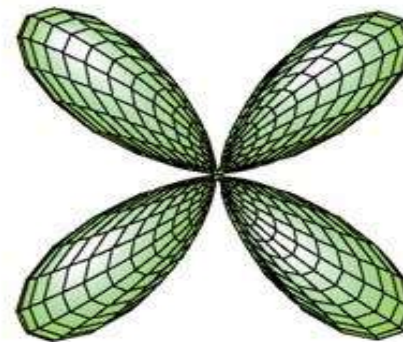
- Τα τροχιακά, ή κυματικές συναρτήσεις όπως αλλιώς λέγονται, είναι λύσεις κυματικής εξίσωσης (Schrodinger) και συμβολίζονται με ψ .
- Το ψ^2 έχει φυσική σημασία.



Τροχιακό s



Τροχιακό p



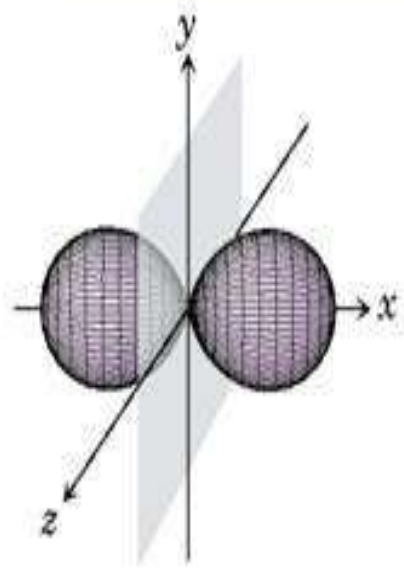
Τροχιακό d

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

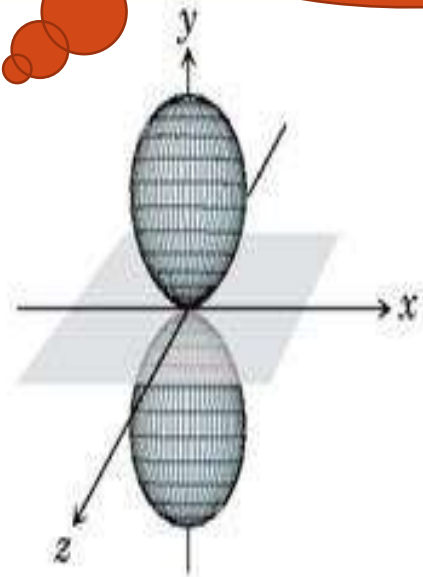


Τροχιακά p

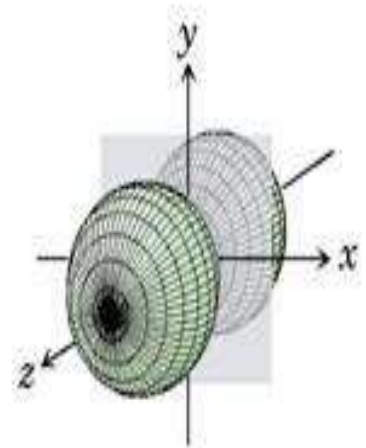
Κάθε ένα από αυτά έχει ένα κομβικό επίπεδο, που περνά μεταξύ των δυο λοβών. Έχει μηδενική ηλεκτρονική πυκνότητα και πολύ μεγάλες συνέπειες στη χημικά δραστηκότητα.



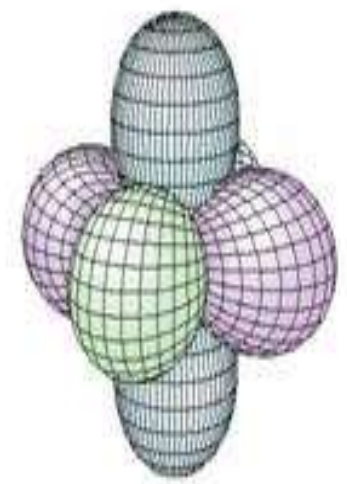
Τροχιακό $2p_x$



Τροχιακό $2p_y$



Τροχιακό $2p_z$



Τρία τροχιακά $2p$

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



**Ο C έχει τέσσερις μονάδες
συγγένειας (σύμφωνα με
Kekule, Couper).**

**Σχηματίζει πάντα 4 δεσμούς
όταν συνδέεται με άλλα
στοιχεία, ώστε να
σχηματιστούν σταθερές
ενώσεις.**



Φύση του χημικού δεσμού

Η φύση του ετεροπολικού ή ιοντικού δεσμού εύκολα έγινε κατανοητή από τα πρώτα πειράματα της ηλεκτρόλυσης.

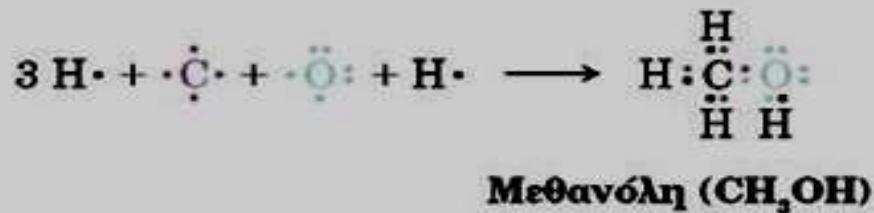
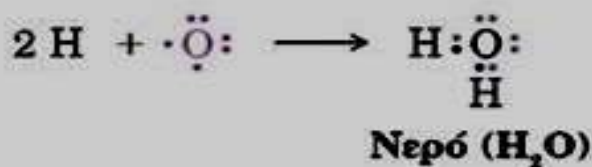
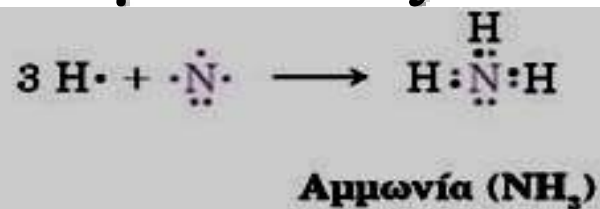
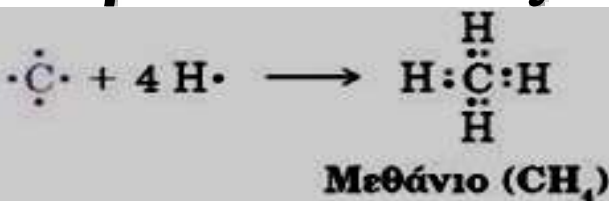
Δύο είδη δεσμών :

- Οι ιοντικοί
- Οι ομοιοπολικοί

- Όταν ένας χημικός δεσμός σχηματίζεται, απελευθερώνεται ενέργεια.
- Όταν ένας χημικός δεσμός διασπάται, απορροφάται ενέργεια και προστίθεται στο σύστημα.

Ομοιοπολικοί δεσμοί: Όταν ένα ζεύγος ηλεκτρονίων ανήκει ταυτόχρονα σε δύο άτομα

- Ο εύκολος τρόπος να παρασταθούν οι ομοιοπολικοί δεσμοί είναι οι δομές Lewis, στις οποίες τα ηλεκτρόνια σθένους παριστάνονται με τελείες.



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



Όνομασία	Δομή Lewis	Δομή Kekulé	Όνομασία	Δομή Lewis	Δομή Kekulé
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 θεωρίες υπάρχουν για την εξήγηση του ομοιοπολικού δεσμού:

- **Η θεωρία δεσμού σθένους:**

Σύμφωνα με αυτή, ομοιοπολικός δεσμός δημιουργείται με την αλληλοεπικάλυψη δύο ατομικών τροχιακών.

Με αυτή εξηγούνται πολύ καλά οι απλοί δεσμοί.

- **Η θεωρία μοριακών τροχιακών:**

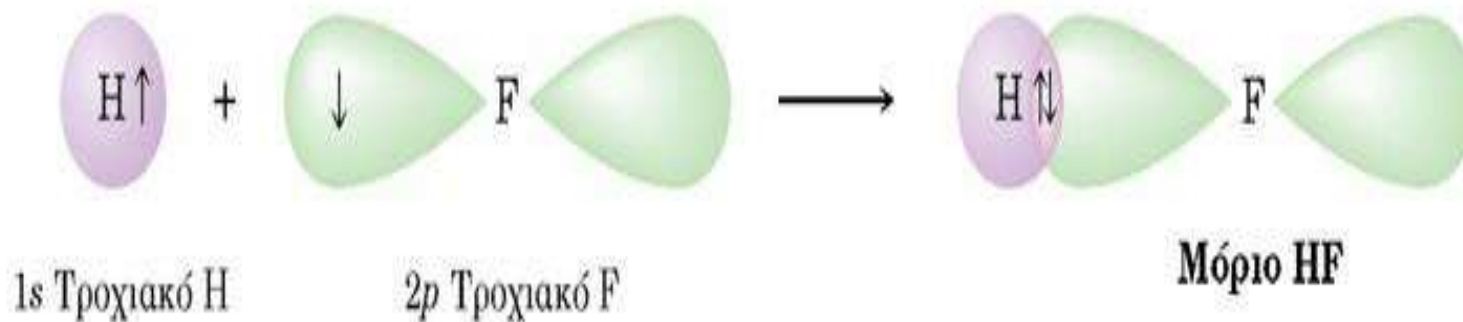
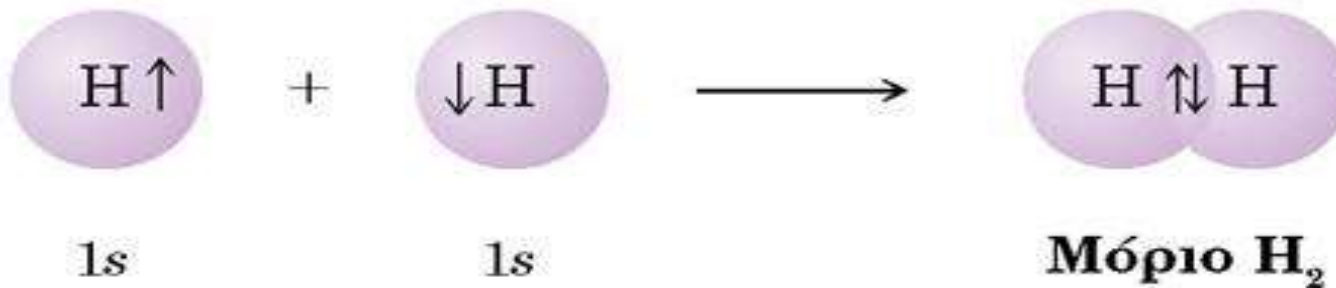
Σύμφωνα με αυτή, με το συνδυασμό ατομικών τροχιακών σε μοριακά τροχιακά που ανήκουν σε όλο το μόριο σχηματίζονται ομοιοπολικοί δεσμοί.

