



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

Τμήμα Μηχανικών
Περιβάλλοντος,
Πολυτεχνική Σχολή

Οργανική Χημεία

2^η Ενότητα

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



- Πολικοί ομοιοπολικοί δεσμοί – Ηλεκτραρνητικότητα, διπολική ροπή
- Τυπικά φορτία
- Χημικές δομές – Συντονισμός
- Οξέα και Βάσεις κατά Brønsted – Lowry και κατά Lewis
- Διαμοριακές Δυνάμεις
- Σχεδίαση χημικών δομών και μοριακά μοντέλα

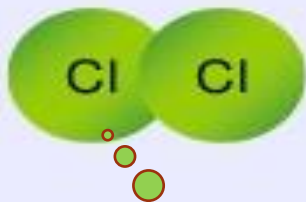


Μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός

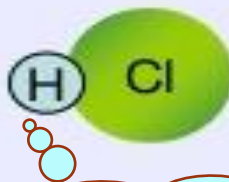
Είναι ο δεσμός στον οποίο τα ηλεκτρόνια ανήκουν και στα δυο άτομα εξίσου.

Πολικός ομοιοπολικός δεσμός

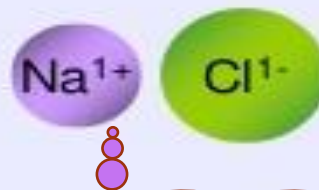
Είναι ο δεσμός στον οποίο το ζεύγος των δεσμικών ηλεκτρονίων διαμοιράζεται με άνισο τρόπο.



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.



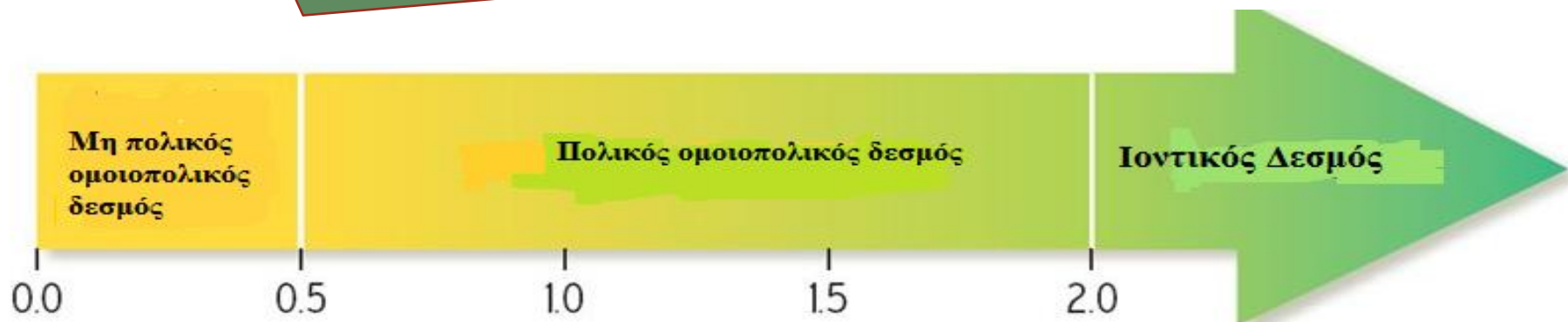
Τα πιο ηλεκτραρνητικά από τον C στοιχεία, έχουν $HA > 2,5$

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



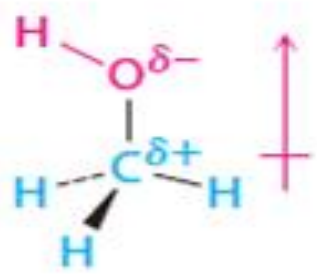
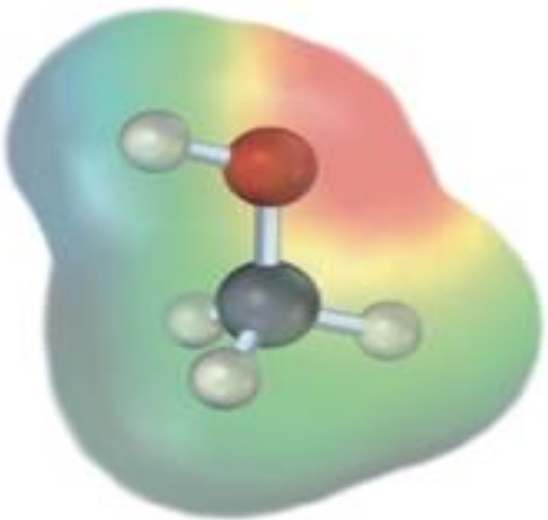
- **C-H:** ο δεσμός δεν εμφανίζει διαφορά ηλεκτραρνητικότητας ($C:HA=2,5$ και $H:HA=2,1$)
- Οι δεσμοί C και περισσότερο ηλεκτραρνητικών ατόμων όπως το O: $HA=3,5$, το N: $HA=3,0$, το Cl: $HA=3,0$, θεωρούνται πολωμένοι και σε αυτούς τα δεσμικά ηλεκτρόνια έλκονται προς το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο. Άρα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



Διαφορά ηλεκτραρνητικότητας



(α)



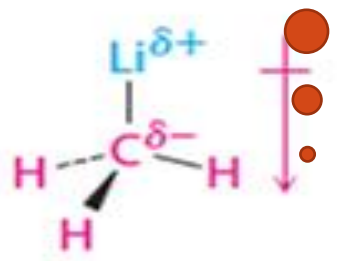
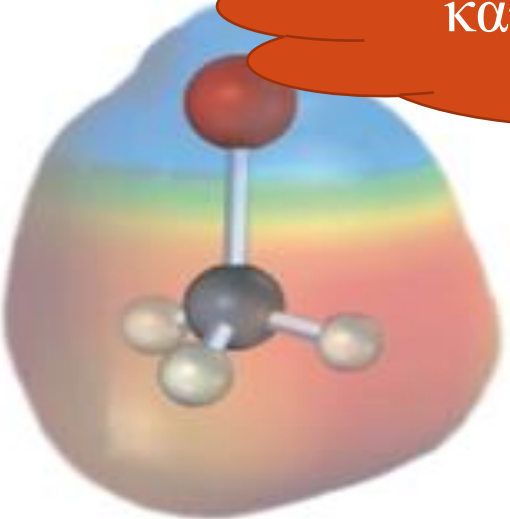
Μεθανόλη

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

Διαφορά = 1,0

Το βέλος δείχνει προς ποια κατεύθυνση είναι πολωμένος ο δεσμός

(β)



Μεθυλολίθιο

Άνθρακας: $HA = 2,5$
 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



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:

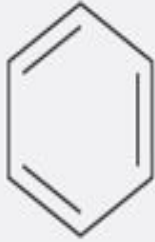
- **Η διπολική ροπή**, η οποία είναι διανυσματικό μέγεθος, συμβολίζεται με μ και εκφράζεται σε debye (D). $1 \text{ D} = 3,336 \times 10^{-30} \text{ coulomb} \times \text{μέτρα}$ (C.m, Σύστημα μονάδων SI).

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

όπου:

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



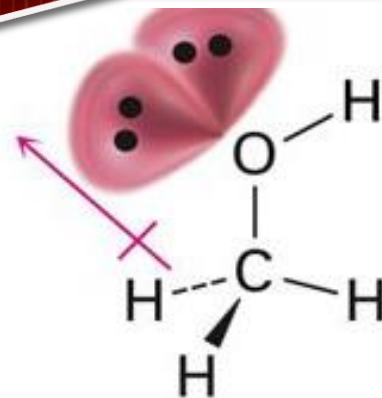
Ένωση	Διπολική ροπή (D)	Ένωση	Διπολική ροπή (D)
NaCl	9,00	NH ₃	1,47
CH ₂ O	2,33	CH ₃ NH ₂	1,31
CH ₃ Cl	1,87	CO ₂	0
H ₂ O	1,85	CH ₄	0
CH ₃ OH	1,70	CH ₃ CH ₃	0
CH ₃ CO ₂ H	1,70		0
CH ₃ SH	1,52	Βενζόλιο	

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

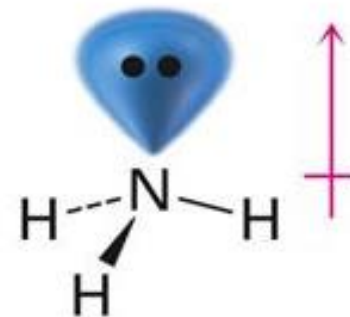
Στα άτομα του οξυγόνου και του αζώτου, τα μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων, έχουν αρκετά μεγάλη συνεισφορά στη συνολική διπολική ροπή, αφού δεν υπάρχει συνδεδεμένο άτομο με αυτά που να εξουδετερώνει το αρνητικό τους φορτίο.



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



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

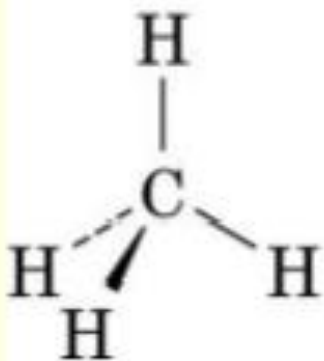


Ammonia
($\mu = 1.47 \text{ D}$)

© 2007 Thomson Higher Education

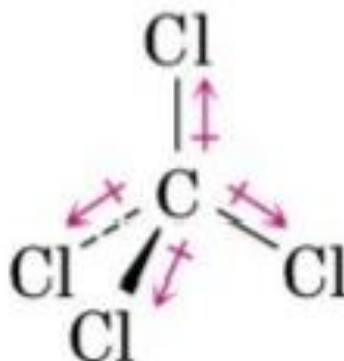


Το μεθάνιο, ο τετραχλωράνθρακας και το αιθάνιο, έχουν συμμετρικές δομές κι έτσι έχουν συνολική διπολική ροπή μηδέν, αφού τα επιμέρους ανύσματα των διπολικών ροπών αλληλοεξουδετερώνονται.

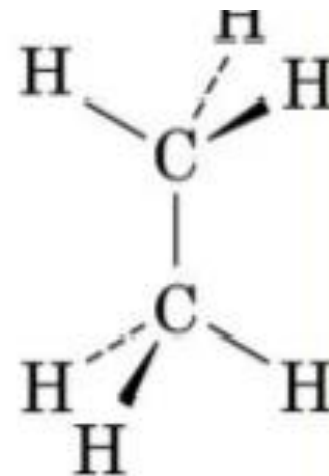


Methane
($\mu = 0 \text{ D}$)

© Thomson - Brooks Cole



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



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

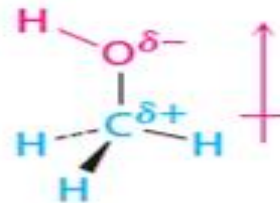
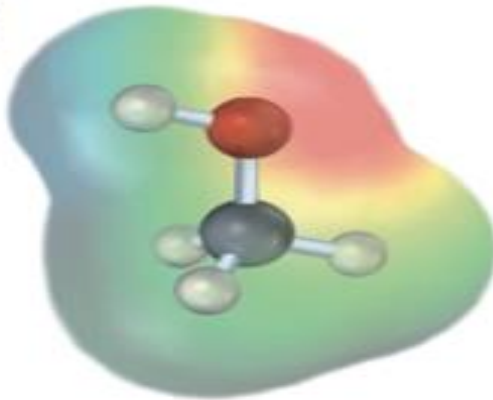
McMurry Organic Chemistry 6th edition Chapter 2
(c) 2003

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)

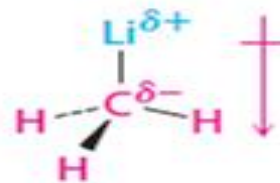
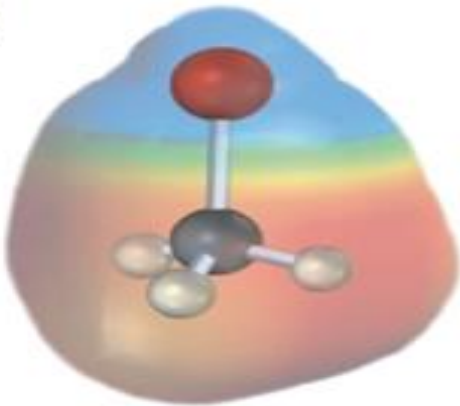


Μεθανόλη

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

Διαφορά = 1,0

(β)



Μεθυλολίθιο

Άνθρακας: $HA = 2,5$
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



Ασκήσεις

Πηγή

- a. Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης.
- b. Βασική Οργανική Χημεία Ιωακείμ Σπηλιόπουλος, Εκδόσεις Αθ. Σταμούλης, 2008

- **Ποιοι από τους ακόλουθους δεσμούς είναι πολικοί; Να δειχθεί με βέλος η κατεύθυνση της πόλωσης:**
1. C-O 2. H-Cl 3. C-H 4. C-Br 5. C=C 6. C-C
- **Χρησιμοποιείτε το συμβολισμό δ^+/δ^- για να δείξετε την κατεύθυνση της πόλωσης σε κάθε έναν από τους πιο κάτω δεσμούς:**
1. H₃C-Cl 2. H₃C-NH₂ 3. H₂N-H 4. H₃C-SH
5. H₃C-MgBr 6. H₃C-F



- Χρησιμοποιώντας τις τιμές ηλεκτραρνητικότητας από δεδομένο Πίνακα, ταξινομήστε τους δεσμούς που ακολουθούν από λιγότερο σε περισσότερο πολικούς
1. $\text{H}_3\text{C-Li}$ 4. $\text{H}_3\text{C-K}$ 5. $\text{H}_3\text{C-OH}$ 6. $\text{H}_3\text{C-MgBr}$ 7. $\text{H}_3\text{C-F}$
- Η 1,2 αιθανοδιόλη, (γλυκόλη), εμφανίζει διπολική ροπή 0 παρόλο που έχει δύο έντονα πολωμένους δεσμούς. Εξηγήστε.



ΤΥΠΙΚΟ ΦΟΡΤΙΟ

- Όταν σε ένα μόριο υπάρχουν τα πρόσημα (+) και (-), αυτά υποδηλώνουν την παρουσία στα άτομα του μορίου, **τυπικού φορτίου**.

Όπου

τυπικό φορτίο = (ο αριθμός e^- σθένους στο ελεύθερο άτομο) – (αριθμό e^- σθένους στο άτομο που συμμετέχει στο δεσμό) = (αριθμό e^- σθένους) – (τα μισά δεσμικά e^-) – (τον αριθμό των αδεσμικών e^-)



Τα πιο συχνά τυπικά φορτία στα άτομα

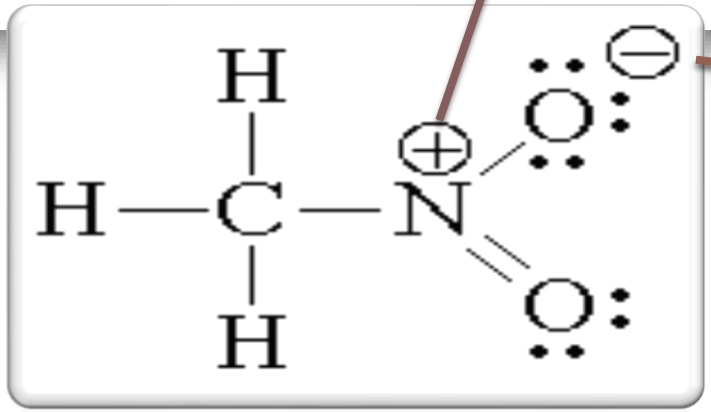
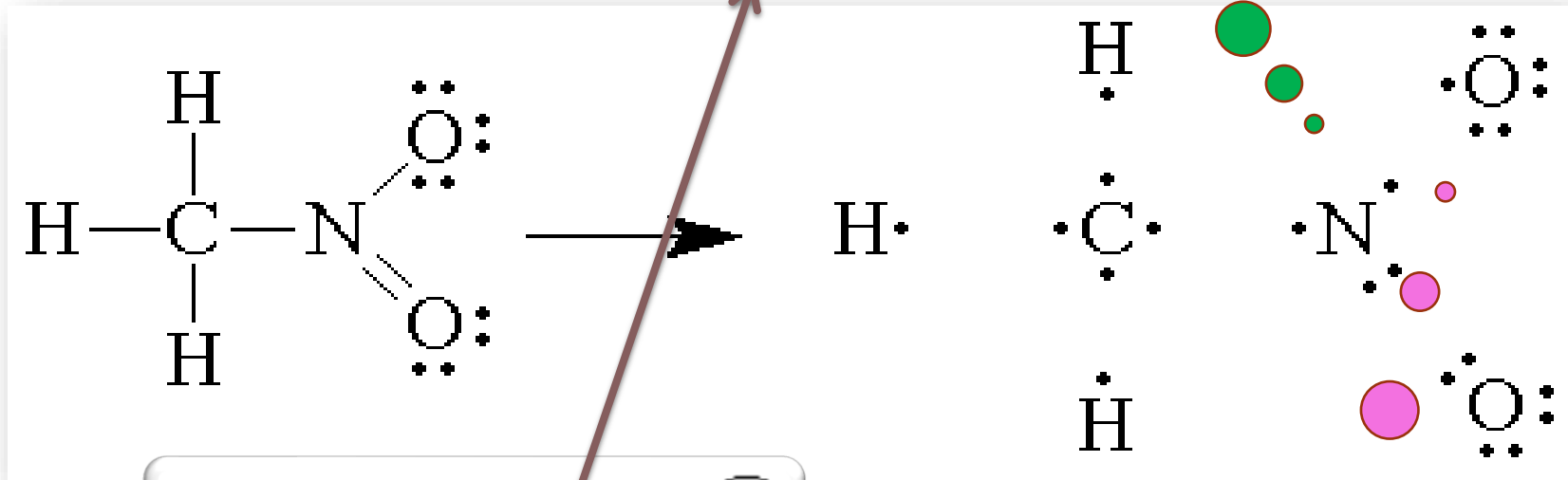
Ατομο	C			N		O		S		P
Δομή	$\begin{array}{c} \cdot \\ \\ -\text{C}- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} + \\ \\ -\text{C}- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \\ -\text{C}- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ \\ -\text{N}^+ \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \\ -\text{N}^- \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \\ -\text{O}^+ \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \\ -\text{O}^- \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \\ -\text{S}^+ \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \\ -\text{S}^- \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ \\ -\text{P}^+ \\ \end{array}$
Ηλεκτρόνια σθένους	4	4	4	5	5	6	6	6	6	5
Αριθμός δεσμών	3	3	3	4	2	3	1	3	1	4
Αριθμός αδεσμικών ηλεκτρονίων	1	0	2	0	4	2	6	2	6	0
Τυπικό φορτίο	0	+1	-1	+1	-1	+1	-1	+1	-1	+1

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



Νιτρομεθάνιο
Τυπικό φορτίο

Π.χ. Για το N: Τα e⁻ σθένους αζώτου (5) – τα μισά δεσμικά e⁻ (8/2) αυτού – αριθμό των αδεσμικών e (0) σε αυτό = +1



Για το οξυγόνο: 6 - (2/2) - 6 = -1

https://s10.lite.msu.edu/res/msu/botonl/b_online/library/newton/Chy251_253/Lectures/Formal_Charge/FormalCharge.html

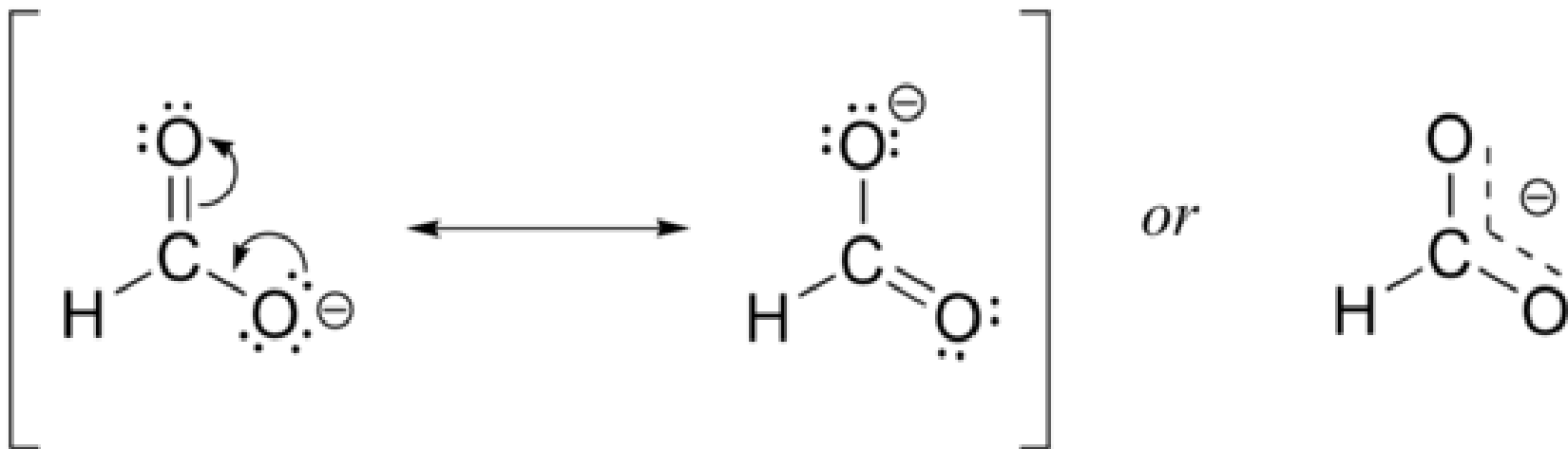


Δομές συντονισμού

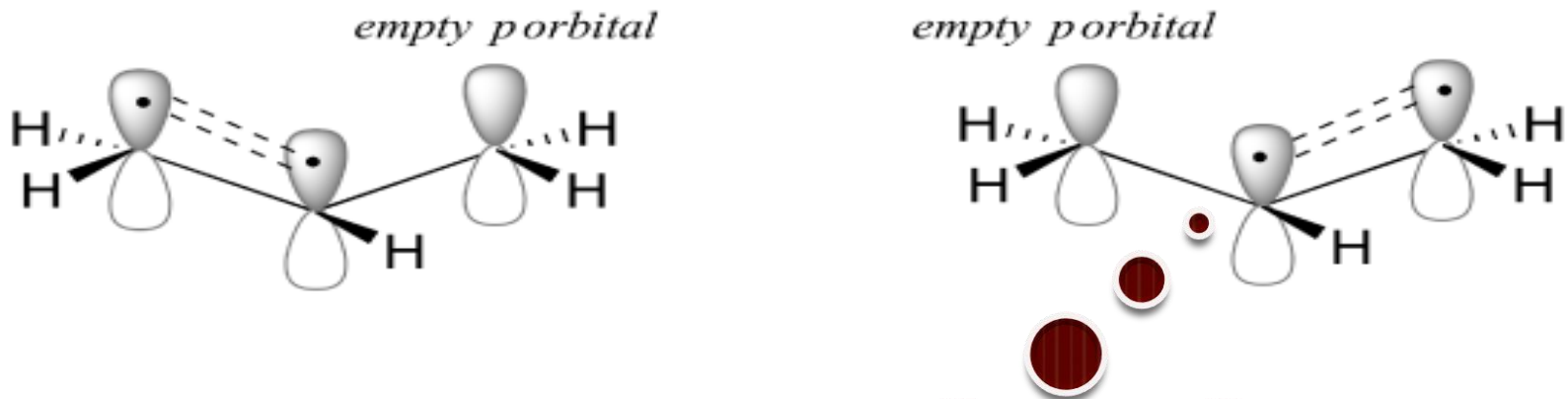
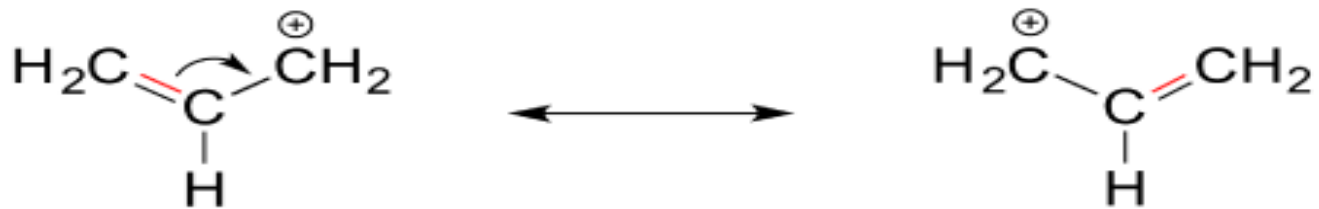
- Ενώσεις σαν το οξικό ιόν , το βενζόλιο, το ανθρακικό ιόν, καθώς και άλλες, δεν μπορούμε να τις αναπαραστήσουμε με απλές δομές κατά Lewis.
- Τέτοιες ενώσεις θεωρούνται ως σύνολο δύο ή και περισσότερων δομών, που καμία μεμονωμένα δεν μπορεί να θεωρηθεί απόλυτα σωστή.
- Το ενιαίο σύνολο αυτών των δομών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



Η δομή των ενώσεων αυτών
θεωρείται ενιαία και
σταθερή και δεν
μετασχηματίζεται συνεχώς
από τη μία στην άλλη.