Με αυτή εξηγούνται πολύ καλά οι πολλαπλοί δεσμοί.



Θεωρία δεσμού σθένους

- Με αλληλοεπικάλυψη ατομικών τροχιακών που το κάθε ένα περιέχει ένα ηλεκτρόνιο αντίθετου σπιν, σχηματίζονται οι ομοιοπολικοί δεσμοί.
- Τα άτομα που συνδέονται, διατηρούν τα ατομικά τους τροχιακά, όμως το ζευγάρι 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.



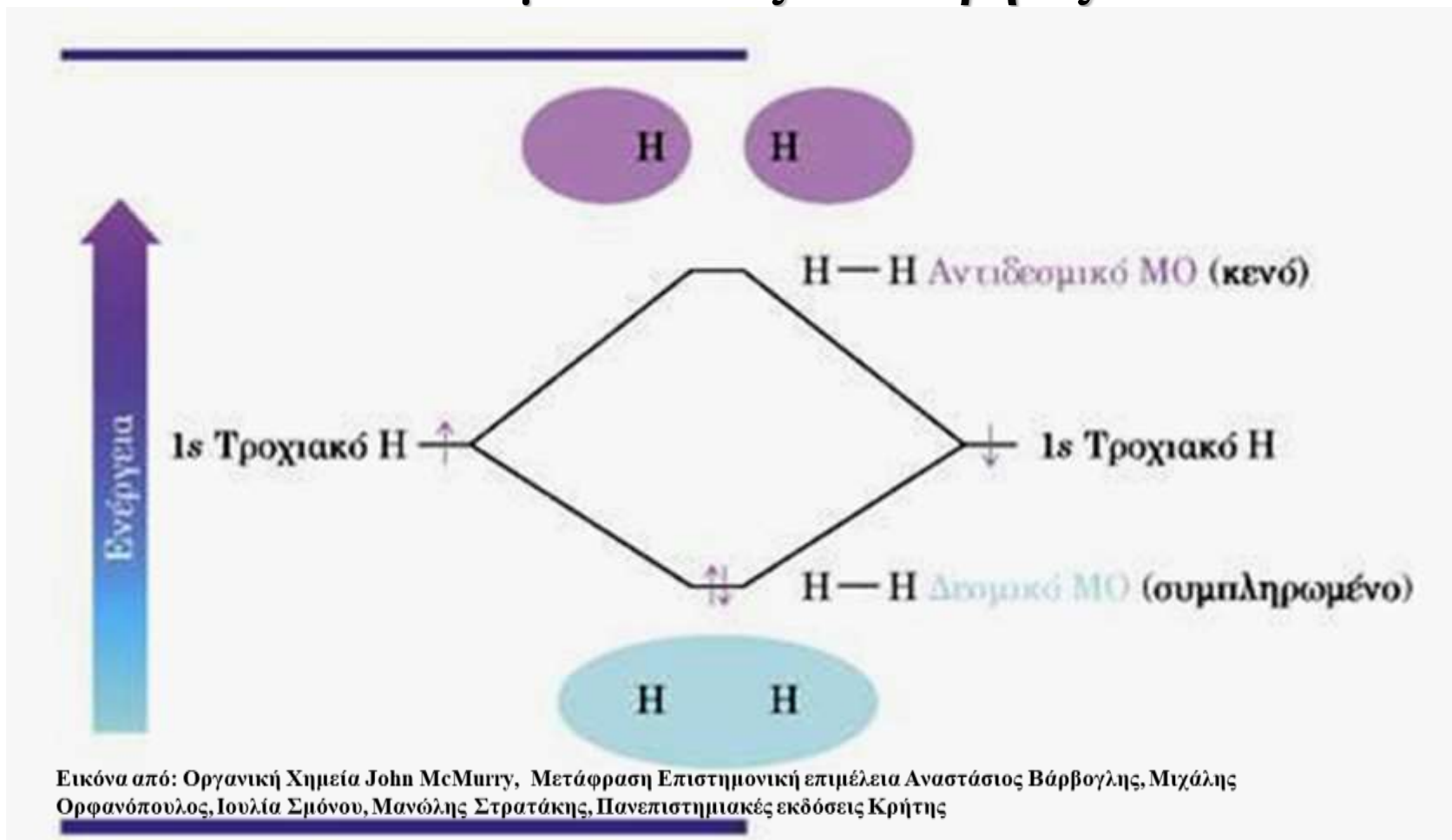
Εικόνα από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης



Θεωρία μοριακών τροχιακών

- Ότι είναι για τα άτομα τα ατομικά τροχιακά, είναι για τα μόρια τα μοριακά τροχιακά. Δηλαδή περιγράφουν τις περιοχές του χώρου που προτιμούν να βρίσκονται τα ηλεκτρόνια σε ένα μόριο. Έχουν ειδικό μέγεθος, ειδικό σχήμα, καθώς 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.



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



Δεσμοί σίγμα (σ)

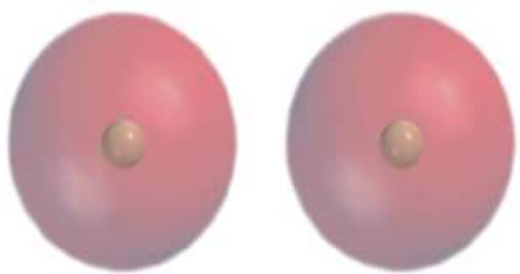
- Εμφανίζουν κυκλική διατομή και σχηματίζονται όταν τα τροχιακά αλληλεπικαλύπτονται μετωπικά.

Δεσμοί πι (π)

- Εδώ τα τροχιακά αλληλεπικαλύπτονται πλευρικά.

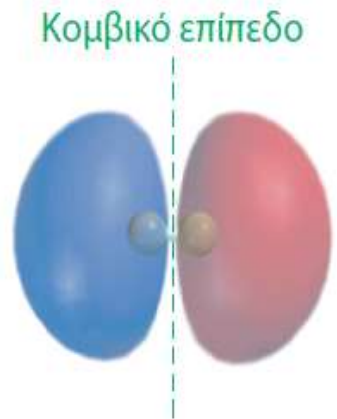


Δεσμός σ στο
μόριο του
υδρογόνου



Δύο τροχιακά 1s

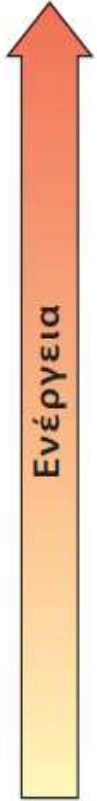
Συνδυασμός \rightarrow



σ Αντιδεσμικό MO
(μη συμπληρωμένο)

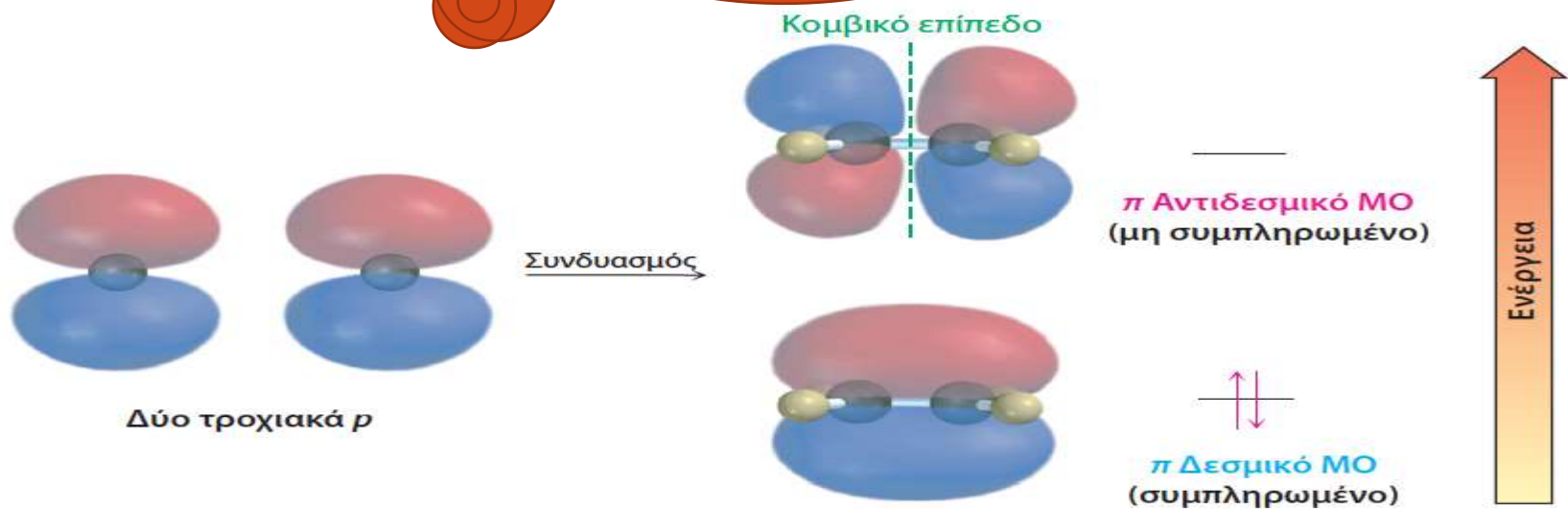


σ Δεσμικό MO
(συμπληρωμένο)





Ο π δεσμος 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 προσήμου, (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. Τα τελευταία είναι τροχιακά που προκύπτουν από ανάμιξη απλών ατομικών τροχιακών.
- Μαθηματικά δεν χρησιμοποιούνται οι κυματοσυναρτήσεις που χρησιμοποιούνται στα ατομικά τροχιακά, 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 προκύπτει από την ανάμιξη ενός s και ενός p τροχιακού.
- Τροχιακό sp^2 προκύπτει από ανάμιξη ενός s και δύο p τροχιακών.
- Τροχιακό sp^3 προκύπτει από την ανάμιξη ενός s και τριών p τροχιακών.