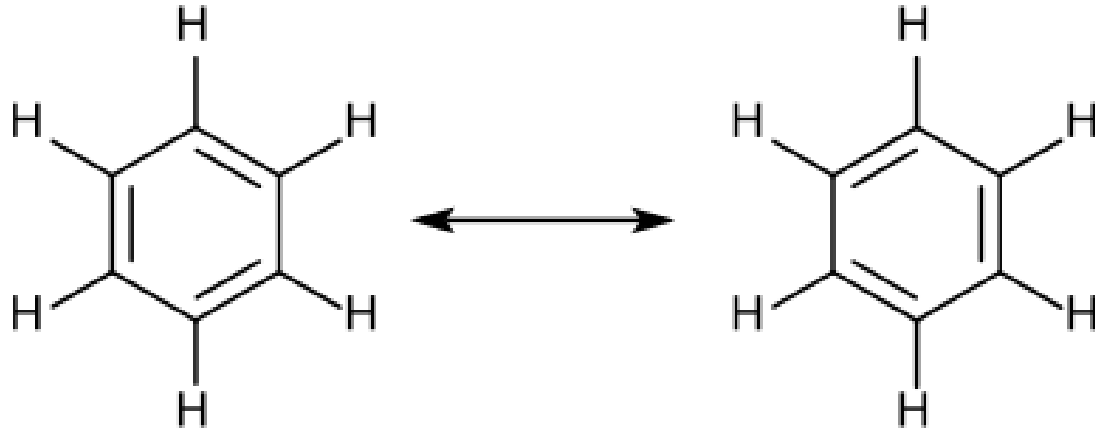


[https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_with_a_Biological_Emphasis_\(Soderberg\)/Chapter_02%3A_Introduction_to_organic_structure_and_bonding_II/2.3%3A_Resonance](https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_with_a_Biological_Emphasis_(Soderberg)/Chap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

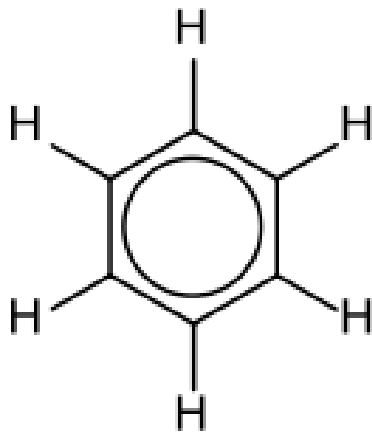


**Μόνο οι θέσεις των ηλεκτρονίων π
στο διπλό δεσμό και των μη
δεσμικών ηλεκτρονίων διαφέρουν.**

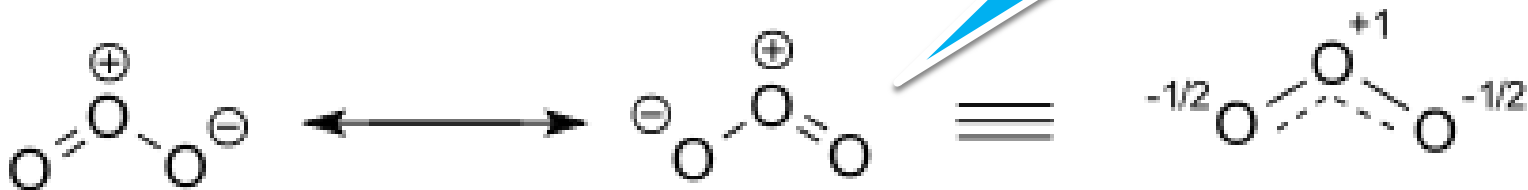
[https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_with_a_Biological_Emphasis_\(Soderberg\)/Chapter_02%3A_Introduction_to_organic_structure_and_bonding_II/2.3%3A_Resonance](https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_with_a_Biological_Emphasis_(Soderberg)/Chap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



Βενζόλιο



Όζον



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

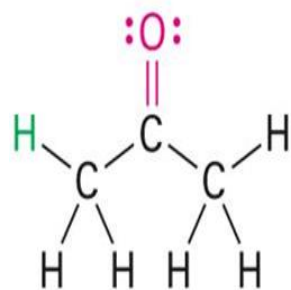


Δεν είναι απαραίτητα ισοδύναμες οι διαφορετικές δομές μιας ένωσης

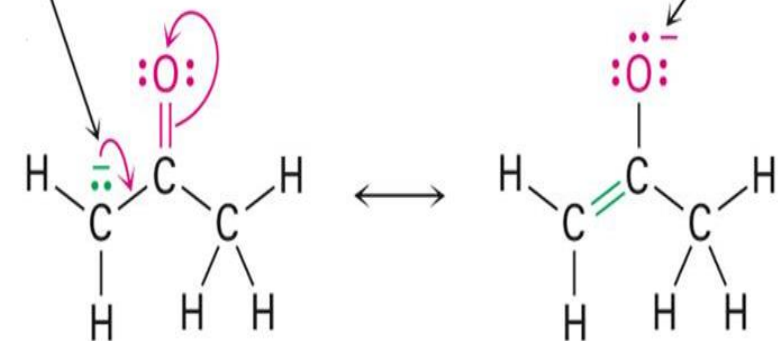
Η ακετόνη αντιδρώντας με ισχυρή βάση μετατρέπεται σε ανιόν.

Η δομή συντονισμού που έχει το αρνητικό φορτίο στον άνθρακα

Η δομή με το αρνητικό φορτίο στο οξυγόνο



Ισχυρή βάση



Ακετόνη

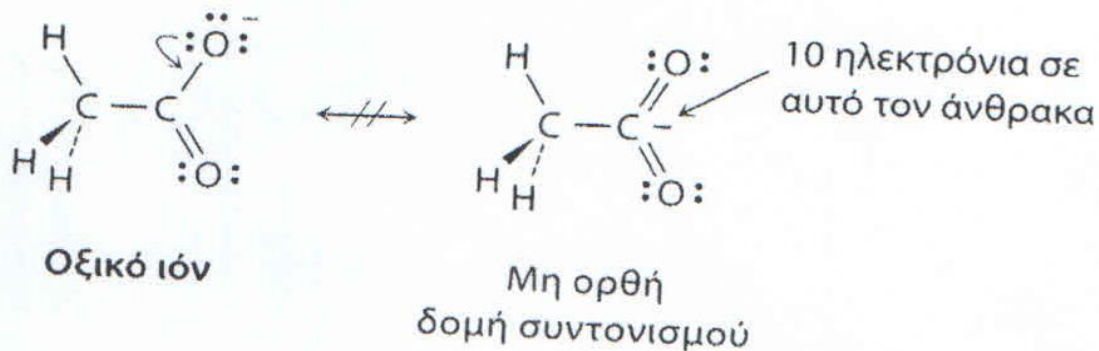
Δύο οι δομές συντονισμού, η μία ανιόν

Η πιο πιθανή δομή: αυτή με το αρνητικό φορτίο στο οξυγόνο.

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



Οι δομές συντονισμού υπακούουν στους κανόνες διατήρησης σθένους. Δηλαδή ισχύει και για αυτές ο κανόνας της οκτάδας.



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

Το υβρίδιο του συντονισμού είναι σταθερότερο από οποιαδήποτε μεμονωμένη δομή συντονισμού.



Ασκήσεις

Πηγή

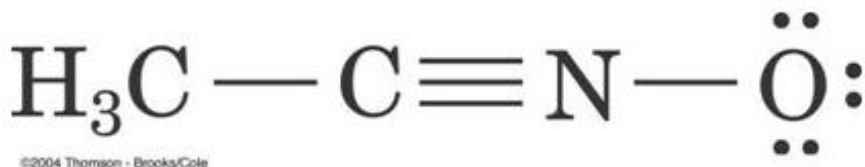
Ω, Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης.

1. Να υπολογίσετε τα τυπικά φορτία των ατόμων (εκτός των υδρογόνων), στα πιο κάτω άτομα:

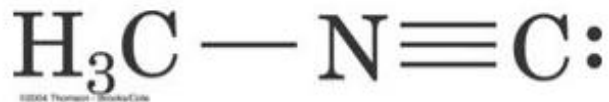
A.



B.

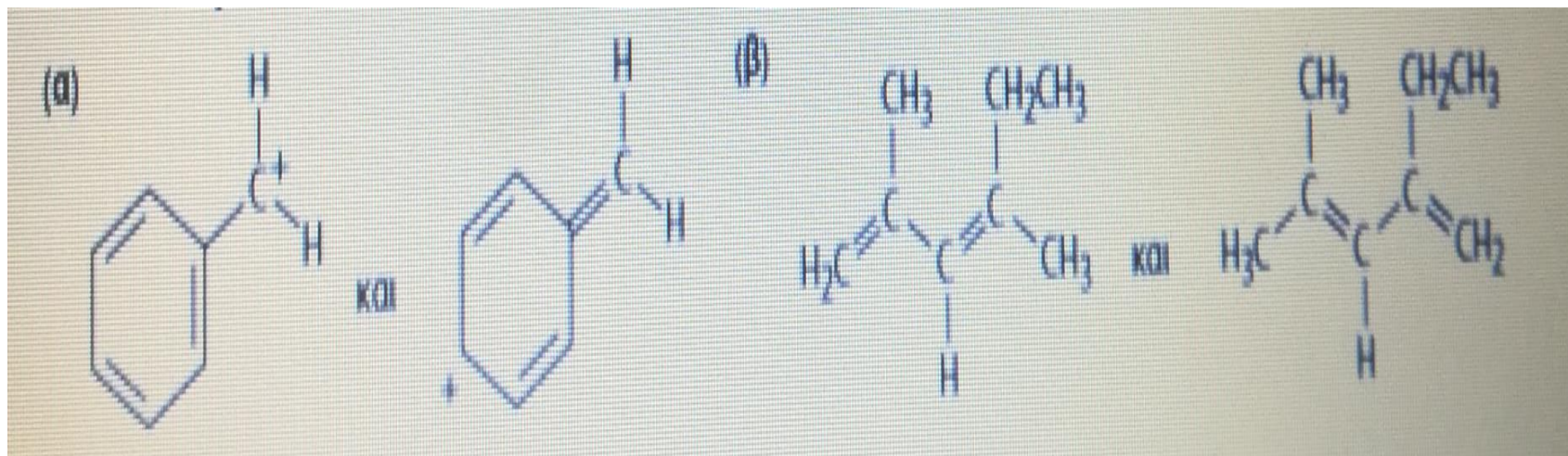


Γ.





2. Να υποδείξετε ποια από τα ζεύγη που ακολουθούν αποτελούν δομές συντονισμού.





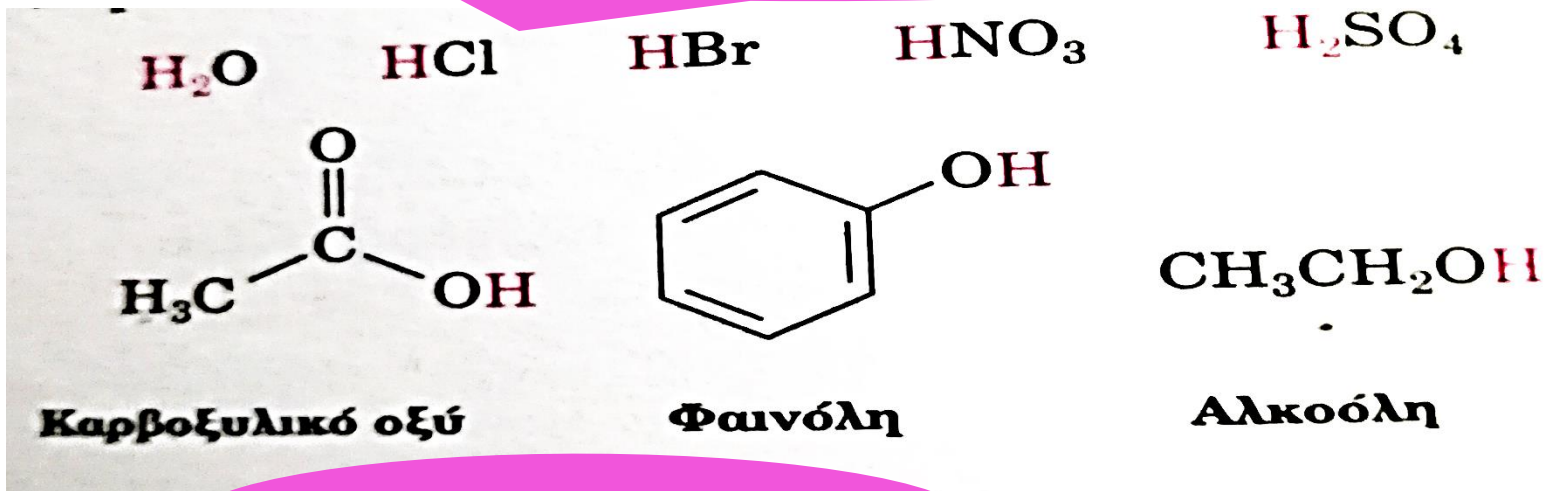
Έννοιες άμεσα σχετιζόμενες με την ηλεκτραρνητικότητα καθώς και με την πολικότητα, είναι η οξύτητα και η βασικότητα

- Οξέα κατά Brønsted – Lowry ονομάζονται οι ενώσεις οι οποίες μπορούν να προσφέρουν πρωτόνια. Την ισχύ τους την εκφράζει η σταθερά οξύτητας K_a ή το pK_a .
- Οξέα κατά Lewis είναι οι ενώσεις οι οποίες διαθέτουν ένα κενό τροχιακό χαμηλής ενέργειας, που έχει τη δυνατότητα να γίνει δέκτης ενός ηλεκτρονικού ζεύγους.

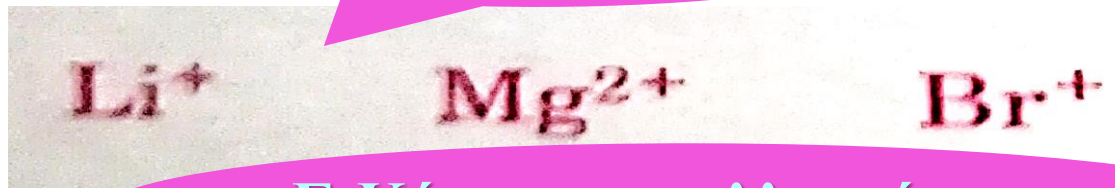


Ενώσεις που δρουν ως οξέα κατά Lewis:

A. Ουδέτερες ενώσεις δότες πρωτονίων



B. Κατιόντα



Γ. Κάποιες μεταλλοενώσεις



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

Αγγελική Απ. Γαλάνη



- Βάσεις κατά Brønsted – Lowry ονομάζονται οι ενώσεις οι οποίες μπορούν να προσλάβουν πρωτόνια. Την ισχύ τους την εκφράζει η σταθερά βασικότητας K_b ή το pK_b .
- Βάσεις κατά Lewis είναι οι ενώσεις οι οποίες μπορούν να δώσουν ένα μονήρες ζεύγος ηλεκτρονίων. Χαρακτηριστικά παραδείγματα τέτοιων ενώσεων, είναι το νερό και η αμμωνία.



Ενώσεις που δρουν ως βάσεις κατά Lewis:



Αλκοόλη



Αιθέρας



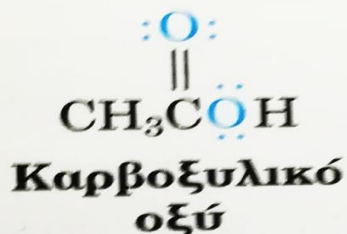
Αλδεϋδη



Κετόνη



Χλωρίδιο οξέος



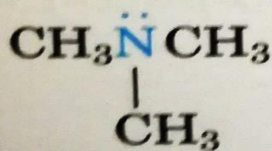
Καρβοξυλικό οξύ



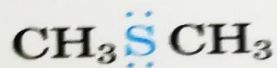
Εστέρας



Αμίδιο



Αμίνη

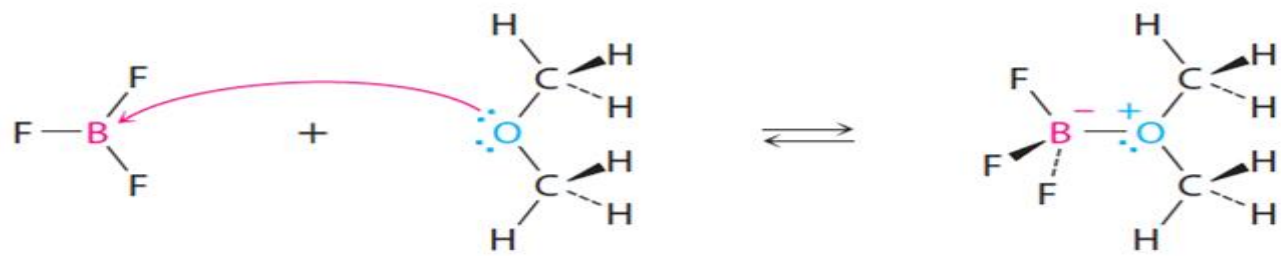
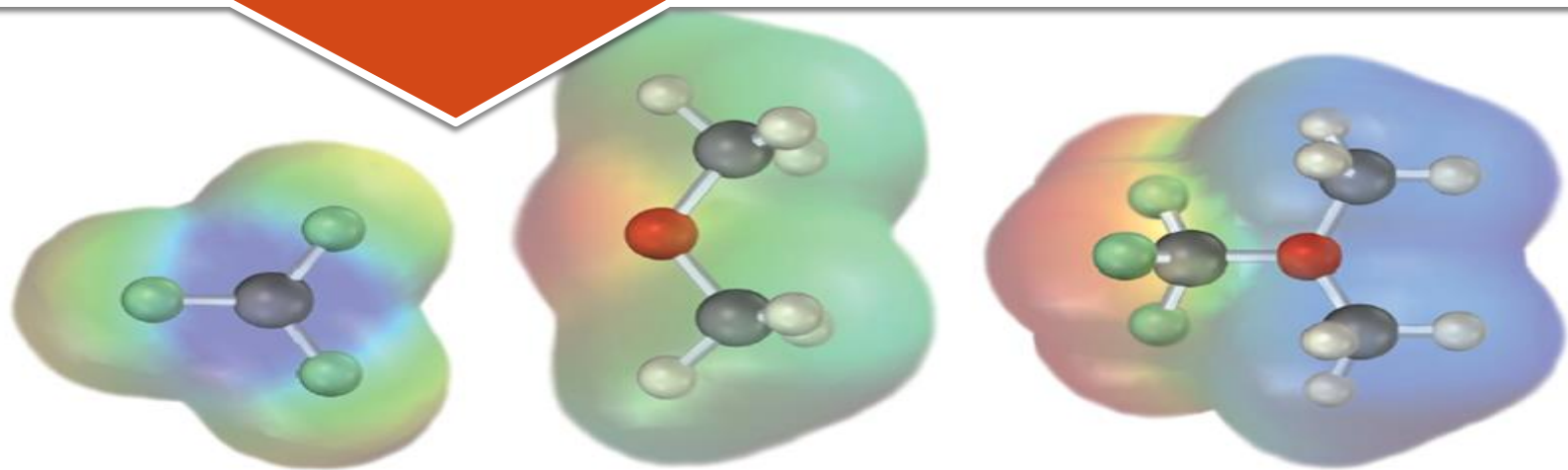


Σουλφίδιο

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



Το BF_3 δρα σαν οξύ κατά Lewis και γίνεται δέκτης ζεύγους e^- , ενώ ο διμεθυλοαιθέρας που δρα ως βάση γίνεται δότης αδεσμικού ζεύγους e^- . Το βέλος δείχνει την κίνηση των e^- .



Τριφθοριούχο βόριο
(οξύ κατά Lewis)

Διμεθυλο αιθέρας
(βάση κατά Lewis)

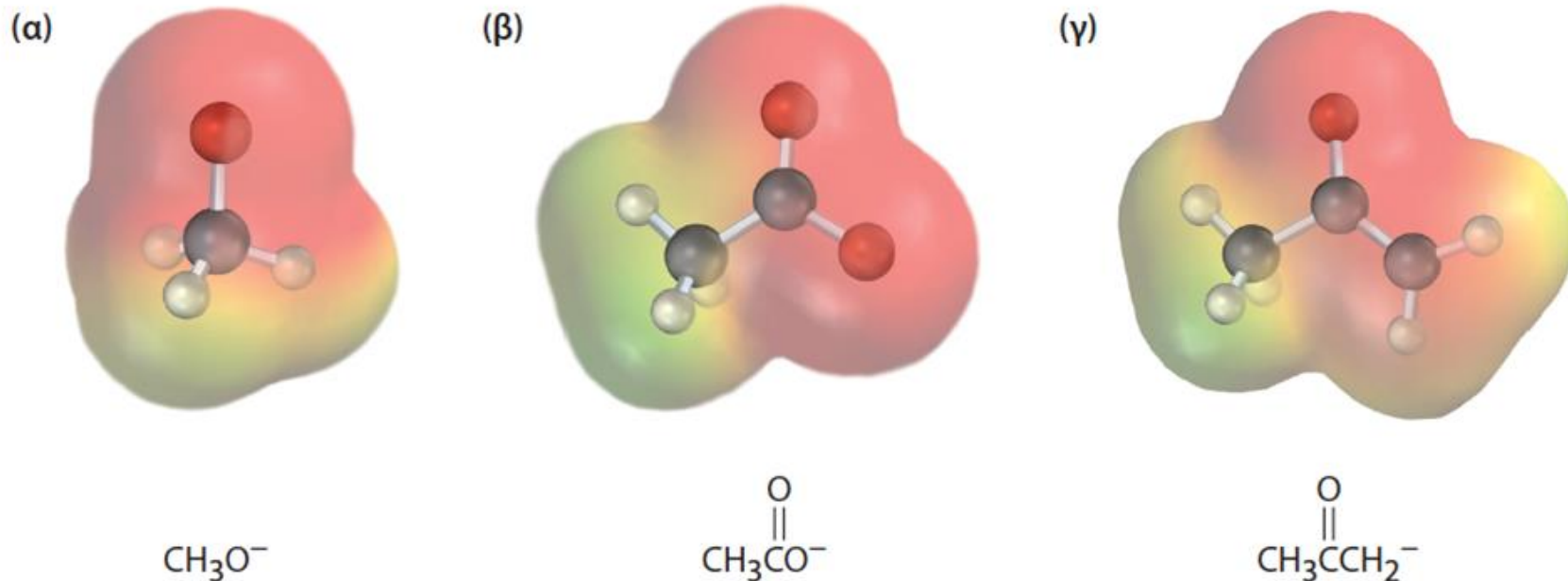
Σύμπλοκο
οξέος-βάσης

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

Αγγελική Απ. Γαλάνη



Χάρτες ηλεκτροστατικού δυναμικού συζυγών βάσεων της μεθανόλης (α), του οξικού οξέος (β) και της ακετόνης (γ).



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

Αγγελική Απ. Γαλάνη



	Οξύ	Όνομασία	pK _a	Συζυγής βάση	Όνομασία		
Ασθενέστερο οξύ	CH ₃ CH ₂ OH	Αιθανόλη	16,00	CH ₃ CH ₂ O ⁻	Ίον αιθοξειδίου	Ισχυρότερη βάση	
	H ₂ O	Νερό	15,74	HO ⁻	Ίον υδροξειδίου		
	H ₂ PO ₄ ⁻	Δισόξινο φωσφορικό ιόν	7,21	HPO ₄ ²⁻	Όξινο φωσφορικό ιόν		
	CH ₃ CO ₂ H	Οξικό οξύ	4,76	CH ₃ CO ₂ ⁻	Οξικό ιόν		
	H ₃ PO ₄	Φωσφορικό οξύ	2,16	H ₂ PO ₄ ⁻	Δισόξινο φωσφορικό ιόν		
	HNO ₃	Νιτρικό οξύ	-1,3	NO ₃ ⁻	Νιτρικό ιόν		
	HCl	Υδροχλωρικό οξύ	-7,0	Cl ⁻	Χλωριούχο ιόν		
	Ισχυρότερο οξύ						Ασθενέστερη βάση

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



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.