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 .

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.

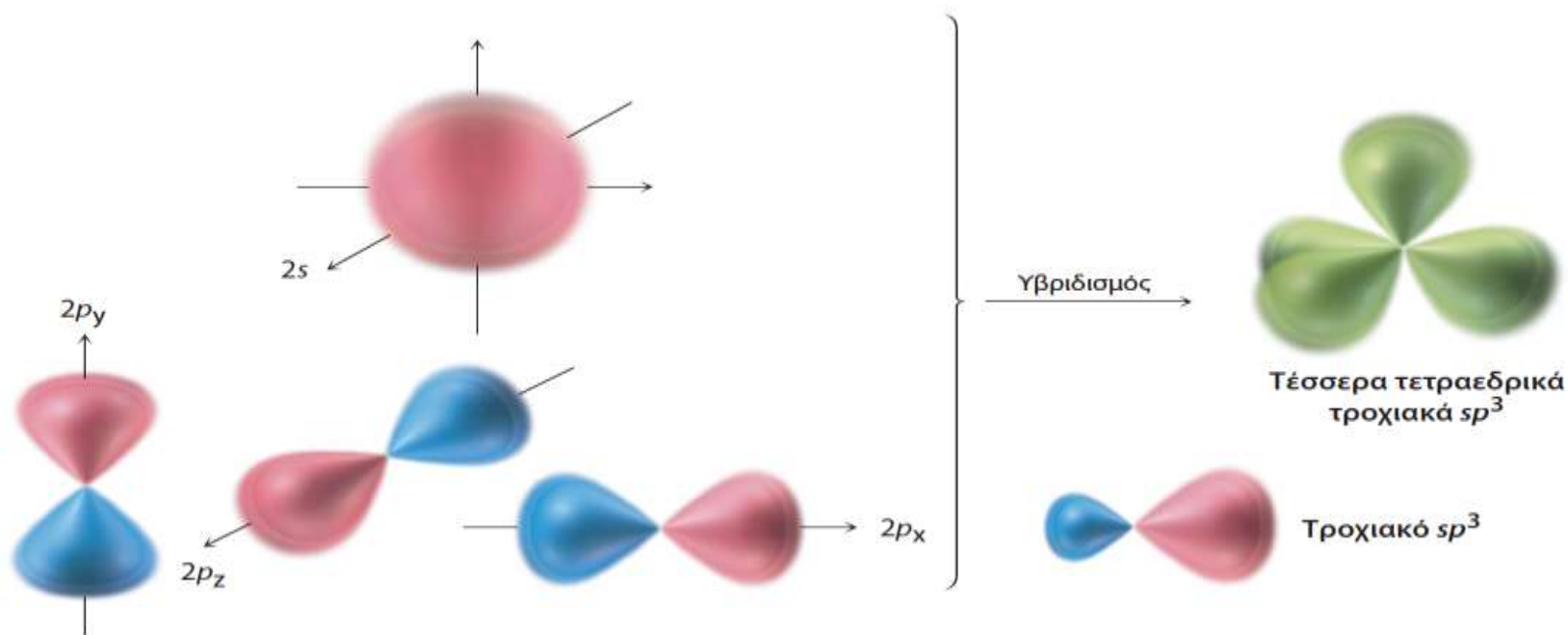
Γραμμική
γεωμετρία
 180°



Υβριδισμός Τροχιακό sp^3

Δομή Μεθανίου CH_4

Σχηματίζονται 4 sp^3 υβριδικά τροχιακά που κατευθύνονται προς τις γωνίες κανονικού τετραέδρου



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



Θα περίμενε κανείς να έχει το μεθάνιο δύο είδη δεσμών C-H αφού ο C έχει δύο είδη τροχιακών $2s$ και $2p$.

- Ο υβριδισμός ερμηνεύει το γιατί ο άνθρακας στο μεθάνιο, σχηματίζει τέσσερις δεσμούς που είναι ισοδύναμοι, όμως δεν είναι δυνατόν να εξηγήσει γιατί το κάνει.

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.



Μόριο	Δεσμός	Ισχύς δεσμού		Μήκος δεσμού (pm)
		(kJ/mol)	(kcal/mol)	
Μεθάνιο, CH ₄	(<i>sp</i> ³) C–H	439	105	109
Αιθάνιο, CH ₃ CH ₃	(<i>sp</i> ³) C–C (<i>sp</i> ³)	377	90	154
	(<i>sp</i> ³) C–H	421	101	109
Αιθυλένιο, H ₂ C=CH ₂	(<i>sp</i> ²) C=C (<i>sp</i> ²)	728	174	134
	(<i>sp</i> ²) C–H	464	111	109
Ακετυλένιο, HC≡CH	(<i>sp</i>) C≡C (<i>sp</i>)	965	231	120
	(<i>sp</i>) C–H	558	133	106

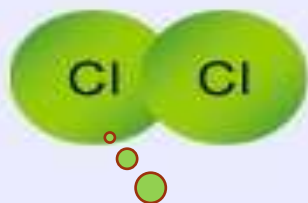


Μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός

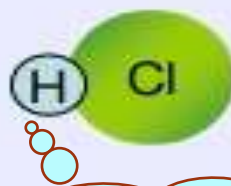
Είναι ο δεσμός στον οποίο τα ηλεκτρόνια ανήκουν και στα δυο άτομα εξίσου.

Πολικός ομοιοπολικός δεσμός

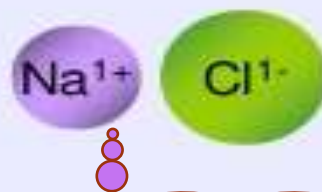
Είναι ο δεσμός στον οποίο το ζεύγος των δεσμικών ηλεκτρονίων διαμοιράζεται με άνισο τρόπο.



Μη πολικός ομοιοπολικός



Πολικός ομοιοπολικός



Ετεροπολικός



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

Το μέτρο της ικανότητας ενός ατόμου σε ένα μόριο να έλκει τα ηλεκτρόνια προς το μέρος του.



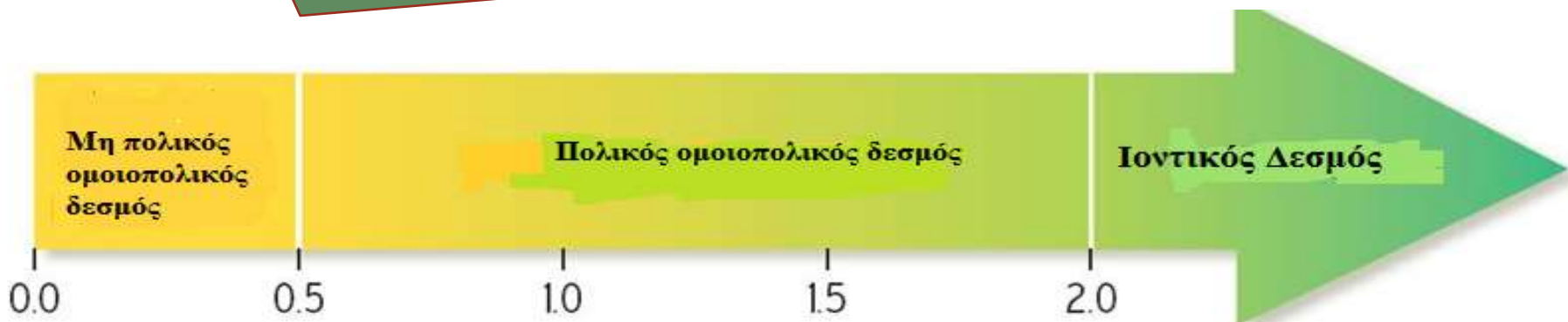
Τα πιο ηλεκτραρνητικά από τον C στοιχεία, έχουν $HA > 2,5$

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



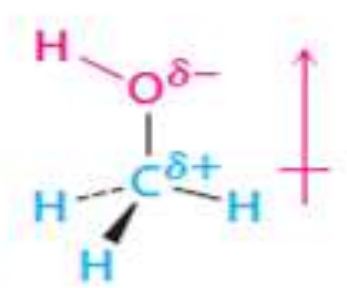
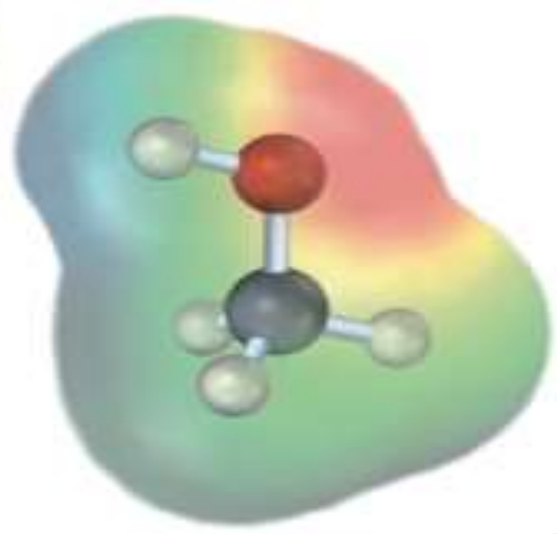
- **C-H:** ο δεσμός δεν εμφανίζει διαφορά ηλεκτραρνητικότητας ($C:HA=2,5$ και $H:HA=2,1$)
- Οι δεσμοί C και περισσότερο ηλεκτραρνητικών ατόμων όπως το O: $HA=3,5$, το N: $HA=3,0$, το Cl: $HA=3,0$, θεωρούνται πολωμένοι και σε αυτούς τα δεσμικά ηλεκτρόνια έλκονται προς το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο. Άρα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