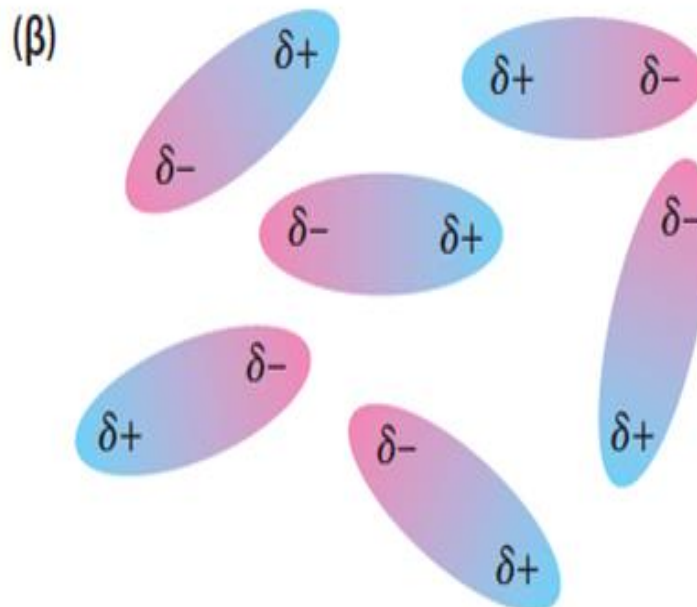
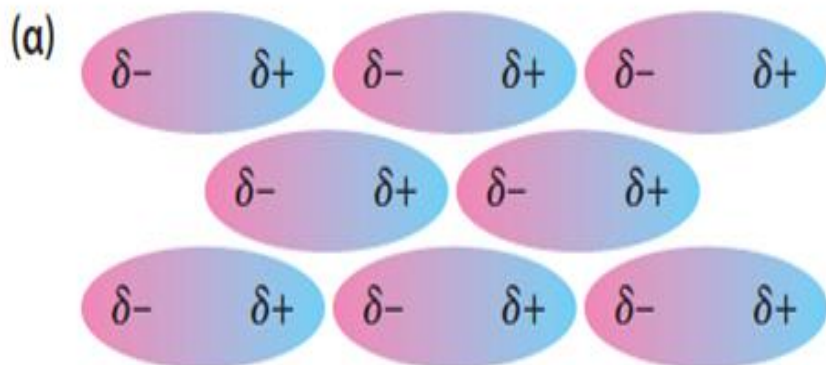


Είδη διαμοριακών δυνάμεων

- 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) 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

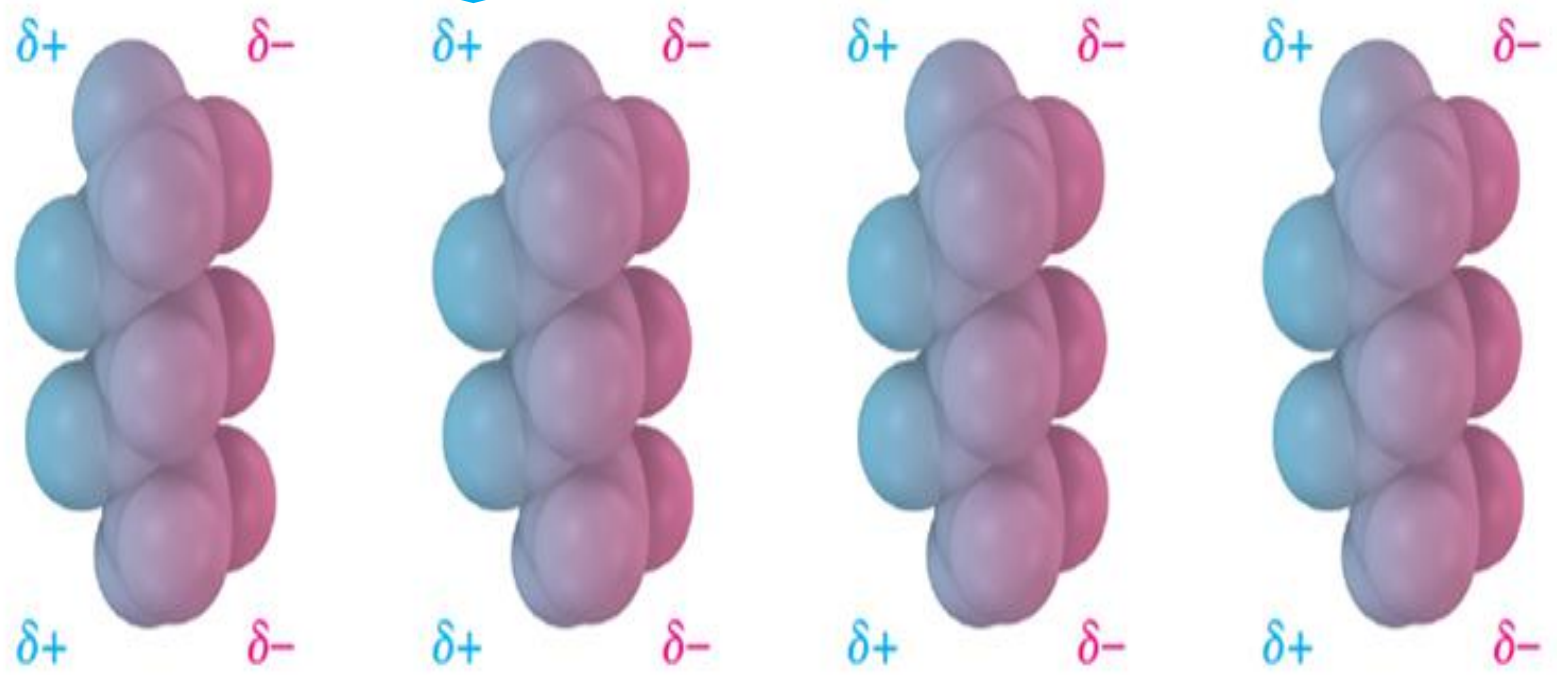


Δυνάμεις στιγμιαίου διπόλου – στιγμιαίου διπόλου (Δυνάμεις London ή διασποράς)

- 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.



Παράδειγμα

- Τα σημεία ζέσεως του πεντανίου, του μεθυλοβουτανίου και του διμεθυλοπροπανίου είναι αντίστοιχα $36\text{ }^{\circ}\text{C}$, $28\text{ }^{\circ}\text{C}$ και $9\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Η διαφορά στις πιο πάνω τιμές οφείλεται στη διαφορά ισχύος των δυνάμεων London που αναπτύσσονται στις τρεις ενώσεις, λόγω του διαφορετικού τους σχήματος. Οι ισχυρότερες εμφανίζονται στο πεντάνιο που έχει ευθύγραμμο σχήμα και το μεγαλύτερο σημείο ζέσεως.



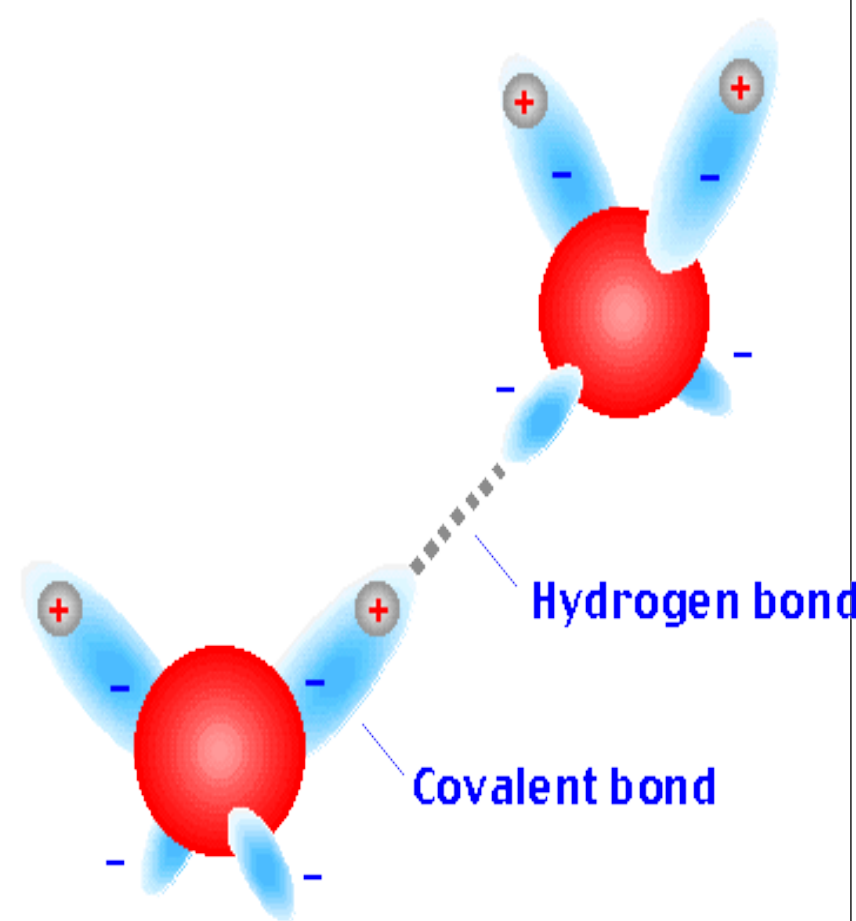
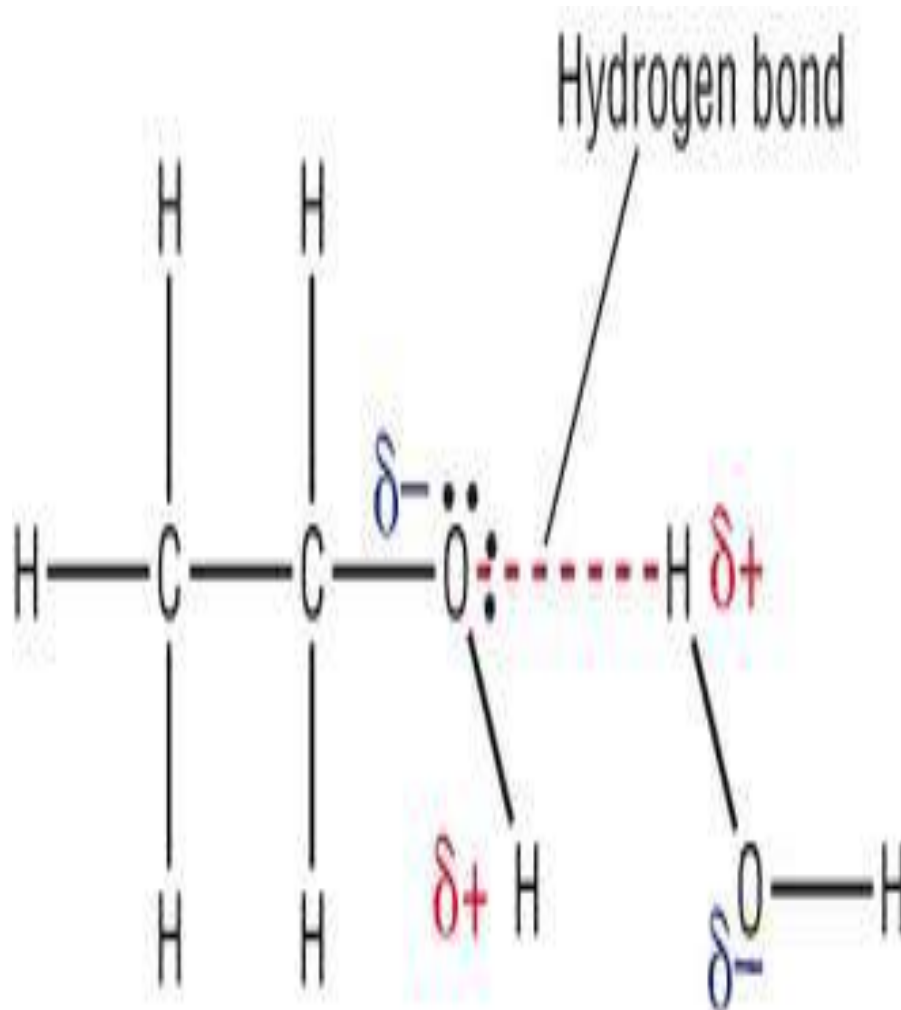
Δεσμός υδρογόνου

- 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.



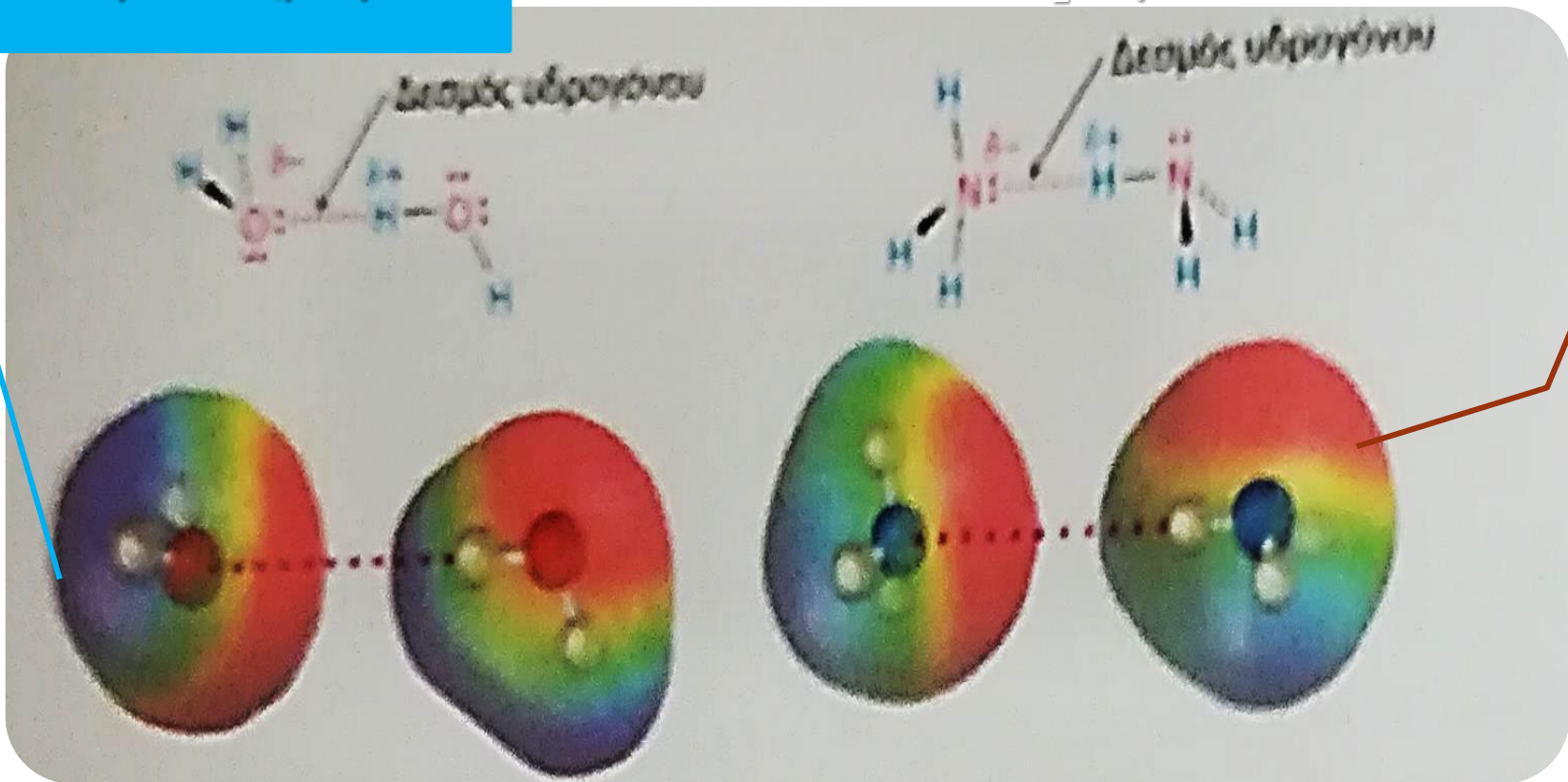
<https://socratic.org/questions/water-molecule-are-able-to-form-hydrogen-bonds-with-a-oxygen-gas-o2-molecules-b->

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

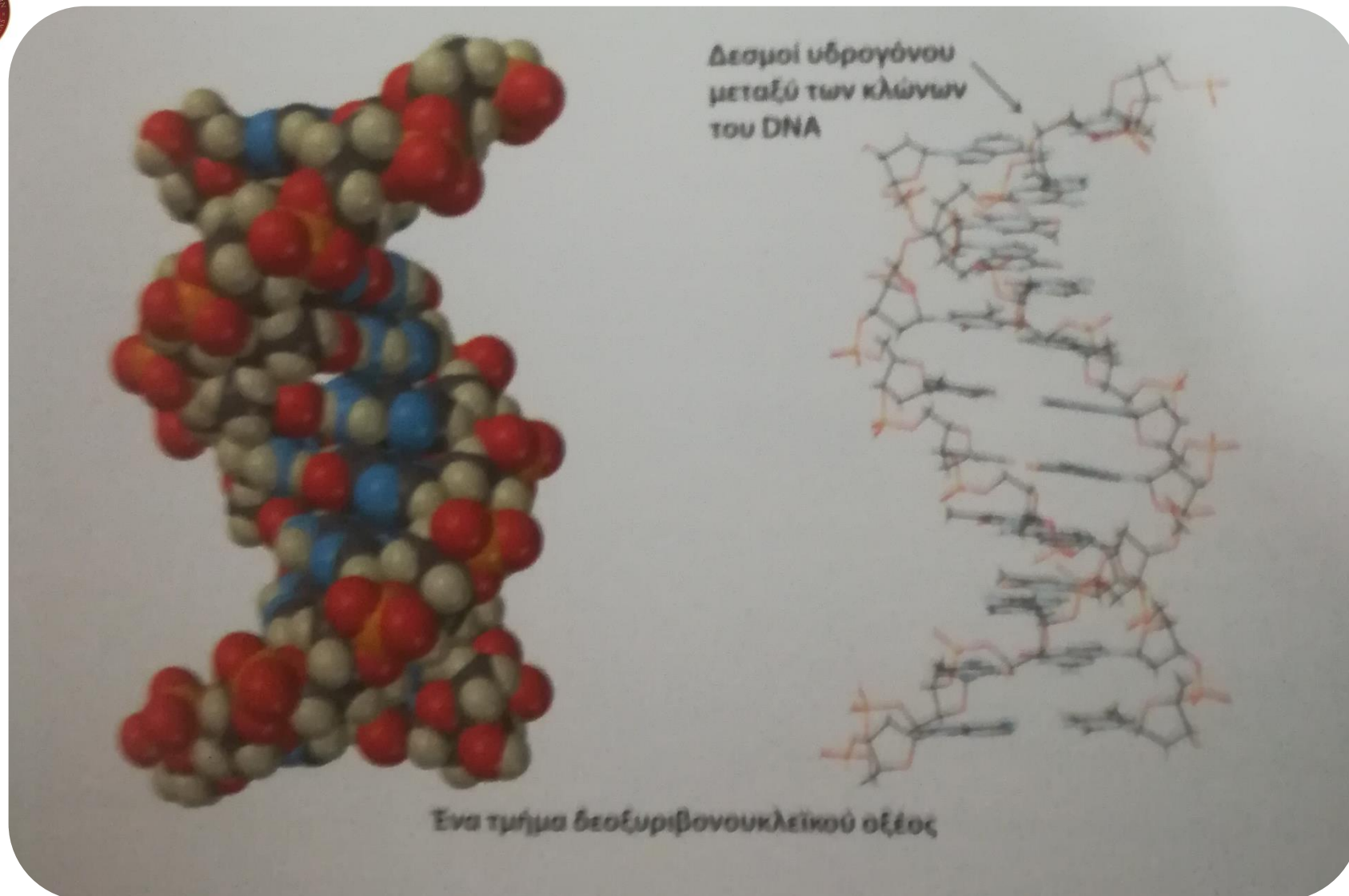


Θετικά πολωμένα άτομα Η (με μπλέ

Αρνητικά πολωμένα άτομα αζώτου στην NH₃ και οξυγόνου στο H₂O με κόκκινο



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



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



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.



3. Η επίδραση στην υγροποίηση αερίων

Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις, τόσο ευκολότερα υγροποιείται ένα αέριο.

Ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων

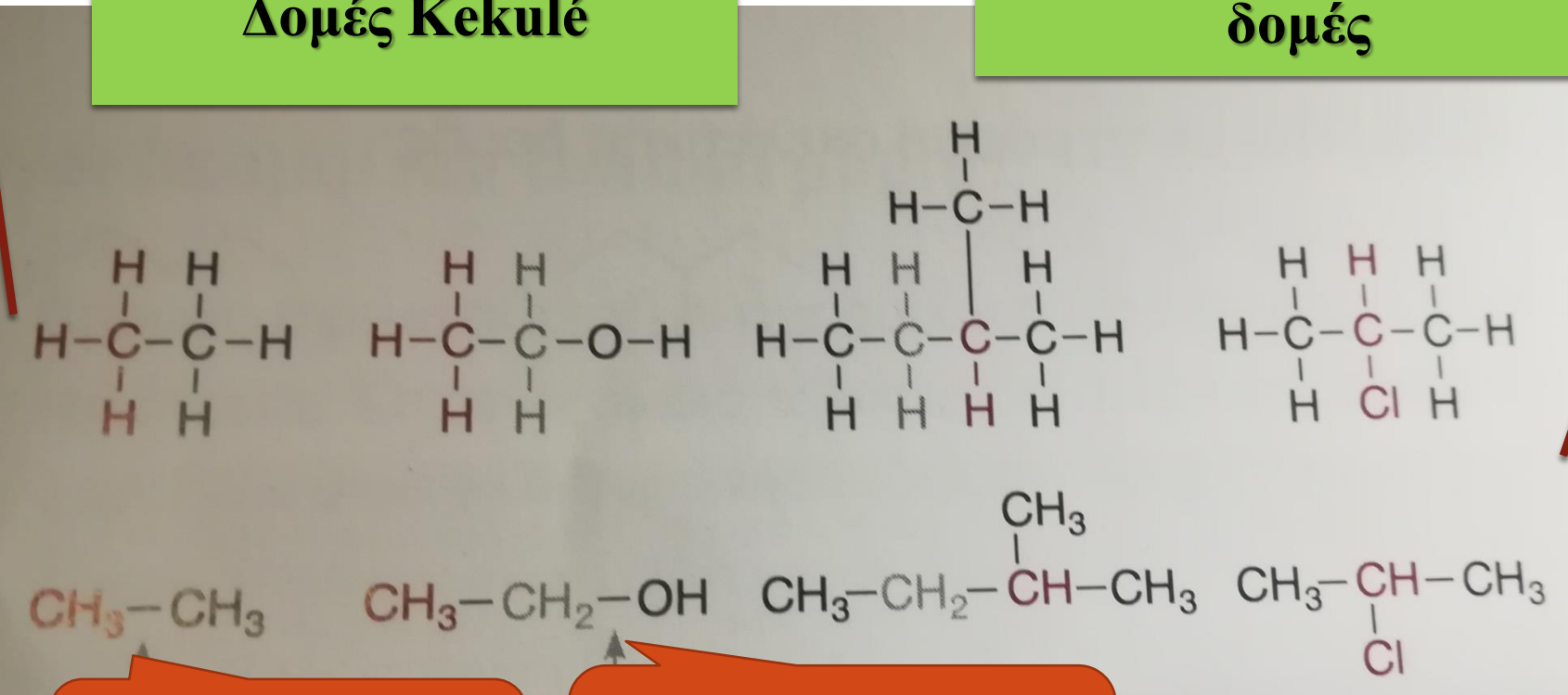
Ιόντος-διπόλου > δεσμός υδρογόνου > διπόλου-διπόλου > διπόλου-στιγμαίου > διπόλου-στιγμαίου > διπόλου – στιγμαίου



Δομές Kekulé, συμπυκμένες δομές σκελετικές δομές

Δομές Kekulé

Μερικώς συμπυκμένες δομές



Δεσμός C-C όχι δεσμός C-H

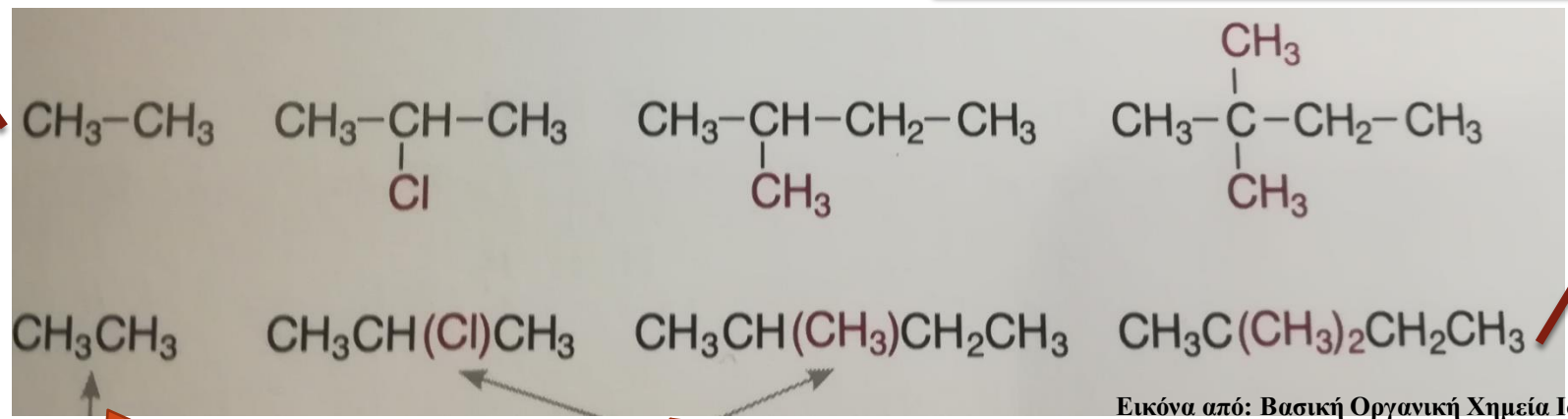
Δεσμός C-O όχι δεσμός H-O

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



Δομές Kekulé

πλήρως συμπυγμένες δομές



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

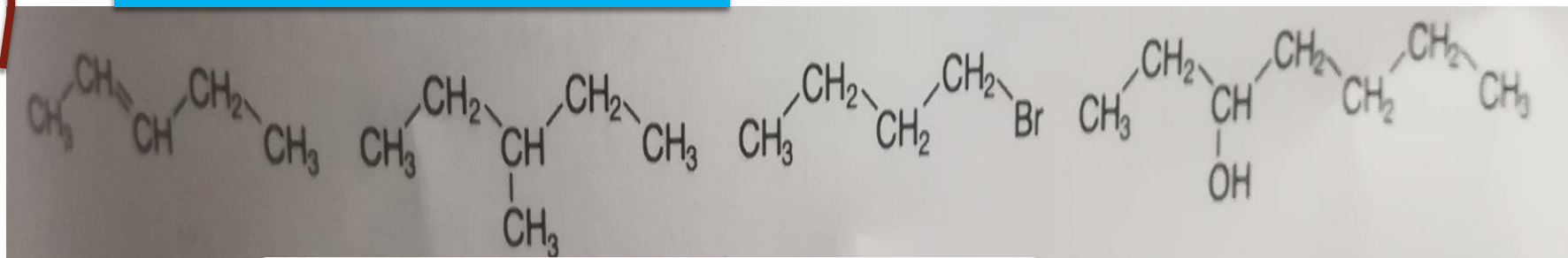
απλός δεσμός C-C

οι διακλαδώσεις αναγράφονται σε παρένθεση μετά τον άνθρακα με τον οποίο συνδέονται