Διαφορά ηλεκτραρνητικότητας



(α)



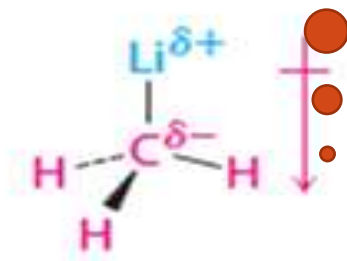
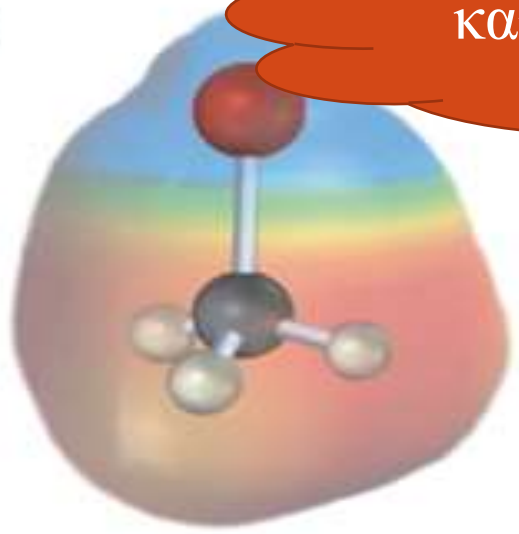
Μεθανόλη

Οξυγόνο: $\text{HA} = 3,5$
 Άνθρακας: $\text{HA} = 2,5$

Διαφορά = 1,0

Το βέλος δείχνει προς ποια κατεύθυνση είναι πολωμένος ο δεσμός

(β)



Μεθυλολίθιο

Άνθρακας: $\text{HA} = 2,5$
 Λίθιο: $\text{HA} = 1,0$

Διαφορά = 1,5

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



Μέταλλα
σαν το λίθιο
και το
μαγνήσιο
προσφέρουν
επαγωγικά
ηλεκτρόνια.

ΕΠΑΓΩΓΙΚΟ ΦΑΙΝΟΜΕΝΟ

Έτσι λέγεται η
μετατόπιση των
ηλεκτρονίων σε ένα
χημικό δεσμό, προς την
κατεύθυνση του
ηλεκτραρνητικότερου
ατόμου.

Σημαντικότετος
ο ρόλος του
στην κατανόηση
της χημικής
δραστηκότητας.

Αμέταλλα
σαν το
οξυγόνο ή
το χλώριο,
έλκουν
επαγωγικά
ηλεκτρόνια.



Μέτρο της πολικότητας ενός μορίου είναι:

- **Η διπολική ροπή**, η οποία είναι διανυσματικό μέγεθος, συμβολίζεται με μ και εκφράζεται σε debye (D). $1 \text{ D} = 3,336 \times 10^{-30} \text{ coulomb} \times \text{μέτρα}$ (C.m, Σύστημα μονάδων SI).

- **$\mu = Q \times r$**

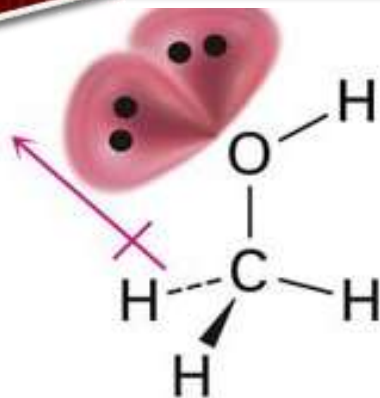
όπου:

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

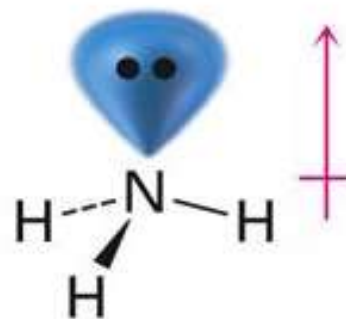
Στα άτομα του οξυγόνου και του αζώτου, τα μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων, έχουν αρκετά μεγάλη συνεισφορά στη συνολική διπολική ροπή, αφού δεν υπάρχει συνδεδεμένο άτομο με αυτά που να εξουδετερώνει το αρνητικό τους φορτίο.



Water
($\mu = 1.85 \text{ D}$)



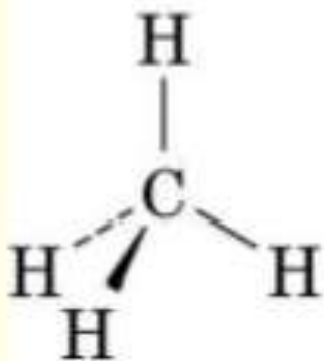
Methanol
($\mu = 1.70 \text{ D}$)



Ammonia
($\mu = 1.47 \text{ D}$)

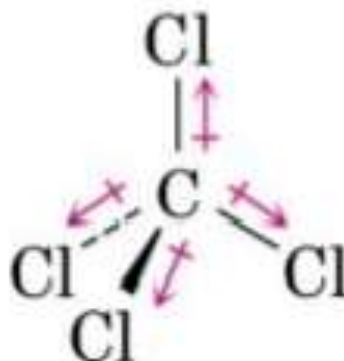
© 2007 Thomson Higher Education

Το μεθάνιο, ο τετραχλωράνθρακας και το αιθάνιο, έχουν συμμετρικές δομές κι έτσι έχουν συνολική διπολική ροπή μηδέν, αφού τα επιμέρους ανύσματα των διπολικών ροπών αλληλοεξουδετερώνονται.

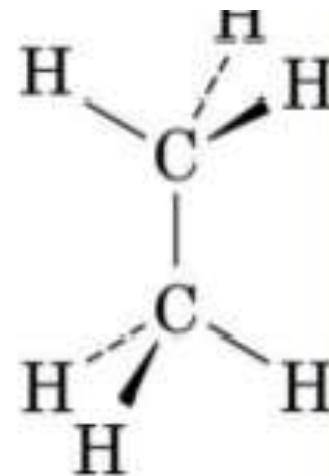


Methane
($\mu = 0 \text{ D}$)

© Thomson - Brooks Cole



Tetrachloromethane
($\mu = 0 \text{ D}$)



Ethane
($\mu = 0 \text{ D}$)

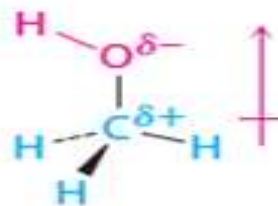
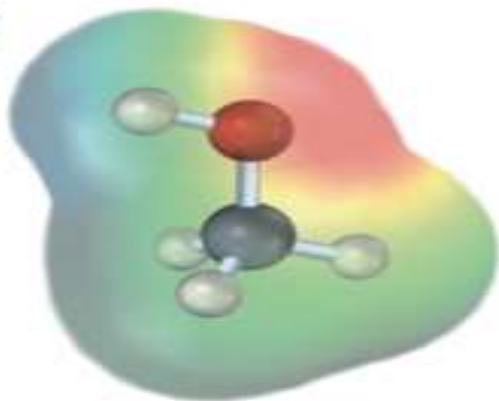
McMurry Organic Chemistry 6th edition Chapter 2
(c) 2003

9



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)

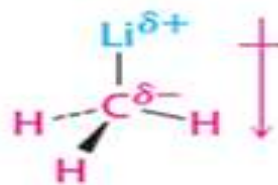
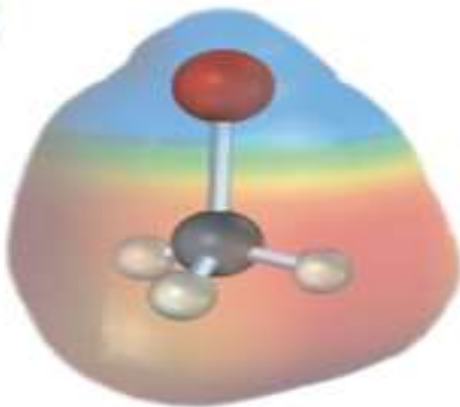


Μεθανόλη

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

Διαφορά = 1,0

(β)



Μεθυλολίθιο

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

Διαφορά = 1,5

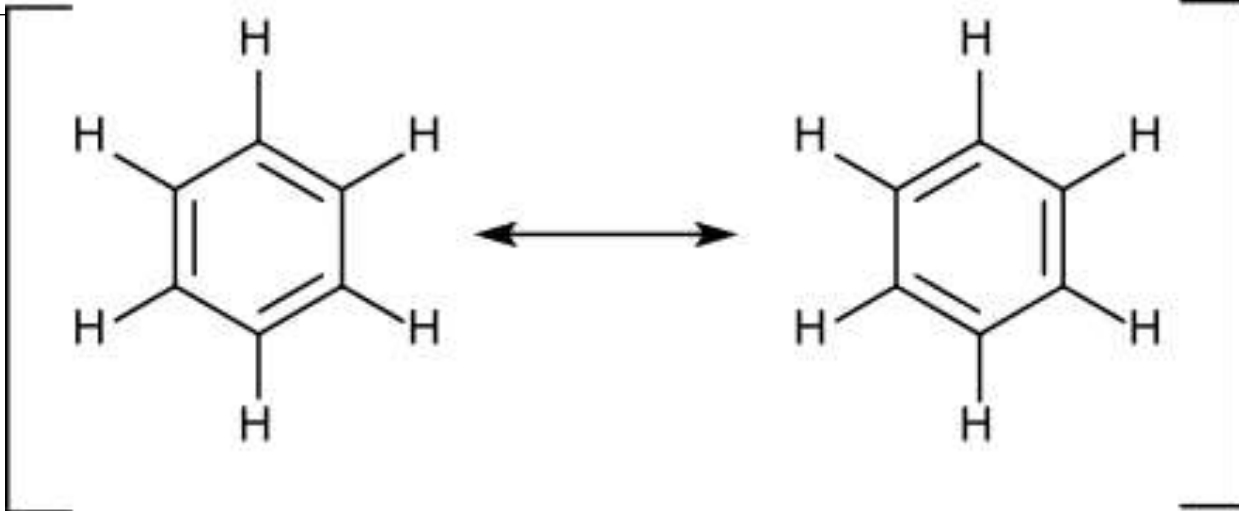
Σχήμα από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης

Αγγελική Απ. Γαλάνη

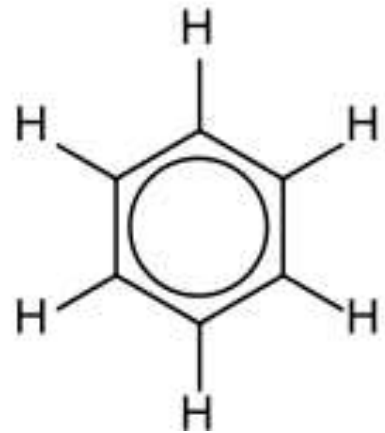


Δομές συντονισμού

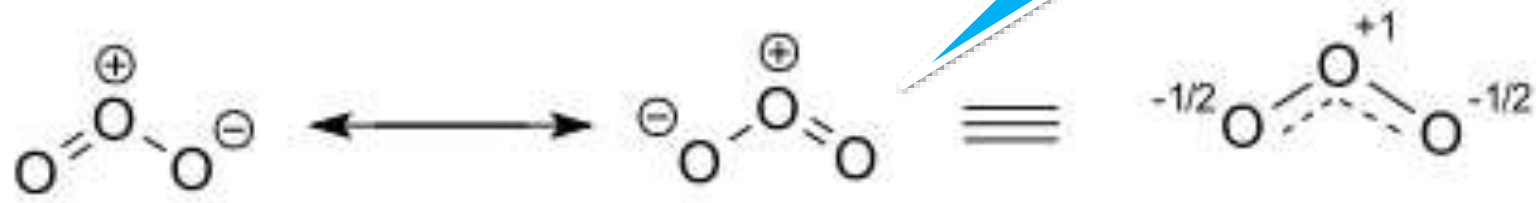
- Ενώσεις σαν το οξικό ιόν , το βενζόλιο, το ανθρακικό ιόν, καθώς και άλλες, δεν μπορούμε να τις αναπαραστήσουμε με απλές δομές κατά Lewis.
- Τέτοιες ενώσεις θεωρούνται ως σύνολο δύο ή και περισσότερων δομών, που καμία μεμονωμένα δεν μπορεί να θεωρηθεί απόλυτα σωστή.
- Το ενιαίο σύνολο αυτών των δομών αναπαράστασης, καλείται υβρίδιο συντονισμού.



Βενζόλιο



Όζον



[https://en.wikipedia.org/wiki/Resonance_\(chemistry\)](https://en.wikipedia.org/wiki/Resonance_(chemistry))



Διαμοριακές δυνάμεις

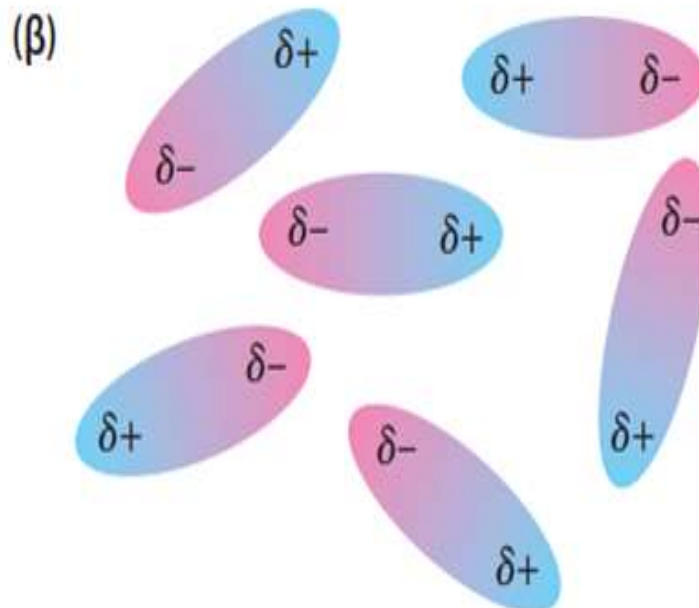
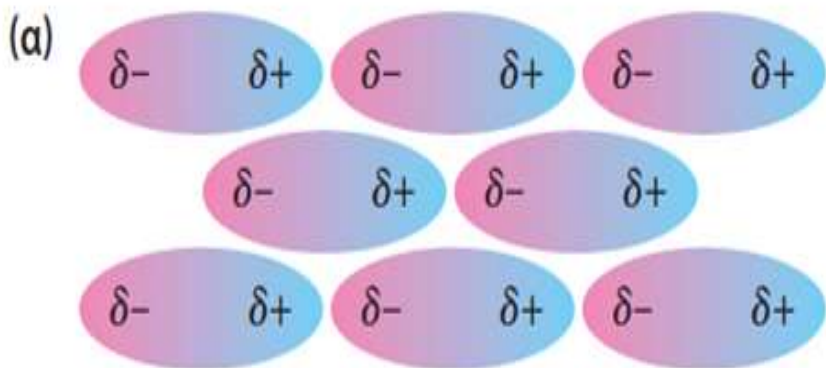
- Ονομάζονται οι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως μεταξύ των μορίων.
- Είναι γενικά ασθενέστερες από τις ενδομοριακές και καθορίζουν τη φυσική κατάσταση της ουσίας για ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

Είδη διαμοριακών δυνάμεων:

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



Οι δυνάμεις διπόλου – διπόλου, μπορούν να προκαλέσουν (α) έλξη μεταξύ πολικών μορίων όταν αυτά προσανατολίζονται με αντίθετα φορτία ή (β) άπωση όταν προσανατολίζονται με τοπικά όμοια φορτία.



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

Αγγελική Απ. Γαλάνη

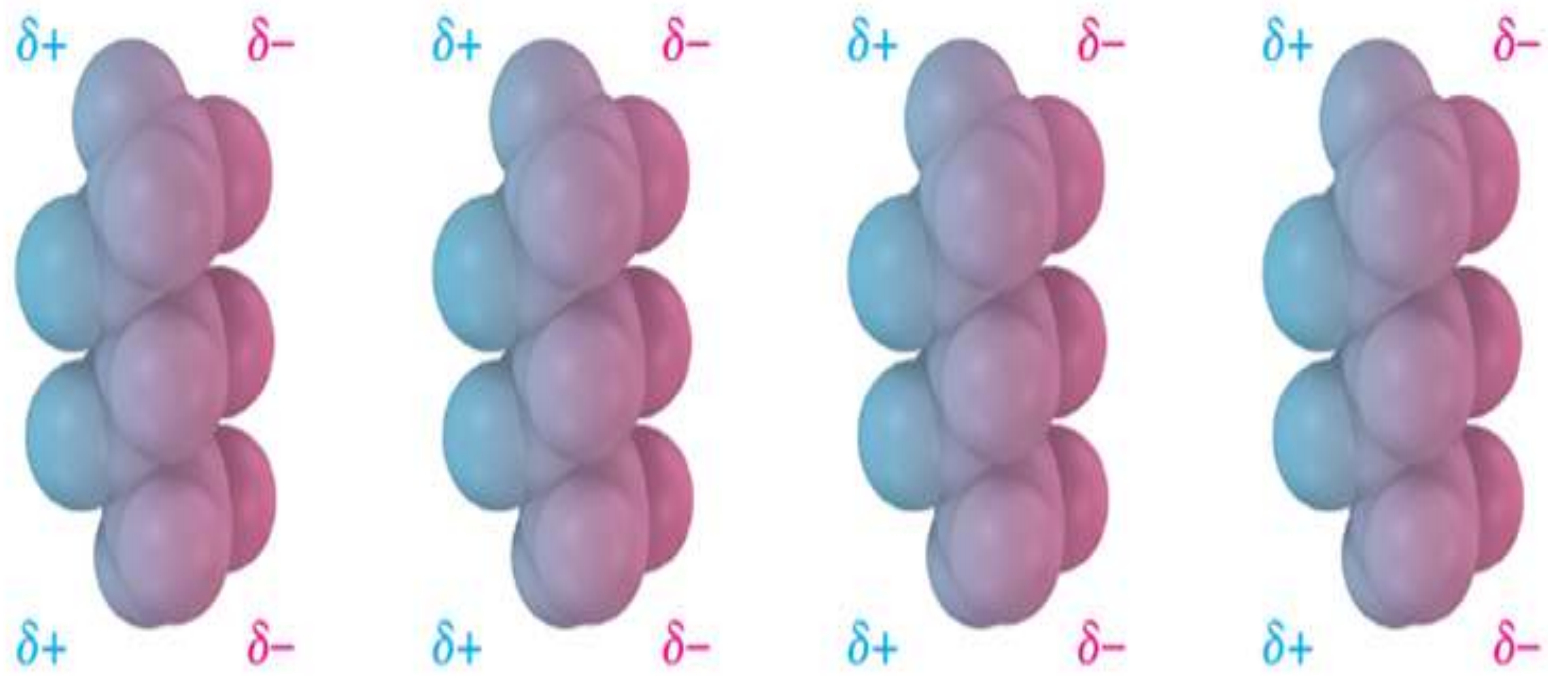


Δυνάμεις στιγμιαίου διπόλου – στιγμιαίου διπόλου (Δυνάμεις London ή διασποράς)

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



Όπως δείχνουν τα τρισδιάστατα μοντέλα του πεντανίου που απεικονίζονται πιο κάτω, στα άπολα μόρια οι ελκτικές δυνάμεις διασποράς, οφείλονται στη δημιουργία παροδικών διπόλων



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



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.