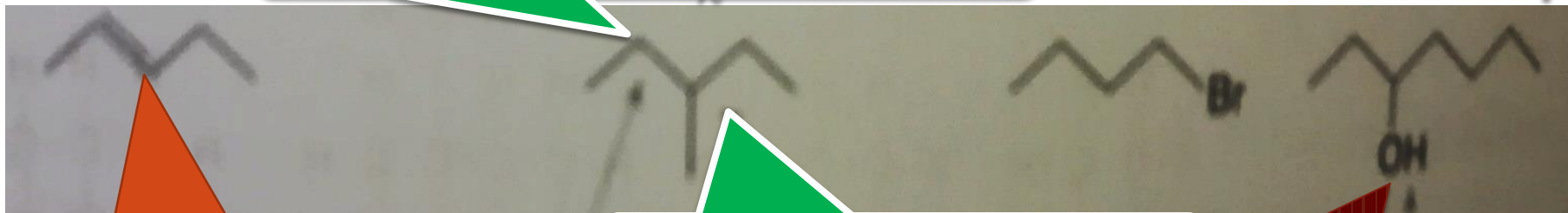
Δομές Kekulé

Σκελετικές δομές



Από εδώ ξεκινούν 2 δεσμοί άρα αυτός ο C έχει 2 H

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



Στα άκρα του κάθε τμήματος είναι C

Από εδώ ξεκινούν 3 δεσμοί άρα ο C έχει 1 H

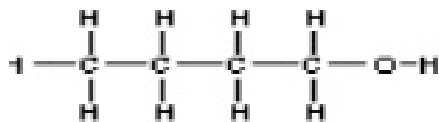
Το H δεν παραλείπεται συνδέεται με O



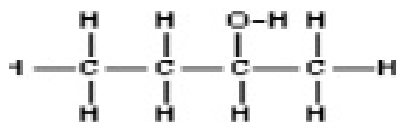
Δομές Kekulé

Συμπυγμένες δομές

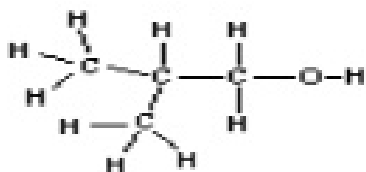
Σκελετικές δομές



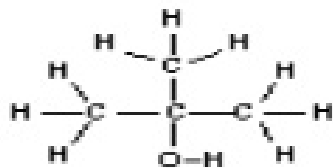
1- Βουτανόλη



2- Βουτανόλη



2- Μέθυλο -1-
προπανόλη



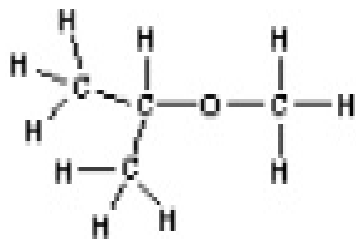
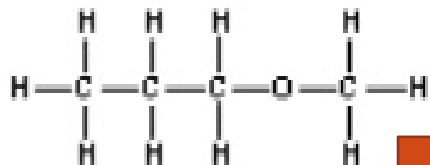
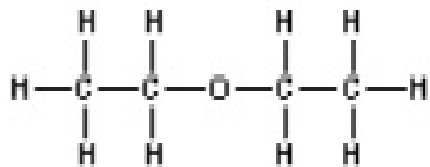
tert -Βουτυλική
αλκοόλη
2-Μέθυλο-2-
προπανόλη



<https://www.slideshare.net/inam12/kekule-structure-3006>



Δομές Kekulé



Συμπυγμένες δομές



Διαιθυλο αιθέρας



Μεθυλο πρόπυλο αιθέρας



tert -Βουτυλο μεθυλο αιθέρας

Σκελετικές δομές



<https://www.slideshare.net/inam12/kekule-structure-3006>

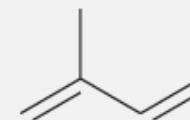
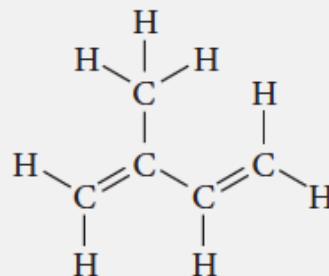


Ένωση

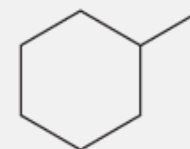
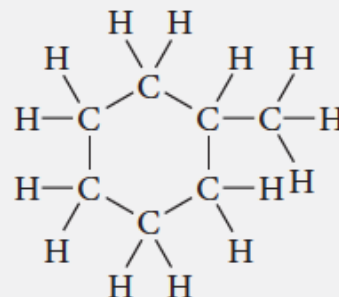
Δομή Kekulé

Σκελετική δομή

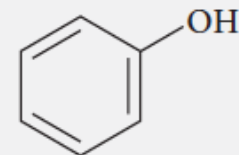
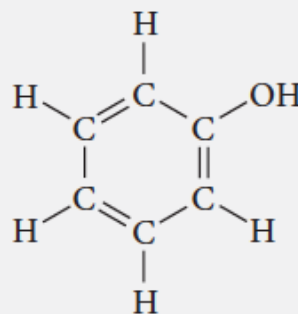
Ισοπρένιο, C_5H_8



Μεθυλοκυκλοεξάνιο, C_7H_{14}



Φαινόλη, C_6H_6O

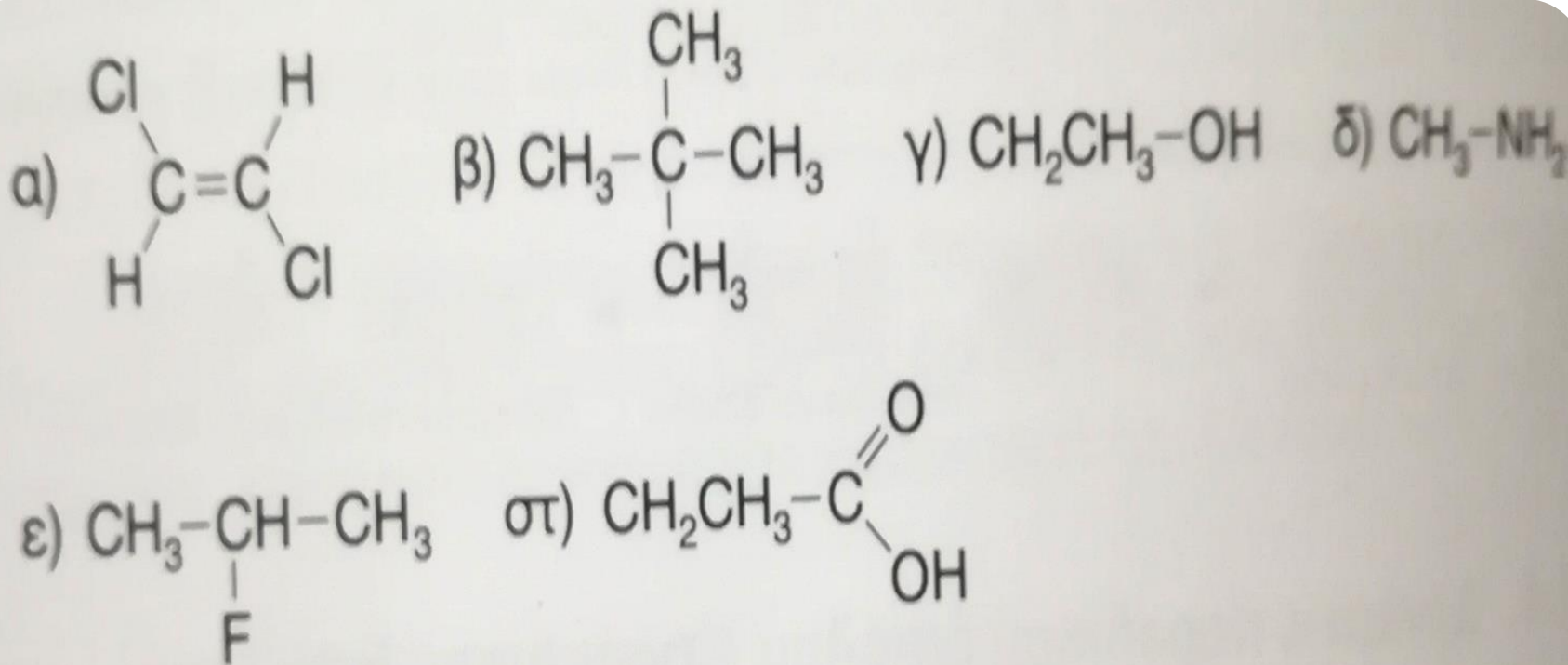


Σχήμα από: Οργανική Χημεία John McMurry, Μετάφραση Επιστημονική επιμέλεια Αναστάσιος Βάρβογλης, Μιχάλης Ορφανόπουλος, Ιουλία Σμόνου, Μανώλης Στρατάκης, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης

Αγγελική Απ. Γαλάνη



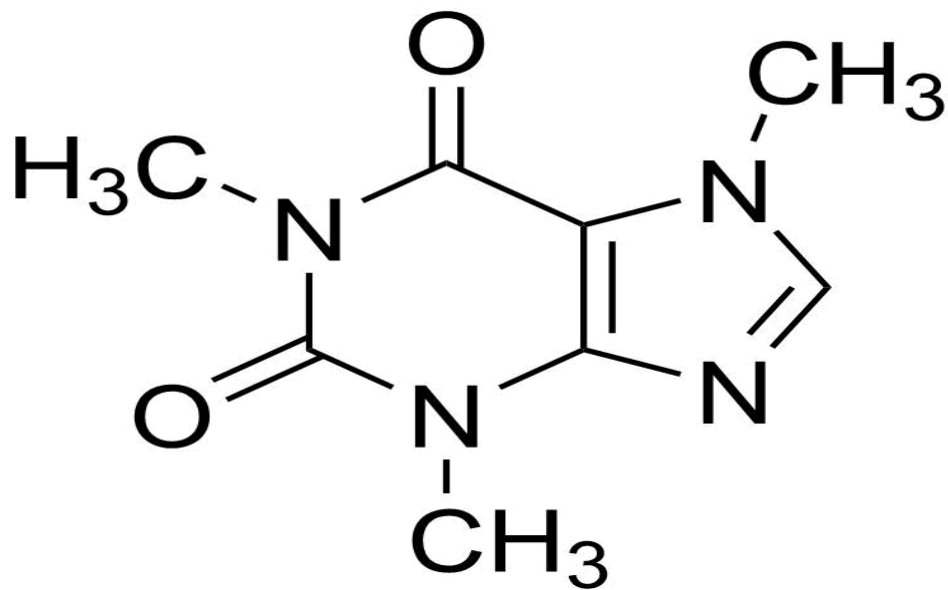
Ποια από τις ενώσεις οι οποίες ακολουθούν μπορεί να σχηματίσει δεσμούς υδρογόνου;



Άσκηση από: «Βασική Οργανική Χημεία», Ιωακείμ Σπηλιόπουλος, Εκδόσεις Αθ. Σταμούλης, 2008