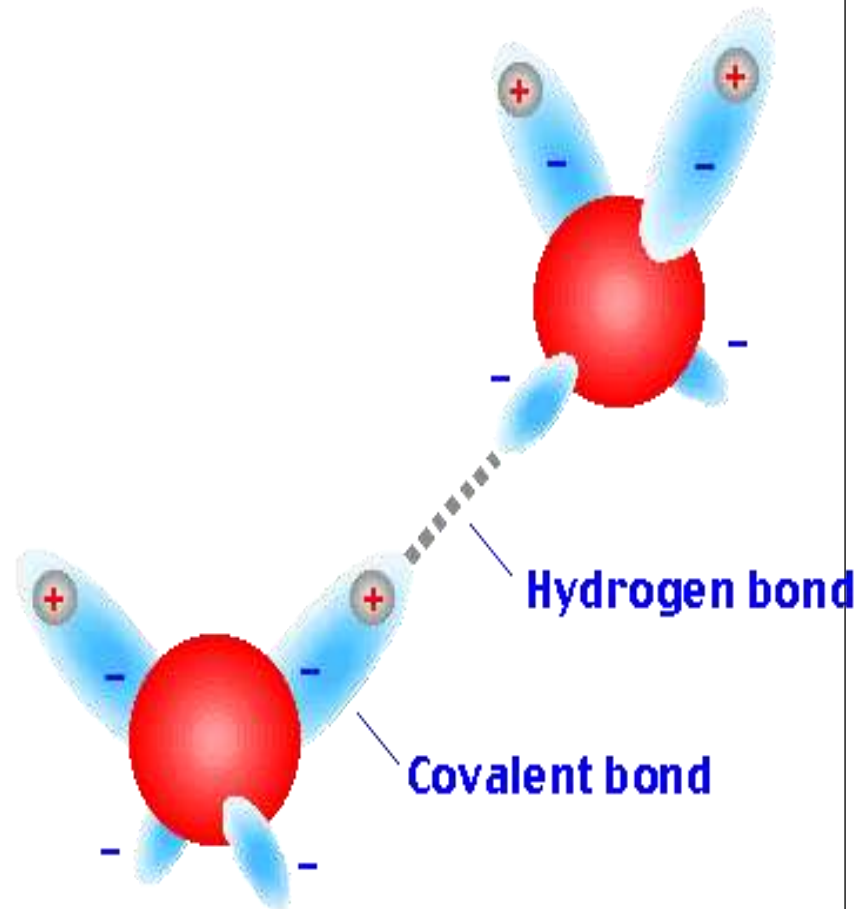
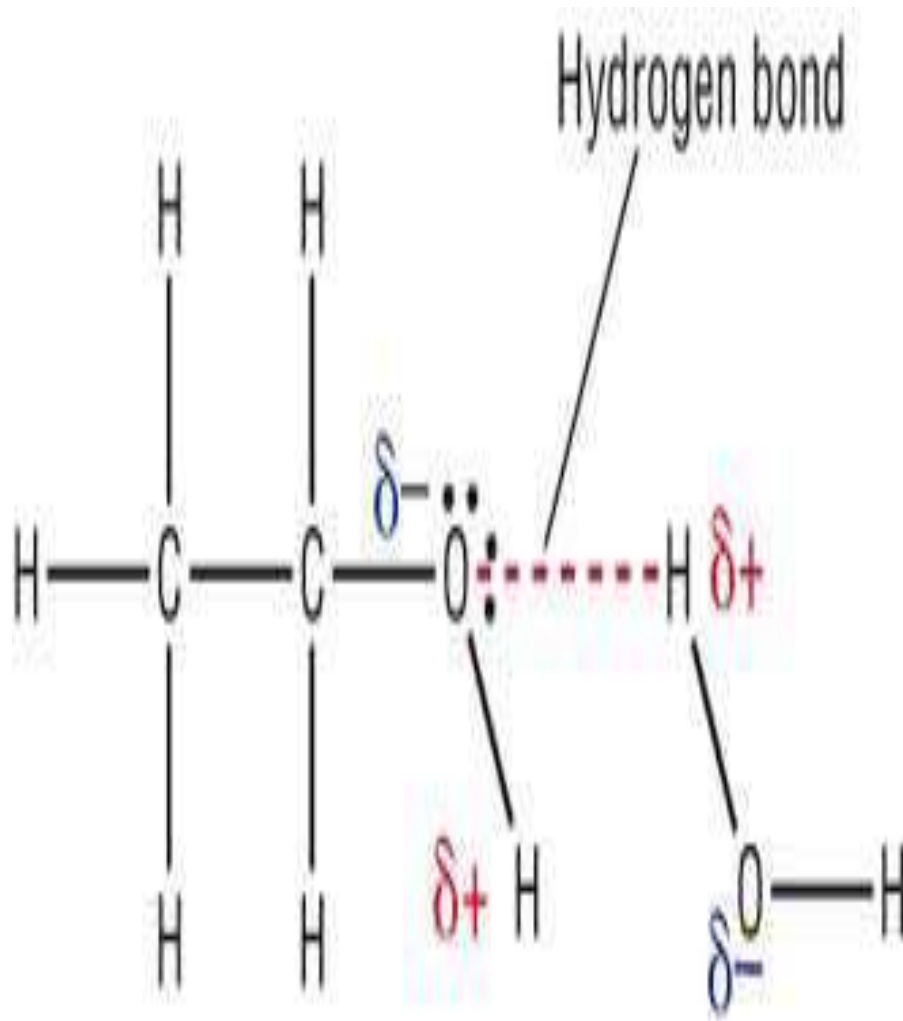
Δεσμός υδρογόνου

- Είναι μια ειδική περίπτωση διαμοριακής δυνάμεως μεταξύ διπόλου – διπόλου, η οποία εμφανίζει σημαντικά μεγαλύτερη ισχύ από τους άλλους διαμοριακούς δεσμούς.
- Ο δεσμός ή γέφυρα υδρογόνου, αναπτύσσεται σε ενώσεις που περιέχουν υδρογόνο, όταν αυτό είναι ενωμένο ομοιοπολικά με ισχυρά ηλεκτραρνητικά και μικρά σε μέγεθος άτομα όπως, F, O, N.

Δηλαδή το H στην ένωση συνδέεται ταυτόχρονα με δύο πολύ ηλεκτραρνητικά άτομα:

- 1) ένα στο ίδιο μόριο, (με ομοιοπολικό δεσμό) και
- 2) ένα σε άλλο μόριο, (με δεσμό υδρογόνου)

- Ο δεσμός υδρογόνου συμβολίζεται με τελείες (.)
- Ο δεσμός υδρογόνου είναι ασθενέστερος του ετεροπολικού και του ομοιοπολικού δεσμού αλλά ισχυρότερος των άλλων δυνάμεων Van der Waals.



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

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



ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΩΝ ΔΥΝΑΜΕΩΝ

1. Η επίδραση στη διαλυτότητα

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

ΤΑ ΟΜΟΙΑ ΔΙΑΛΥΟΥΝ ΟΜΟΙΑ

2. Η 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.



Οι οργανικές ενώσεις είναι δυνατόν να είναι:

Άκυκλες

Κυκλικές

Κορεσμένες

Ακόρεστες

Ετεροκυκλικές

Ισοκυκλικές

Αρωματικές

Αλεικυκλικές



Ευθεία ή διακλαδισμένη αλυσίδα, αλλά όχι δακτύλιο. Χαρακτηρίζονται και ως αλειφατικές ή λιπαρές.

Άκυκλες

Κυκλικές

Υπάρχει δακτύλιος.

Έχουν κι άλλα άτομα εκτός C όπως N, S.

Ετεροκυκλικές

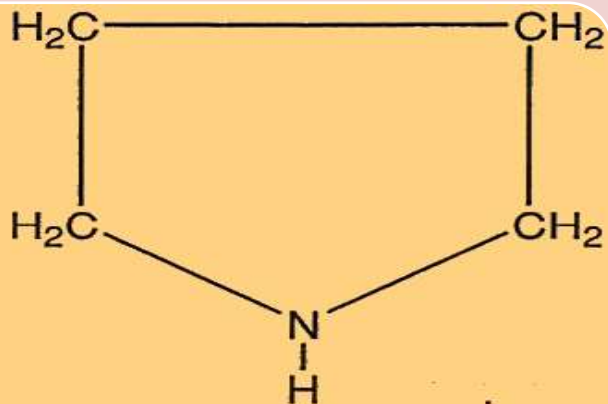
Ισοκυκλικές

Έχουν μόνο άτομα C.

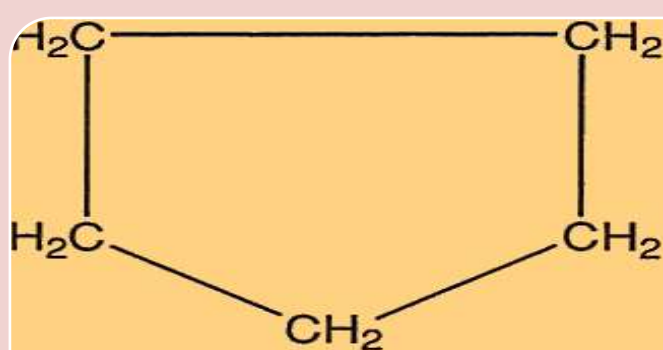
Περιέχουν τουλάχιστον ένα βενζολικό δακτύλιο.

Αρωματικές

Αλεικυκλικές



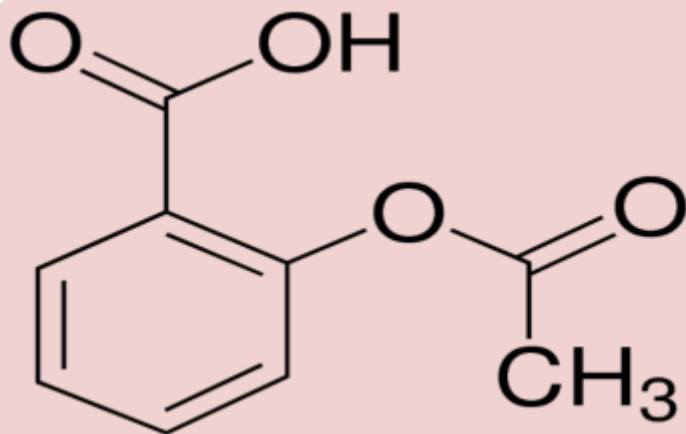
Ετεροκυκλικές



Ισοκυκλικές



ΙΣΟΚΥΚΛΙΚΕΣ



Αρωματικές



Αλεικυκλικές

Όλες οι υπόλοιπες
ισοκυκλικές
ενώσεις που δεν
είναι αρωματικές.



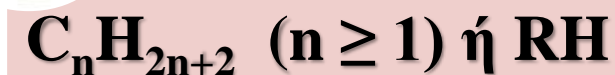
Λειτουργική ή χαρακτηριστική ομάδα

- Ένα άτομο ή σύνολο ατόμων με χαρακτηριστική χημική συμπεριφορά.

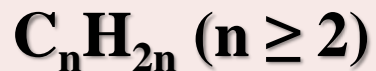


Ομόλογη σειρά

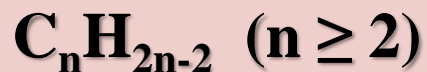
- Ομάδα οργανικών ενώσεων με την ίδια λειτουργική ομάδα.



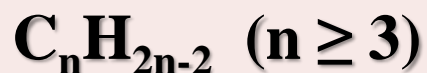
Κορεσμένοι υδρογονάνθρακες ή παραφίνες



Αλκένια ή ολεφίνες (1 διπλός)



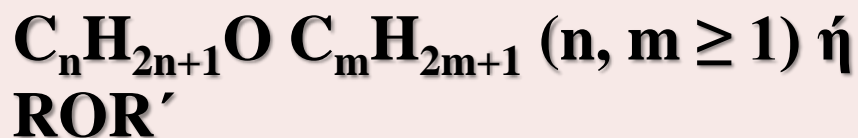
Αλκίνια. Ισομερείς με αλκαδιένια



Αλκαδιένια ή διολεφίνες. Ισομερείς με αλκίνια



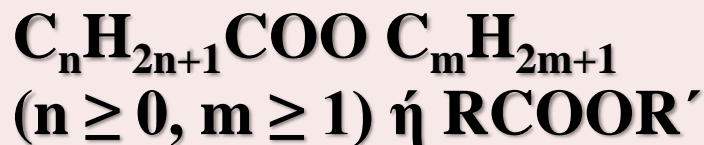
Αλκοόλες. Ισομερείς με αιθέρες



Αιθέρες. Ισομερείς με αλκοόλες



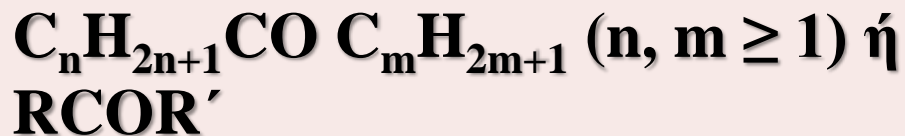
Οξέα. Ισομερή με εστέρες



Εστέρες. Ισομερείς με οξέα



Αλδεΐδες. Ισομερείς με τις κετόνες.



Κετόνες. Ισομερείς με τις αλδεΐδες.



Αλκυλαλογονίδια



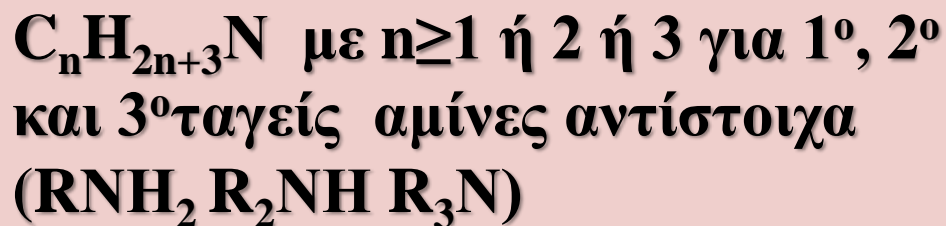
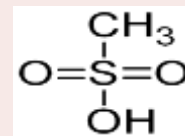
Ακυλαλογονίδια. CH_3COX
Π.χ. ακέτυλοχλωρίδιο
 CH_3COCl



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	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	
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
	Αιθέρες	αιθέρας
	Θειόλες	θειόλη



Πολλαπλός δεσμός.

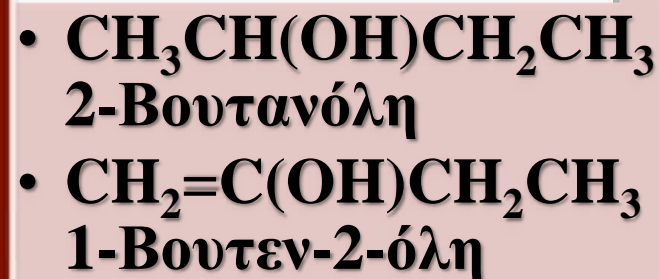
Η θέση του δηλώνεται με αριθμό που γράφεται στην αρχή του κύριου ονόματος.



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.

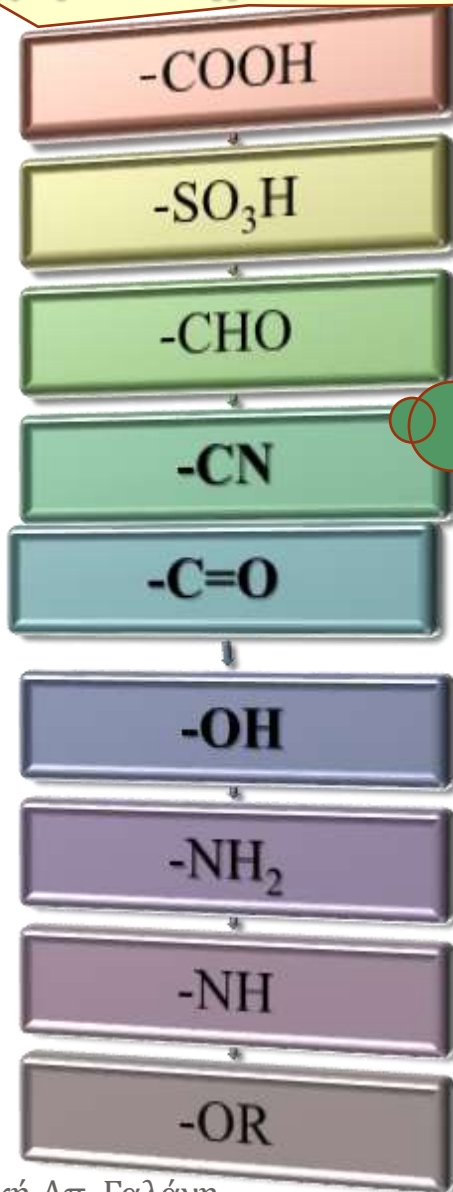
Σειρά προτεραιότητας στην αρίθμηση της ανθρακικής αλυσίδας

- Χαρακτηριστική ομάδα > Πολλαπλός δεσμός > Αλογόνο > Διακλάδωση



Α
ύ
ξ
η
σ
η
π
ρ
ο
τ
ε
ρ
α
ι
ό
τ
η
τ
α
ς

Σειρά προτεραιότητας χαρακτηριστικών ομάδων



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 (ν)	Ονομασία	Μοριακός τύπος (C _ν H _{2ν+2})	Αριθμός ανθράκων (ν)	Ονομασία	Μοριακός τύπος (C _ν H _{2ν+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			

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

Αλκυλομάδες με ευθεία αλυσίδα

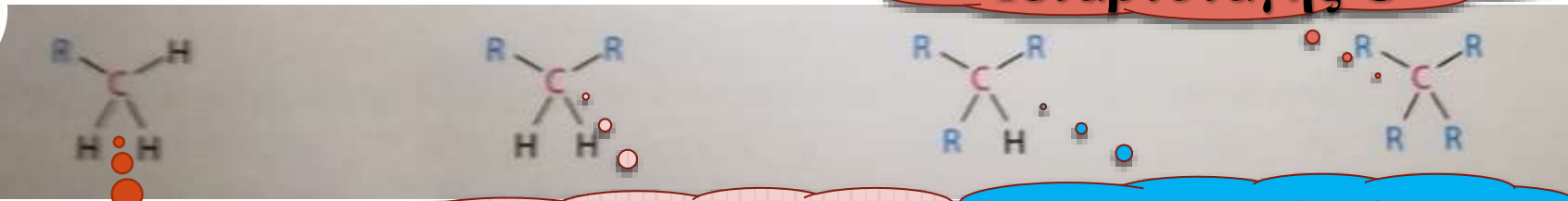
Αλκάνιο	Ονομασία	Αλκυλομάδα	Ονομασία (σύντμηση)
CH ₄	Μεθάνιο	-CH ₃	Μέθυλο (Me)
CH ₃ CH ₃	Αιθάνιο	-CH ₂ CH ₃	Αίθυλο (Et)
CH ₃ CH ₂ CH ₃	Προπάνιο	-CH ₂ CH ₂ CH ₃	Πρόπυλο (Pr)
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Βουτάνιο	-CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Βούτυλο (Bu)
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Πεντάνιο	-CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Πέντυλο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