Η δομή Kekulé για το μόριο της καφεΐνης είναι αυτή που ακολουθεί. Ποιος είναι ο μοριακός της τύπος;



[https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_\(McMurry\)/Chapter_01%3A_Structure_and_Bonding/1.12%3A_Drawing_Chemical_Structures](https://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/Organic_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Organic_Chemistry_(McMurry)/Chapter_01%3A_Structure_and_Bonding/1.12%3A_Drawing_Chemical_Structures)



Μοριακά μοντέλα

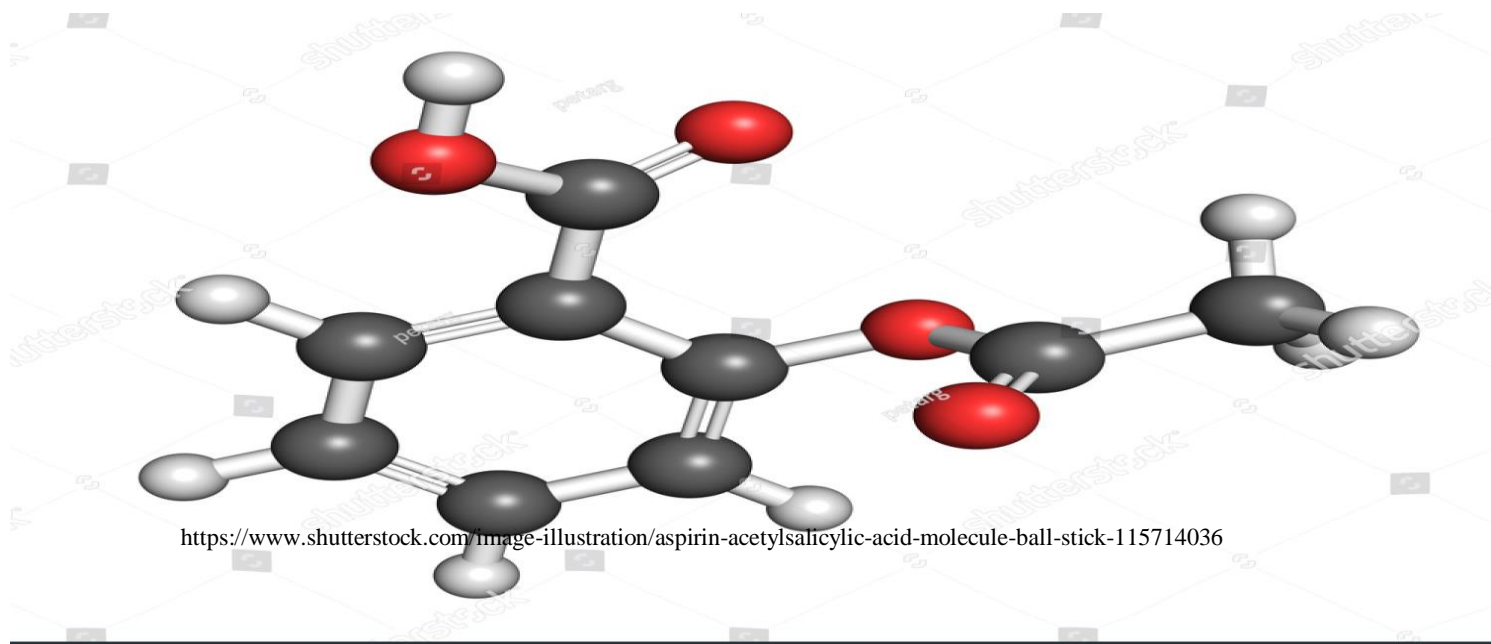
Προσφέρονται πιο πολύ ως τρόπος εξέτασης των στερεοχημικών παρεμποδίσεων σε αντίθεση με τα σκελετικά τα οποία βοηθούν στη μέτρηση των γωνιών, καθώς και των διατομικών αποστάσεων.



Ασκήσεις

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

Στην παρακάτω εικόνα αναπαριστάται το μοριακό μοντέλο της ασπιρίνης, του ακετυλοσαλικυλικού οξέος. Προσδιορίστε τον υβριδισμό των τροχιακών για κάθε άτομο άνθρακα της ασπιρίνης και δείξτε τα άτομα που περιέχουν τα μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων (γκρι σκούρο = C, κόκκινο = O, υπόλευκο = H)



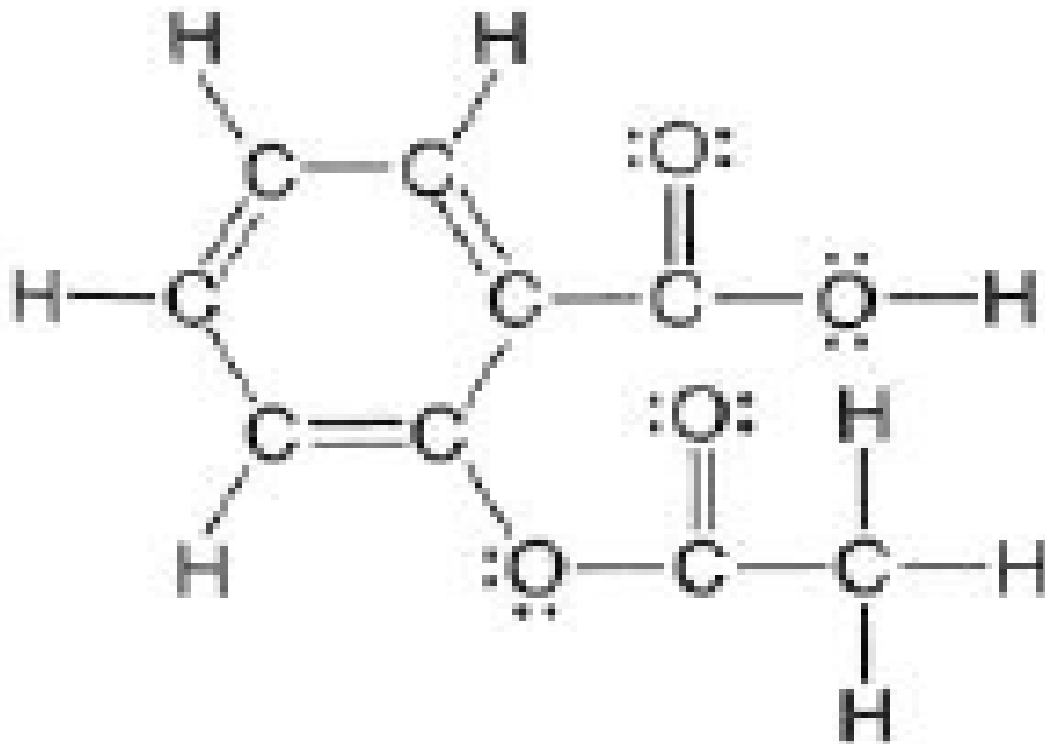
<https://www.shutterstock.com/image-illustration/aspirin-acetylsalicylic-acid-molecule-ball-stick-115714036>

shutterstock

IMAGE ID: 115714036
www.shutterstock.com



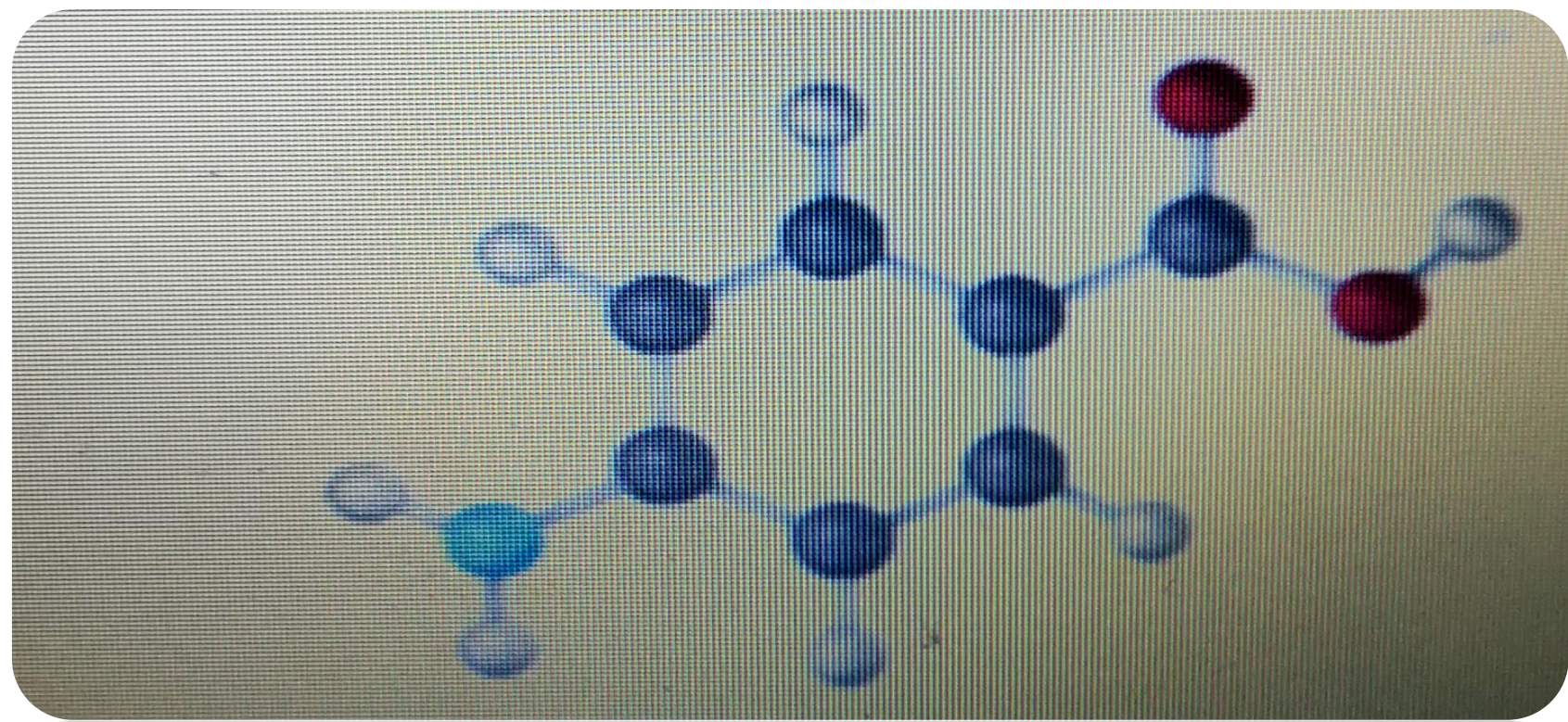
Όλοι οι άνθρακες εκτός από αυτόν της ομάδας CH_3 είναι sp^2 υβριδισμένοι.



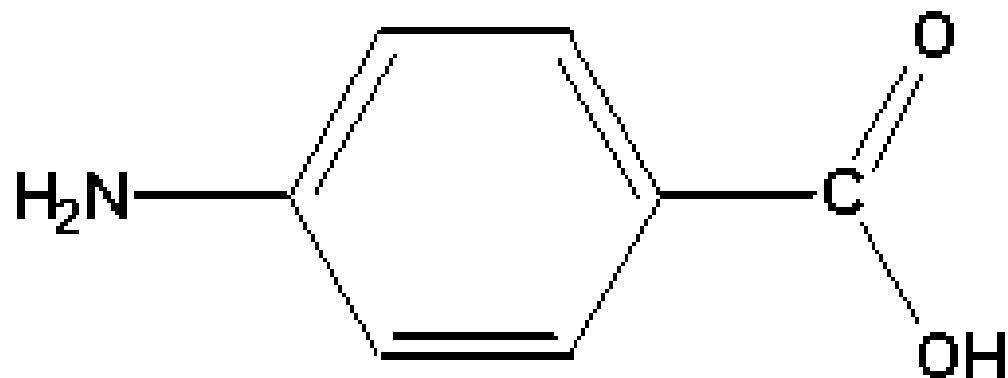
<http://www.chegg.com/homework-help/acetylsalicylic-acid-aspirin-widely-used-medicine-world-lewi-chapter-11-problem-58p-solution-9780077396671-exc>



Το μοριακό μοντέλο που ακολουθεί, παριστάνει το παρα-αμινοβενζοϊκό οξύ το οποίο είναι το ενεργό συστατικό πολλών αντηλιακών. Σχεδιάστε τη σκελετική δομή και υποδείξτε τις θέσεις των πολλαπλών δεσμών. Γκρι σκούρο = C, κόκκινο = O, γαλάζιο = N, υπόλευκο = H



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



p-Aminobenzoic Acid (PABA)

https://web.squ.edu.om/med-lib/med_cd/e_cds/Electronic%20Study%20Guide%20of%20Biochemistry/ch21/paba.htm



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/>**