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

Αγγελική Απ. Γαλάνη



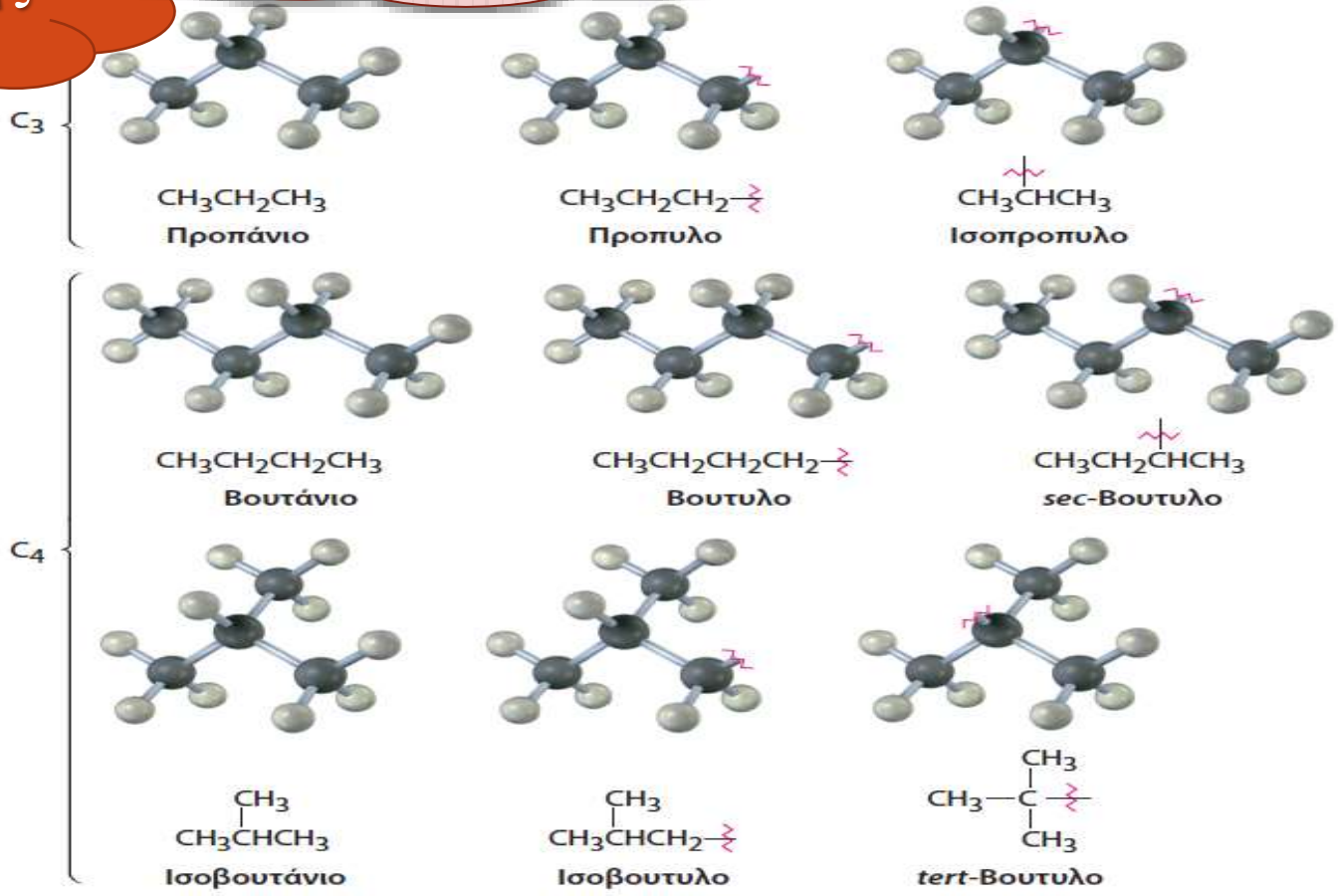
Τεταρτοταγής C



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



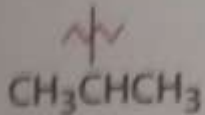
Ονοματολογία διακλαδισμένων αλκανίων

- 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).
- 3) Στην περίπτωση που υπάρχουν δύο ή περισσότεροι υποκαταστάτες, η αρίθμηση γίνεται έτσι ώστε το άθροισμα των θέσεων των υποκαταστατών να είναι το μικρότερο.

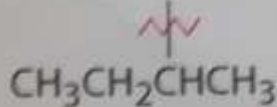


Ονοματολογία διακλαδισμένων αλκανίων

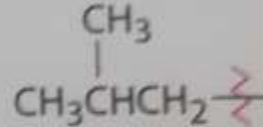
- 4) Ονομάζεται ο υποκαταστάτης και προσδιορίζεται η θέση του.
- 5) Στην περίπτωση που υπάρχουν πολλοί υποκαταστάτες, ονομάζονται με αλφαβητική σειρά.
- 6) Στην περίπτωση που σε μια ένωση ο ίδιος υποκαταστάτης εμφανίζεται σε δυο ή περισσότερες θέσεις, οι θέσεις του γράφονται μαζί, χωρίζονται με κόμμα και χρησιμοποιείται το αριθμητικό δι ή τρι κ.λ.π. μπροστά από το όνομα του υποκαταστάτη.
- 7) Ένας διακλαδισμένος υποκαταστάτης ονομάζεται ως ξεχωριστή ένωση.



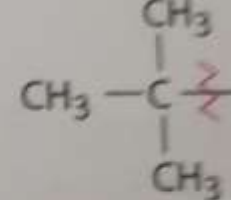
Ισοπροπυλο (*i*-Pr)



sec-Βουτυλο
(*sec*-Bu)



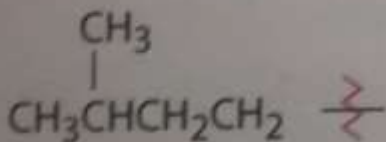
Ισοβουτυλο



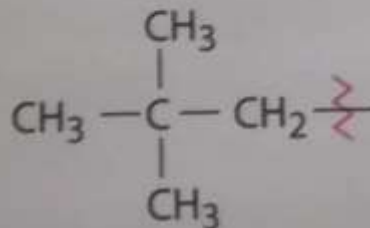
tert-Βουτυλο
(*t*-βουτυλο ή *t*-Bu)

Αλκυλομάδα
τριών ατόμων άνθρακα

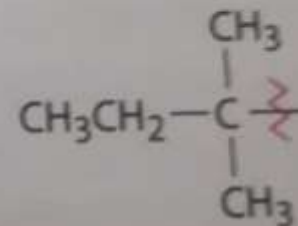
Αλκυλομάδες
τεσσάρων ατόμων άνθρακα



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.



Ονοματολογία άλλων οργανικών ενώσεων οι οποίες ανήκουν σε άλλες ομόλογες σειρές

4. Προσδιορίζονται και 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	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{---C---O---H} \end{array}$	καρβόξυ
2	$\begin{array}{c} \text{---C---C=N} \\ \end{array}$	κυάνο
3	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{---C---H} \end{array}$	όξο
4	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{---C---C---C---} \\ \quad \quad \end{array}$	κέτο
5	$\begin{array}{c} \text{---C---O---H} \\ \end{array}$	υδρόξυ
6	$\begin{array}{c} \text{---C---N---} \\ \quad \diagup \quad \diagdown \end{array}$	αμίνο
7	$\begin{array}{c} \text{---C---X} \\ \end{array} \quad \text{X = F, Cl, Br, I}$	φθόρο, χλώρο, βρώμο, ιώδο
8	$\begin{array}{c} \text{---C---N}^+ \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O}^- \end{array} \\ \end{array}$	νίτρο

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

Αγγελική Απ. Γαλάνη



**Τα αλκάνια
παρουσιάζουν
συντακτική
ισομέρεια**

Συντακτική ισομέρεια
παρουσιάζεται στις
ενώσεις στις οποίες τα
άτομα συνδέονται με
διαφορετικό τρόπο.



Ισοβουτάνιο και βουτάνιο

1-βουτένιο και 2-βουτένιο

Τα συντακτικά ισομερή μπορεί να έχουν:

Αιθανόλη και διμεθυλαιθέρας Προπανάλη και προπανόνη

• Διαφορετική σύνδεση ανθρακικών αλυσίδων.

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

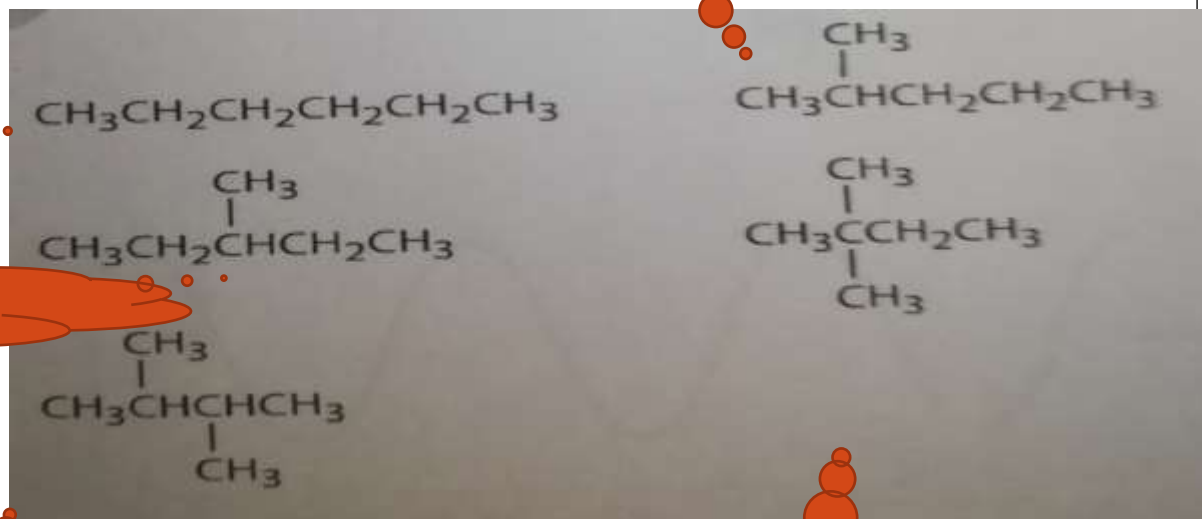
• Διαφορετικές χαρακτηριστικές ομάδες
• Ισομέρεια ομόλογης σειράς.



Σχεδιάστε τις δομές για τα πέντε ισομερή της ένωσης C_6H_{14}

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)**